

Волгоградский государственный медицинский университет
Кафедра химии

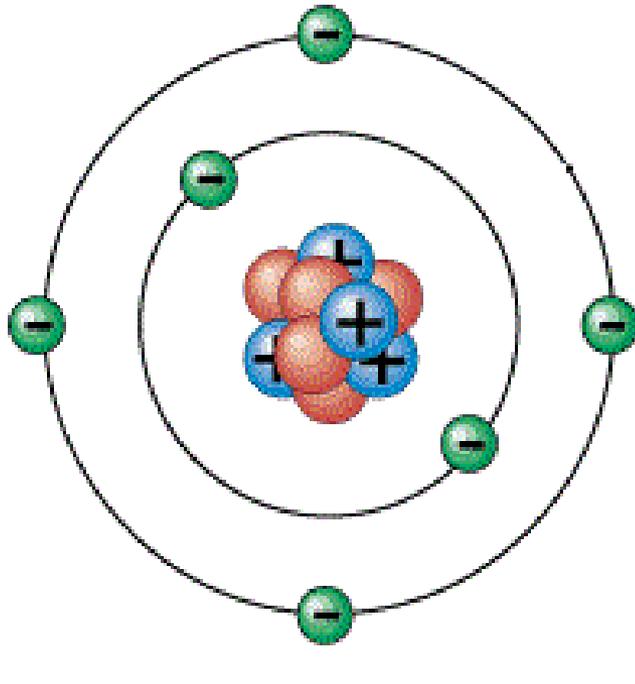
Занятие лекционного типа 4

Строение атома.

Химическая связь.

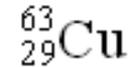
Периодический закон и его связь со строением атома. Химическая связь.

АТОМ



Атом углерода

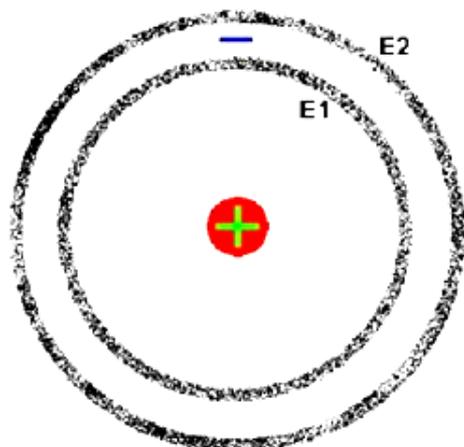
- Атом – наименьшая частица, химического элемента, определяющая его свойства.
- Атом - наименьшая электронейтральная частица, состоящая из положительнозаряженного ядра и электронов (электронного облака)



- Массовое число (A) – суммарное число нейтронов и протонов в ядре

$$A = {}_1^1p + {}_0^1n$$

Электронная атомная орбиталь АО



Область электронного облака, в котором электрон проводит более 95% времени, называется *электронной орбиталью*.

Чем больше радиус орбитали, тем больше энергия у электрона ($E2 > E1$) и тем слабее он связан с ядром.

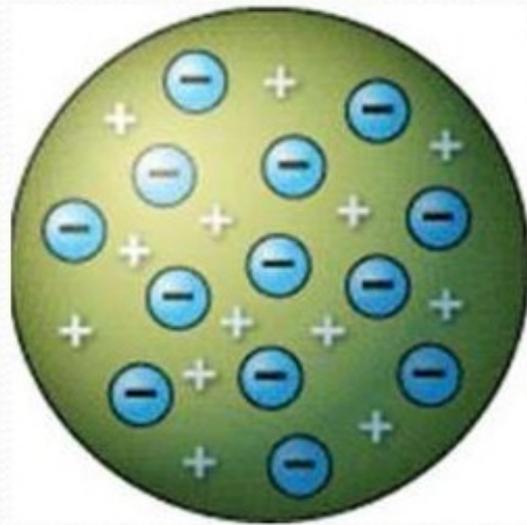
Электроны движущиеся на орбиталях близких размеров образуют **энергетические уровни**.

Энергетические уровни, кроме первого, состоят из **подуровней**.

Энергия и активность атома зависит от количества уровней и распределения электронов на подуровнях.

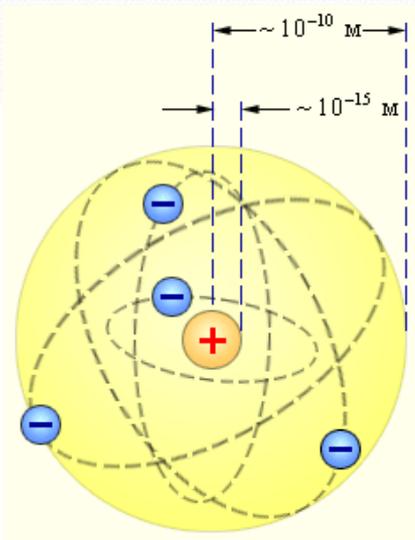
Модели атомов

- Модель атома Томсона (модель «Пудинг с изюмом»). Дж. Дж. Томсон предложил рассматривать атом как некоторое положительно заряженное тело с заключёнными внутри него электронами. Была окончательно опровергнута Резерфордом после проведённого им знаменитого опыта по рассеиванию альфа-частиц.

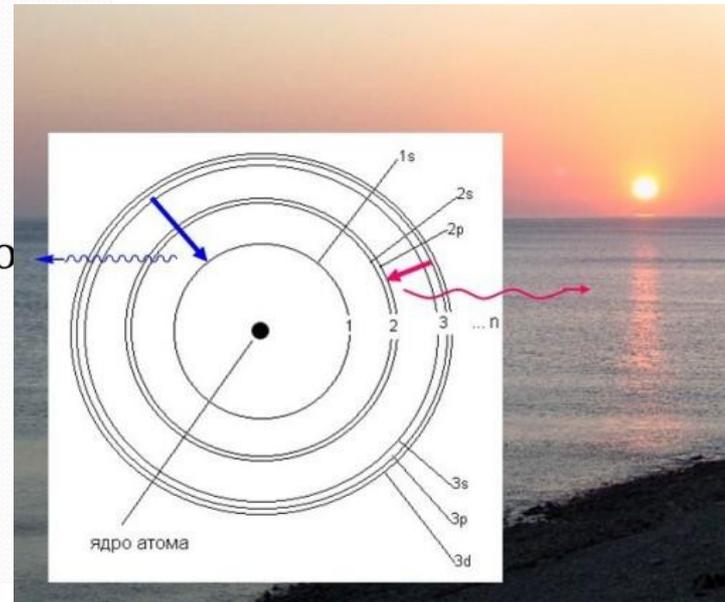


Планетарная модель атома Бора-Резерфорда.

- Описание атома вошло в противоречие с классической электродинамикой. Дело в том, что, согласно классической электродинамике, электрон при движении с центростремительным ускорением должен излучать электромагнитные волны, а, следовательно, терять энергию. Дальнейшее изучение излучения атома привело к созданию квантовой механики, которая позволила объяснить подавляющее большинство наблюдаемых фактов.



Модель строения атома по Резерфорду



Планетарная модель атома Бора.

В модели Бора свет испускается возбужденным атомом при переходе электрона с верхних стационарных орбит (уровней) на нижние.

Квантовая теория строения атома.

В основе этой теории находятся такие основные постулаты:

1. Электрон имеет корпускулярно-волновую (двойственную) природу. Он способен вести себя и как волна, и как частица. Длина его волны и скорость электрона связаны между собой соотношением де Бройля (1924 г французский учёный Луи де Бройль):

$$\lambda = h / mV$$

2. Невозможно одновременно точно измерить и скорость электрона и координату. Чем точнее вы измеряете скорость, тем больше будет неопределенность в координате, и наоборот.

1934 г принцип неопределенности Гейзенберга, $\Delta p_x \cdot \Delta x \geq h / 2\pi$,

3. В атоме электрон не движется по строго определенным траекториям, а способен находиться в некоторой части ядерного пространства.

Пространство, находящееся вокруг ядра, в котором достаточно велика вероятность нахождения электрона, называется *атомной орбиталью* (АО).

АО – это трехмерная область пространства вокруг ядра, нахождение электрона в которой наиболее вероятно (90-98%)

Движение элементарных частиц описывается уравнением Шрёдингера:

$$-\frac{h^2}{8\pi^2 m} \left(\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} \right) + U\psi = E\psi$$

где h – постоянная Планка; m – масса частицы; U – потенциальная энергия; E – полная энергия; x, y, z – координаты; ψ («пси») – волновая функция.

Электрон. Квантовые числа.

Для характеристики электрона в составе атома введены квантовые числа:

- n – главное
- l – орбитальное
- m_l - магнитное
- m_s - спиновое

Каждый электрон в атоме характеризуется четырьмя квантовыми числами:

- Главным - характеризует энергию уровня.
- Орбитальным – характеризует энергию подуровня и форму электронного облака.
- Магнитным – характеризует положение электронного облака в пространстве.
- Спиновое – характеризует вращение электрона вокруг собственной оси.

Квантовые числа

Главное квантовое число

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$$

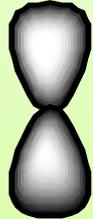
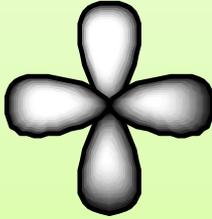
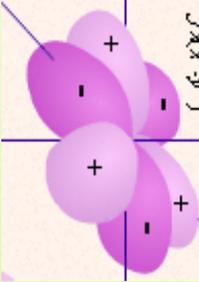
Характеризует:

- * уровень энергии электрона в атоме, радиус АО
- * удаленность уровня от ядра
- * **число подуровней на данном энергетическом уровне равно номеру уровня**
(первый уровень состоит из одного подуровня, второй—из двух, третий—из трех и т. д.)

Квантовые числа

Орбитальное квантовое число определяет момент количества движения электрона, характеризует тип энергетического подуровня и форму атомной орбитали.

$$l = 0, 1, 2, 3 \dots (n-1)$$

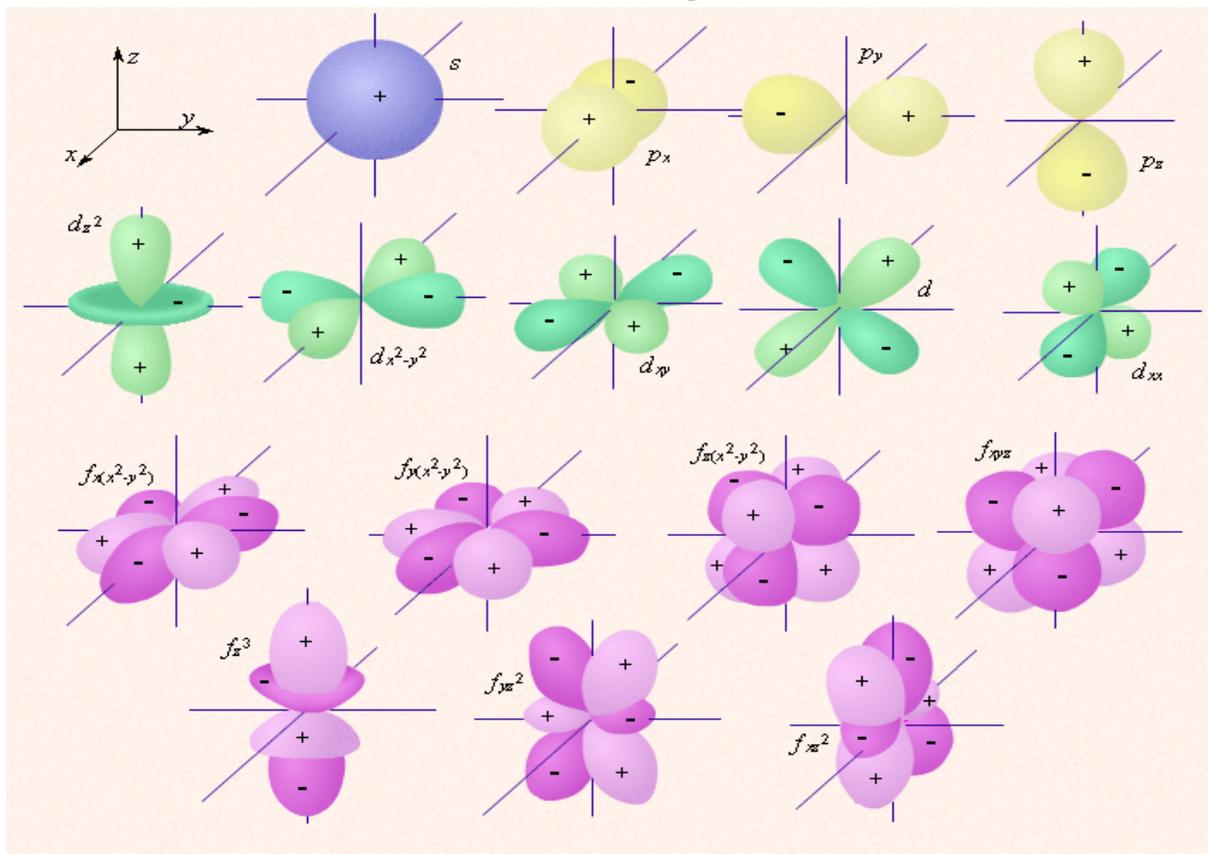
0	0	1	2	3	4
s	s	p	d	f	g
					Сложная форма

Квантовые числа

Магнитное квантовое число принимает значения, соответствующие целочисленным проекциям магнитного момента

$$m = 0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$$

и характеризует пространственную ориентацию атомной орбитали



Квантовые числа

Значения l	Значения m	Число АО $(2l+1)$	Графическое изображение АО
0 (s-подуровень)	0	1	
1 (p-подуровень)	-1, 0, +1	3	
2 (d-подуровень)	-2, -1, 0, +1, +2	5	
3 (f-подуровень)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7	

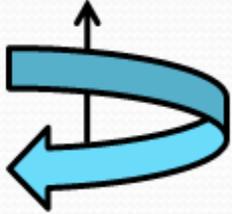
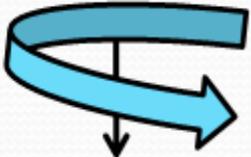
Квантовые числа

Спиновое квантовое число принимает два значения:

$$m_s = +1/2 \text{ и } -1/2$$

в зависимости от ориентации магнитного момента
электрона

в магнитном поле (по часовой стрелке или против).

Обозначение	Графическое обозначение
s	
$+1/2$	
$-1/2$	

Принцип Паули

В атоме не может быть двух электронов, у которых были бы одинаковыми все четыре квантовых числа.

Из принципа Паули вытекает следствие: **максимально возможное число электронов на каждой АО - два электрона с противоположными спинами, а на каждом энергетическом уровне равно удвоенному значению квадрата главного квантового числа:**

- **Число АО на уровне n^2
число электронов на энергетическом уровне = $2n^2$**

Число электронов на подуровне $2(2l + 1)$:

на s- 2, p- 6, d-10, f-14

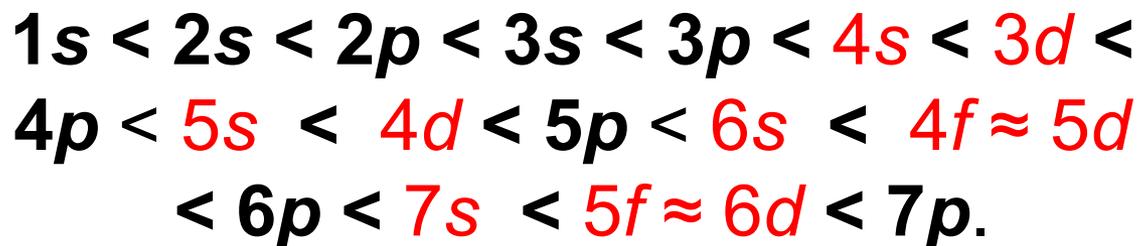
Принцип минимума энергии

Принцип минимума энергии определяет порядок заполнения АО, имеющих различные энергии.

Электроны занимают в первую очередь наиболее энергетически выгодные орбитали, имеющие наименьшую энергию.

Энергия определяется главным и орбитальным квантовыми числами.

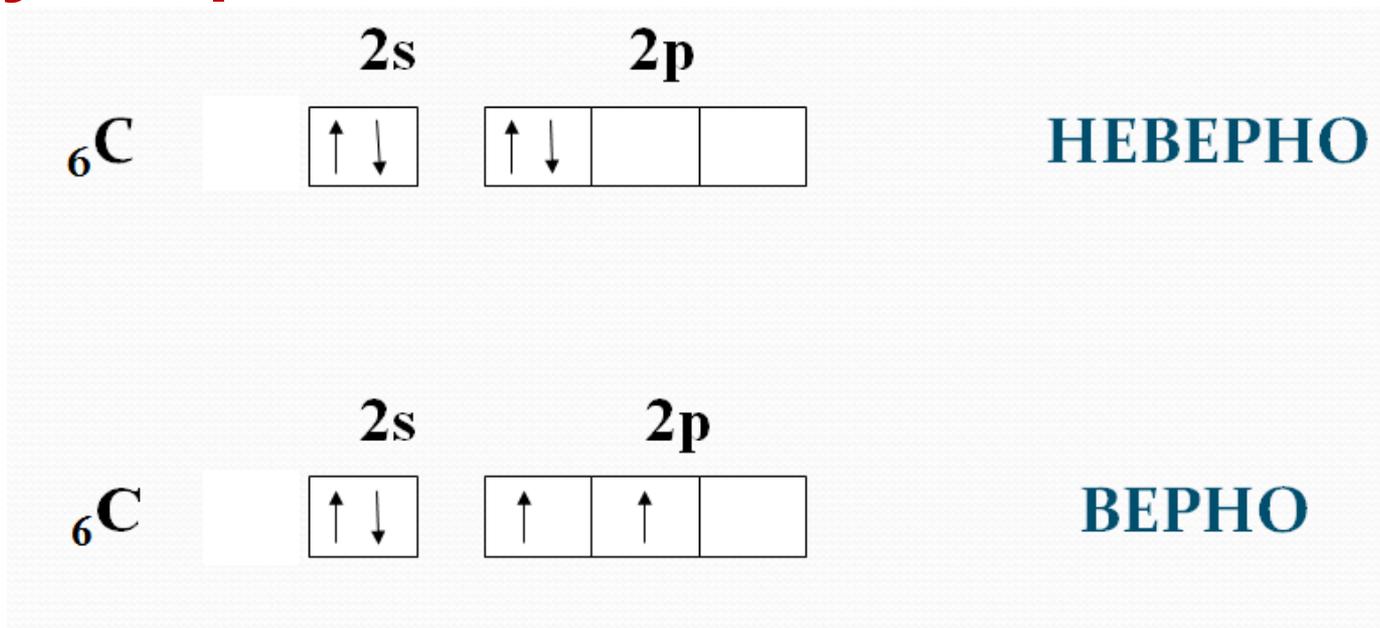
Порядок начала заполнения подуровней



Правило Хунда

- определяет порядок заполнения орбиталей с одинаковой энергией на многоэлектронных подуровнях .

В пределах энергетического подуровня электроны располагаются так, чтобы их суммарный спин был максимальным



Периодический закон и Периодическая система элементов Д.И. Менделеева

➤ Свойства химических элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда атомных ядер в результате периодического повторения внешних электронных конфигураций на более высоких уровнях.



		ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА						VII	VIII	атомный номер		обозначение элемента			
								(H)		12,01		6 C			
1	1	H ¹ ВОДОРОД 1,01								He ² ГЕЛИЙ 4,00	12,01		6 C		
2	2	Li ³ ЛИТИЙ 6,94	Be ⁴ БЕРРИЛЛИЙ 9,01	B ⁵ БОР 10,81	C ⁶ УГЛЕРОД 12,01	N ⁷ АЗОТ 14,01	O ⁸ КИСЛОРОД 16,00	F ⁹ ФТОР 19,00	Ne ¹⁰ НЕОН 20,18	12,01		6 C			
3	3	Na ¹¹ НАТРИЙ 22,99	Mg ¹² МАГНИЙ 24,31	Al ¹³ АЛЮМИНИЙ 26,98	Si ¹⁴ КРЕМНИЙ 28,09	P ¹⁵ ФОСФОР 30,97	S ¹⁶ СЕРА 32,06	Cl ¹⁷ ХЛОР 35,45	Ar ¹⁸ АРГОН 39,95	12,01		6 C			
4	4	K ¹⁹ КАЛИЙ 39,10	Ca ²⁰ КАЛЬЦИЙ 40,08	Sc ²¹ СКАНДИЙ 44,96	Ti ²² ТИТАН 47,90	V ²³ ВАНАДИЙ 50,94	Cr ²⁴ ХРОМ 52,00	Mn ²⁵ МАРГАНЕЦ 54,94	Fe ²⁶ ЖЕЛЕЗО 55,85	Co ²⁷ КОБАЛЬТ 58,93	Ni ²⁸ НИКЕЛЬ 58,70				
	5	Cu ²⁹ МЕДЬ 63,55	Zn ³⁰ ЦИНК 65,38	Ga ³¹ ГАЛЛИЙ 69,72	Ge ³² ГЕРМАНИЙ 72,59	As ³³ МЫШЬЯК 74,92	Se ³⁴ СЕЛЕН 78,96	Br ³⁵ БРОМ 79,90	Kr ³⁶ КРИПТОН 83,80						
5	6	Rb ³⁷ РУБИДИЙ 85,47	Sr ³⁸ СТРОНЦИЙ 87,62	Y ³⁹ ИТРИЙ 88,91	Zr ⁴⁰ ЦИРКОНИЙ 91,22	Nb ⁴¹ НИОБИЙ 92,91	Mo ⁴² МОЛИБДЕН 95,94	Tc ⁴³ ТЕХНЕЦИЙ 98,91	Ru ⁴⁴ РУТЕНИЙ 101,07	Rh ⁴⁵ РОДИЙ 102,91	Pd ⁴⁶ ПАЛЛАДИЙ 106,42				
	7	Ag ⁴⁷ СЕРЕБРО 107,87	Cd ⁴⁸ КАДМИЙ 112,41	In ⁴⁹ ИНДИЙ 114,82	Sn ⁵⁰ ОЛОВО 118,69	Sb ⁵¹ СУРЬМА 121,75	Te ⁵² ТЕЛЛУР 127,60	I ⁵³ ИОД 126,90	Xe ⁵⁴ КСЕНОН 131,30						
6	8	Cs ⁵⁵ ЦЕЗИЙ 132,91	Ba ⁵⁶ БАРИЙ 137,33	La ⁵⁷ ЛАНТАН 138,91	Hf ⁷² ГАФНИЙ 178,49	Ta ⁷³ ТАНТАЛ 180,95	W ⁷⁴ ВОЛЬФРАМ 183,85	Re ⁷⁵ РЕНИЙ 186,21	Os ⁷⁶ ОСМИЙ 190,20	Ir ⁷⁷ ИРИДИЙ 192,22	Pt ⁷⁸ ПЛАТИНА 195,09				
	9	Au ⁷⁹ ЗОЛОТО 196,97	Hg ⁸⁰ РУТУТЬ 200,59	Tl ⁸¹ ТАЛЛИЙ 204,37	Pb ⁸² СВИНЕЦ 207,20	Bi ⁸³ ВИСМУТ 208,98	Po ⁸⁴ ПОЛОНИЙ [209]	At ⁸⁵ АСТАТ [210]	Rn ⁸⁶ РАДОН [222]						
7	10	Fr ⁸⁷ ФРАНЦИЙ [223]	Ra ⁸⁸ РАДИЙ 226,03	Ac ⁸⁹ АКТИНИЙ [227]	Ku ¹⁰⁴ КУРЧАТОВИЙ [261]	Ns ¹⁰⁵ НИЛЬСБОРИЙ [261]	Sg ¹⁰⁶ СИБОРГИЙ [263]	Bh ¹⁰⁷ БОРИЙ [262]	Hs ¹⁰⁸ ХАССИЙ [265]	Hs ¹⁰⁹ МЕЙТНЕРИЙ [266]					
* ЛАНТАНОИДЫ															
58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71		
Ce ЦЕРИЙ 140,12	Pr ПРАЗЕОДИМ 140,91	Nd НЕОДИМ 144,24	Pm ПРОМЕТИЙ [145]	Sm САМАРИЙ 150,40	Eu ЕВРОПИЙ 151,96	Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	Tb ТЕРБИЙ 158,93	Dy ДИСПРОЗИЙ 162,50	Ho ГОЛЬМИЙ 164,93	Er ЭРБИЙ 167,26	Tm ТУЛИЙ 168,93	Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	Lu ЛЮТЕЦИЙ 174,97		
** АКТИНОИДЫ															
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103		
Th ТОРИЙ 232,04	Pa ПРОТАКТИНИЙ 231,04	U УРАН 238,03	Np НЕПУНИЙ 237,05	Pu ПЛУТОНИЙ [244]	Am АМЕРИЦИЙ [243]	Cm КЮРИЙ [247]	Bk БЕРКЛИЙ [247]	Cf КАЛИФОРНИЙ [251]	Es ЭЙНШТЕЙНИЙ [254]	Fm ФЕРМИЙ [257]	Md МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	(No) НОБЕЛИЙ [255]	(Lr) ЛОУРЕНСИЙ [256]		

- s - элементы
 - p - элементы
 - d - элементы
 - f - элементы

Схема расположения *s*, *p*, *d* и *f*-элементов в длинной форме Периодической таблицы

ПЕРИОДЫ	Группы и подгруппы элементов																	
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	II B	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
I	H																	He
II	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
III	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
IV	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
V	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
VI	Cs	Ba	La-Lu*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
VII	Fr	Ra	Ac-Lr**	Ku	Ns													
Лантаноиды*					Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Актиноиды**					Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr



s-элементы



d-элементы



p-элементы



f-элементы

Металлические и неметаллические свойства

- Заполнение внешнего s -подуровня указывает на металлические свойства атома, а формирование внешнего p -подуровня – на неметаллические свойства. Увеличение числа электронов на p -подуровне от 1 до 5 усиливает неметаллические свойства атома.
- *Металлы – все s -, d -, f -элементы и часть p -элементов (нижняя левая)*
- *Неметаллы – часть p -элементов (верхняя правая)*

Основные характеристики атомов элементов

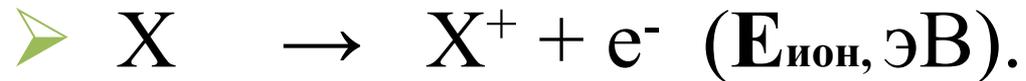
- Орбитальный атомный радиус — теоретически рассчитанное значение расстояния от ядра до наиболее удаленного от него максимума электронной плотности
- В периоде с увеличением порядкового номера атомный радиус уменьшается за счёт более сильного взаимодействия между ядром и внешними электронами

Существуют локальные нарушения этой зависимости, связанные с особенностями электронного строения, например при переходе от d-элементов к p-элементам.

- В главной подгруппе с увеличением порядкового номера атомный радиус растёт, так как увеличивается число уровней.

Энергия ионизации

➤ - это минимальная энергия ($E_{\text{ион}}$), необходимая для удаления электрона от атома на бесконечно большое расстояние



Энергия ионизации для элементов одного периода возрастает слева направо с увеличением заряда ядра.

В подгруппе она уменьшается сверху вниз вследствие увеличения расстояния электрона от ядра.

Энергия сродства к электрону ($E_{\text{ср}}$)

это энергия, которая выделяется или поглощается при присоединении электрона к нейтральному атому с образованием отрицательно заряженного иона.



Электроотрицательность

- - способность атома в молекуле или сложном ионе притягивать к себе электронные пары химической связи
 - По Малликену: $\text{ЭО} = 1/2(I_{\text{ион.}} + E_{\text{ср.}})$, где $I_{\text{ион}}$ и $E_{\text{ср}}$ – энергия ионизации и сродства к электрону.
- На практике пользуются **относительной электроотрицательностью (ОЭО)**.
 - с увеличением номера элемента электроотрицательность в периоде растёт,
 - а в группе — уменьшается.

Химическая связь

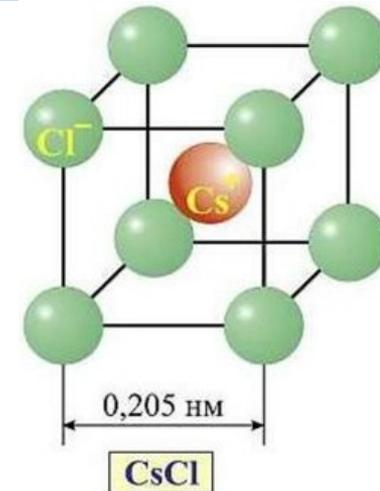
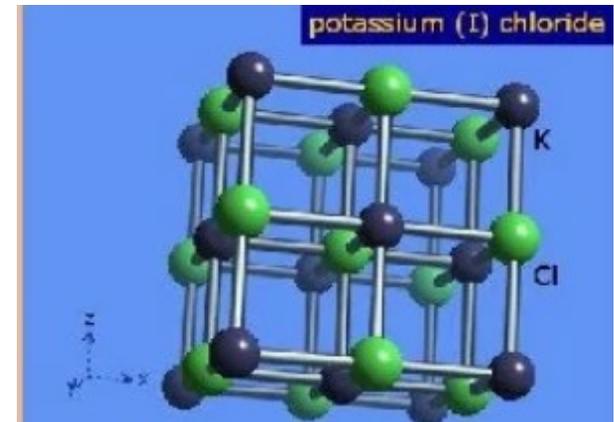
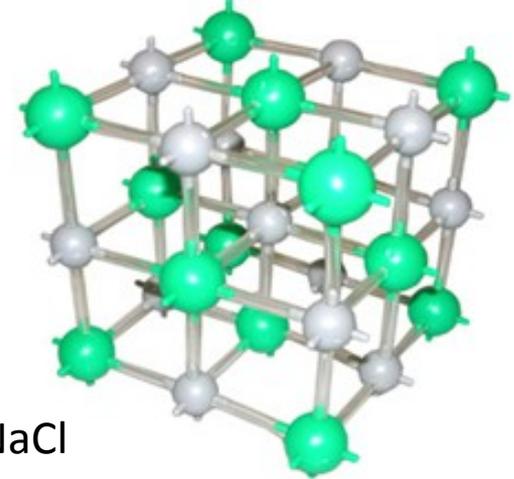
Под **химической связью** понимаются различные виды взаимодействий, обуславливающие устойчивое существование двух- и многоатомных соединений: молекул, ионов, кристаллических и иных веществ.

Различают четыре типа химических связей: ионную, ковалентную, металлическую и водородную.



Ионная связь

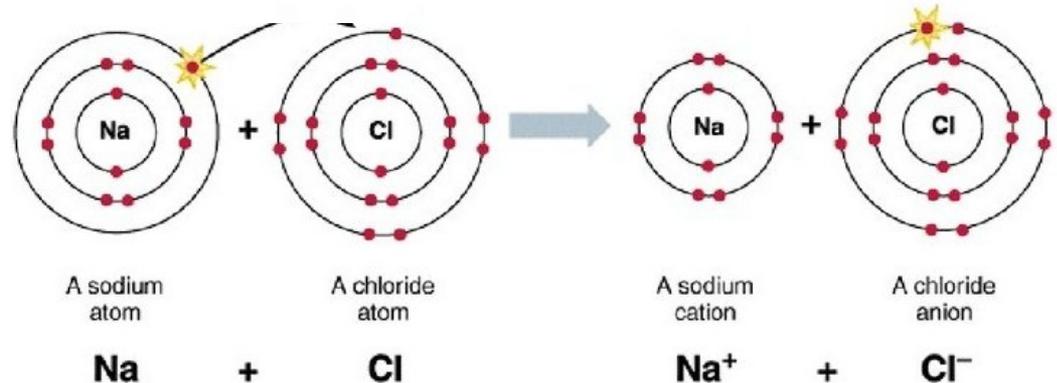
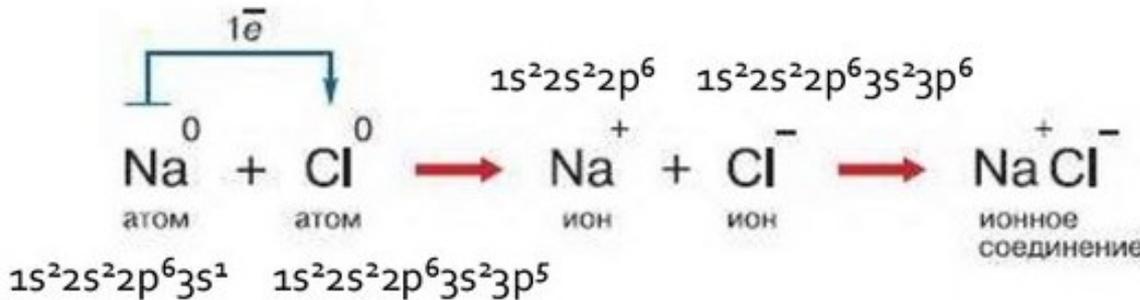
- Два разноименно заряженных иона, связанные силами притяжения, не теряют способности взаимодействовать с противоположно заряженными ионами, вследствие чего образуются соединения с ионной кристаллической решеткой. Ионные соединения представляют собой твердые, прочные, тугоплавкие вещества с высокой температурой плавления.
- Ионная связь является крайним случаем ковалентной полярной связи.



Ионная связь

Ионная химическая связь-это связь, образовавшаяся за счет электростатического притяжения катионов к анионам.

- Схема образования ионной связи в молекуле хлорида натрия:



ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ АТОМОВ

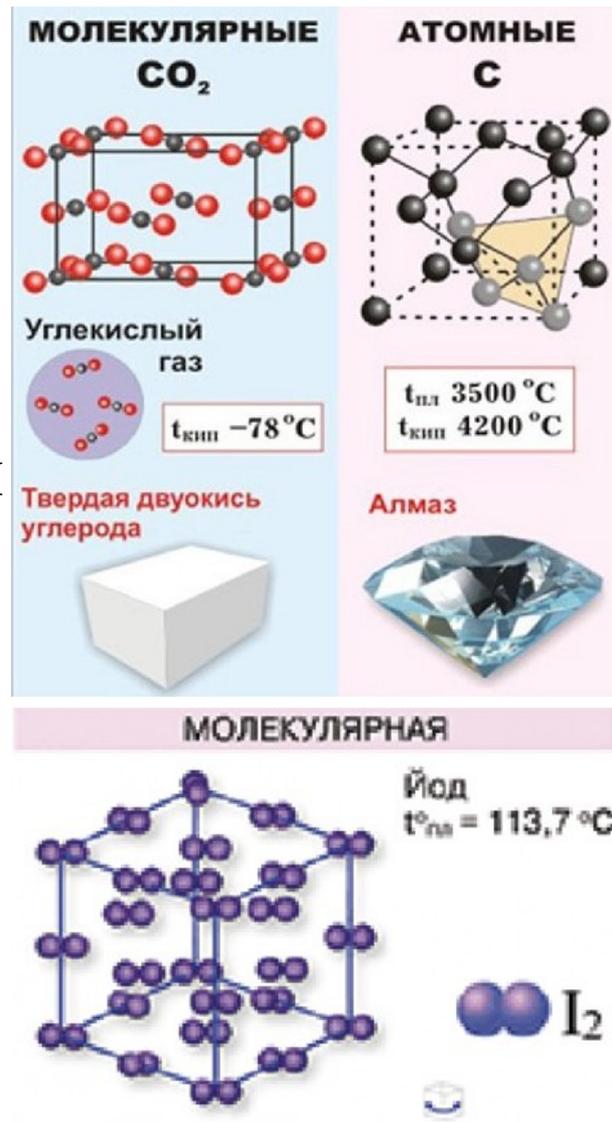
H 2,1						
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,5	F 4,0
Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,7	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6

Ионная связь образуется только между атомами таких элементов, которые значительно отличаются по своей **ЭО (разность >1,7)**.

Например: для KCl разность ЭО = 3,0 (хлор) – 0,91 (калий) = 2,09 > 1,7 ионная
 для BCl₃ разность ЭО = 3,0 (хлор) – 2,0 (бор) = 1,0 < 1,7 ковалентная полярная

Ковалентная химическая связь

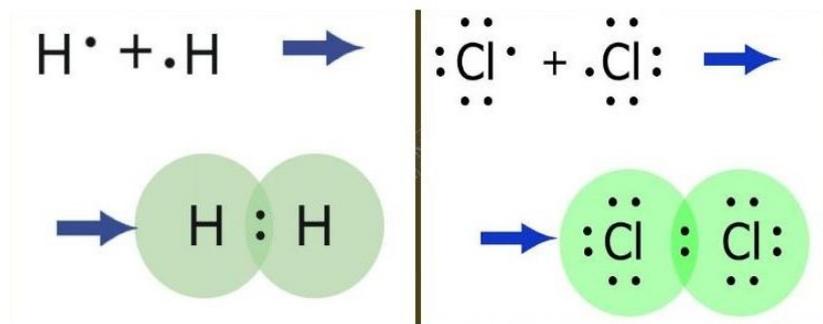
- **Ковалентная химическая связь** – ЭТО СВЯЗЬ, ВОЗНИКАЮЩАЯ МЕЖДУ АТОМАМИ ЗА СЧЕТ ОБРАЗОВАНИЯ ОБЩИХ ЭЛЕКТРОННЫХ ПАР.
- **Ковалентная неполярная** – ЭТО СВЯЗЬ ОБРАЗУЮЩАЯСЯ МЕЖДУ АТОМАМИ С ОДИНАКОВОЙ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬЮ.
- **H – H** **O = O**
- **Ковалентная полярная** – ЭТО СВЯЗЬ ОБРАЗУЮЩАЯСЯ МЕЖДУ АТОМАМИ С РАЗНОЙ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬЮ.
- **H – F** **C = O**



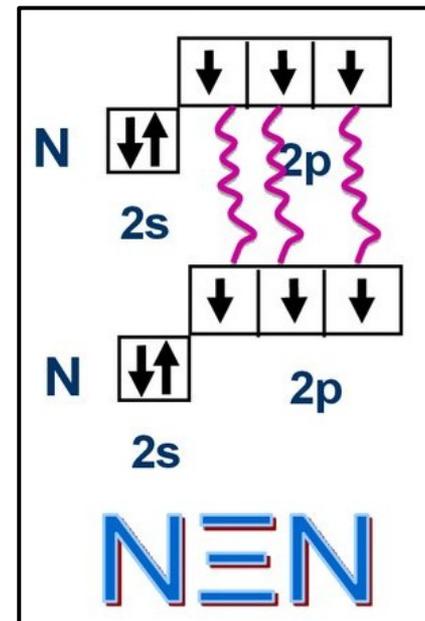
Механизмы образования ковалентной связи

- **Обменный механизм** действует, когда атомы образуют общие электронные пары за счет объединения неспаренных электронов.

Каждый атом отдает на образование общей электронной пары по одному неспаренному электрону.



- Связь возникает благодаря образованию общей электронной пары s-электронами атомов водорода (перекрыванию s-орбиталей):

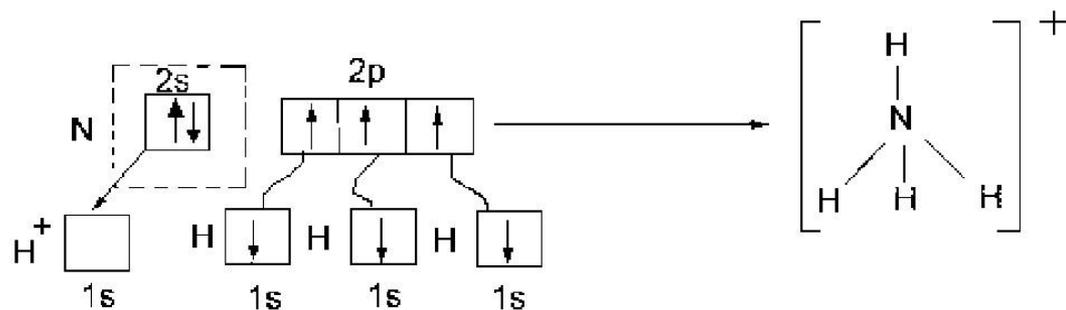


Механизмы образования ковалентной связи/ Донорно-акцепторный механизм.

- Один атом отдаёт пару электронов (*донор*), а второй предоставляет свободную орбиталь (*акцептор электронной пары*).



В ионе аммония все четыре связи с атомами водорода ковалентные: три образовались благодаря созданию общих электронных пар атомом азота и атомами водорода по обменному механизму, одна образовалась по донорно-акцепторному механизму.

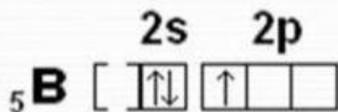


- Все четыре связи равноценны!

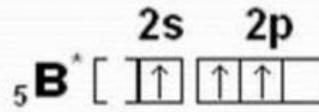
Свойства ковалентной связи

- **Насыщаемость** – показывает, что атом не любое, а ограниченное количество связей. Их число зависит от количества не спаренных валентных электронов или свободных орбиталей.

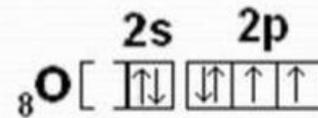
Насыщаемость – число ковалентных связей, которые элемент может образовать всегда ограничено. Насыщаемость определяет состав молекул, например **B_2O_3** .



валентность I



валентность III

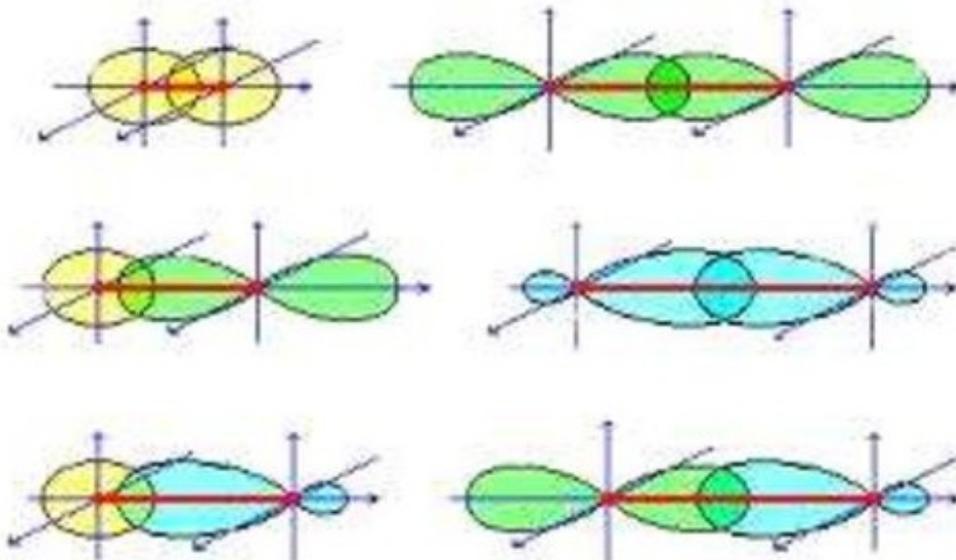


валентность II

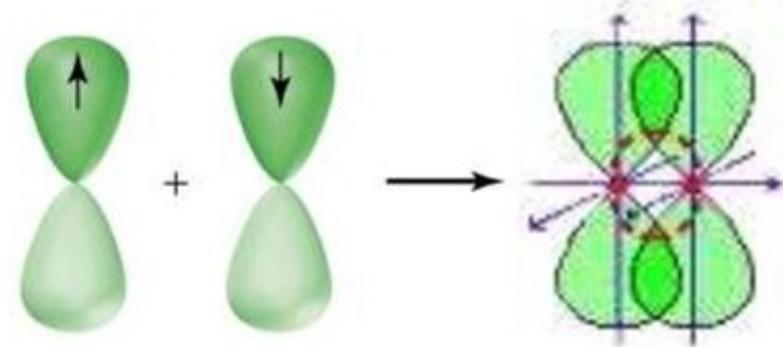
Свойства ковалентной связи

- **Направленность** – в зависимости от перекрывания и симметрии образованные орбитали различают на сигма, пи и дельта связи.

σ-СВЯЗЬ

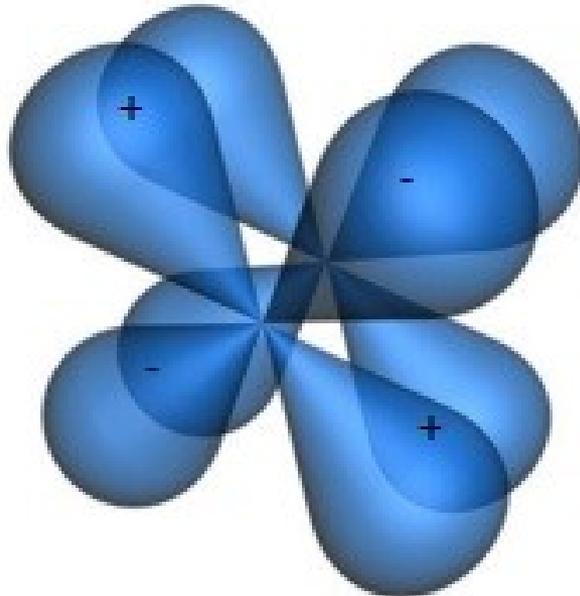


π-СВЯЗЬ



δ - СВЯЗЬ

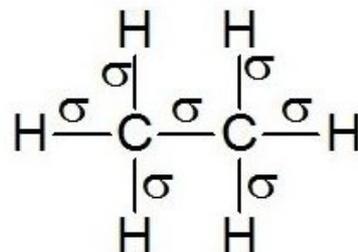
- δ - связь образуется за счет перекрывания всех четырех лепестков d – электронных облаков расположенных в параллельных ПЛОСКОСТЯХ.



Свойства ковалентной связи

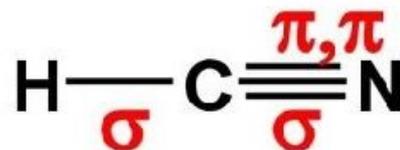
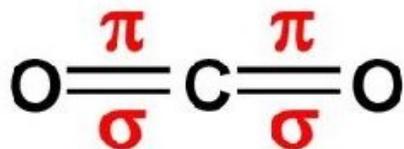
- **Кратность связи.**

- Это число общих электронных пар (количество связей) между взаимодействующими атомами



σ-связь более прочная, чем π-связь!!!!

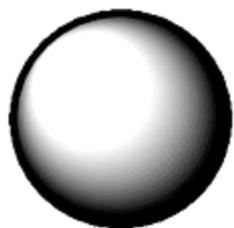
Сначала образуется σ-связь и только потом π-связи (максимум две)!!!!!!



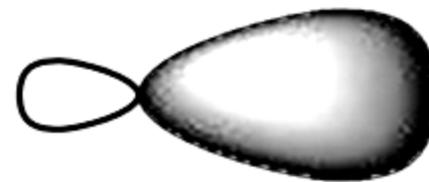
Гибридизация атомных орбиталей

Гибридизация – изменение формы и энергии орбиталей атома при образовании ковалентной связи.

Гибридизация – процесс выравнивания атомных орбиталей по форме и энергии



+



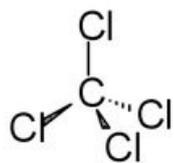
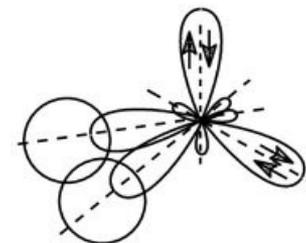
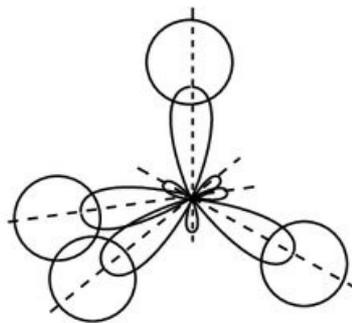
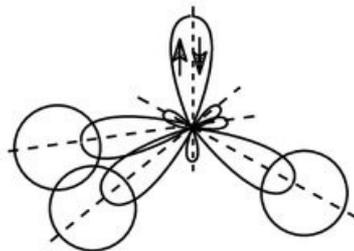
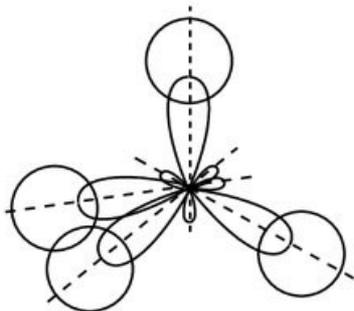
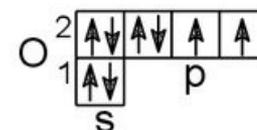
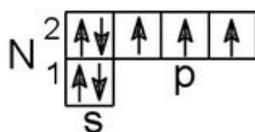
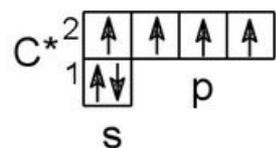
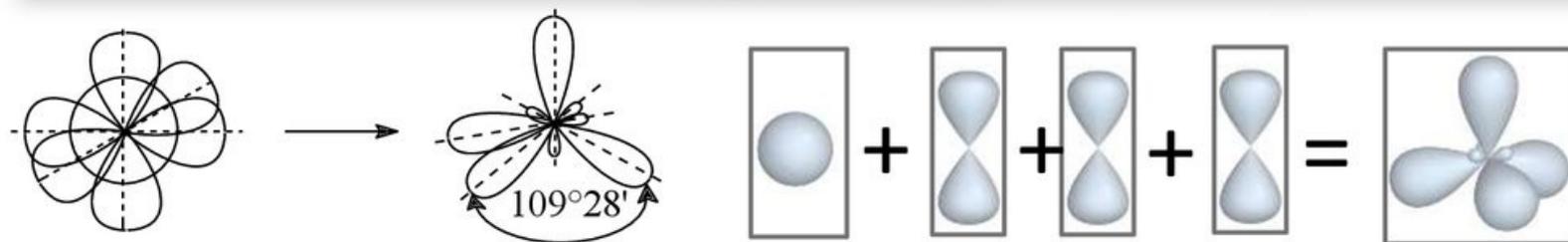
s-орбиталь

p-орбиталь

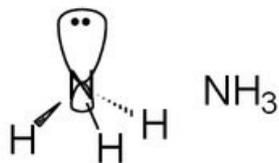
гибридная орбиталь

sp^3 -Гибридизация

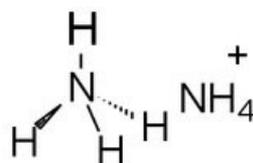
Происходит смешение одной 2s- и трех 2p-орбиталей.



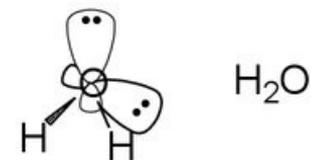
тетраэдр



пирамида



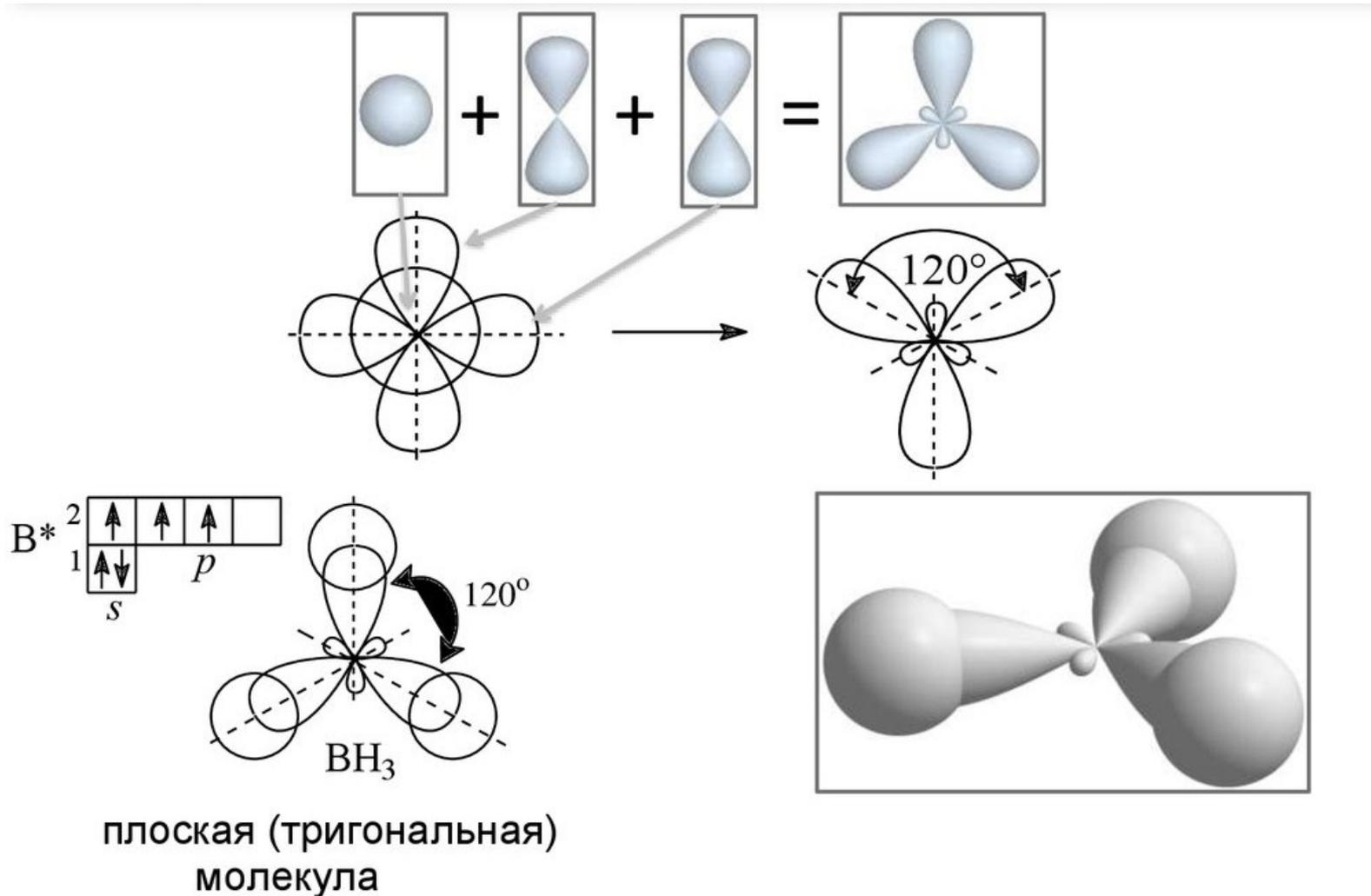
тетраэдр



угловая молекула

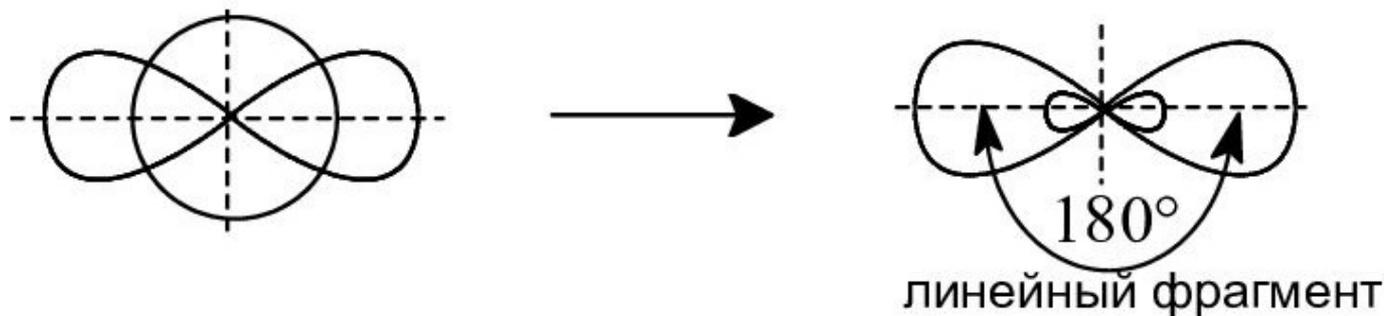
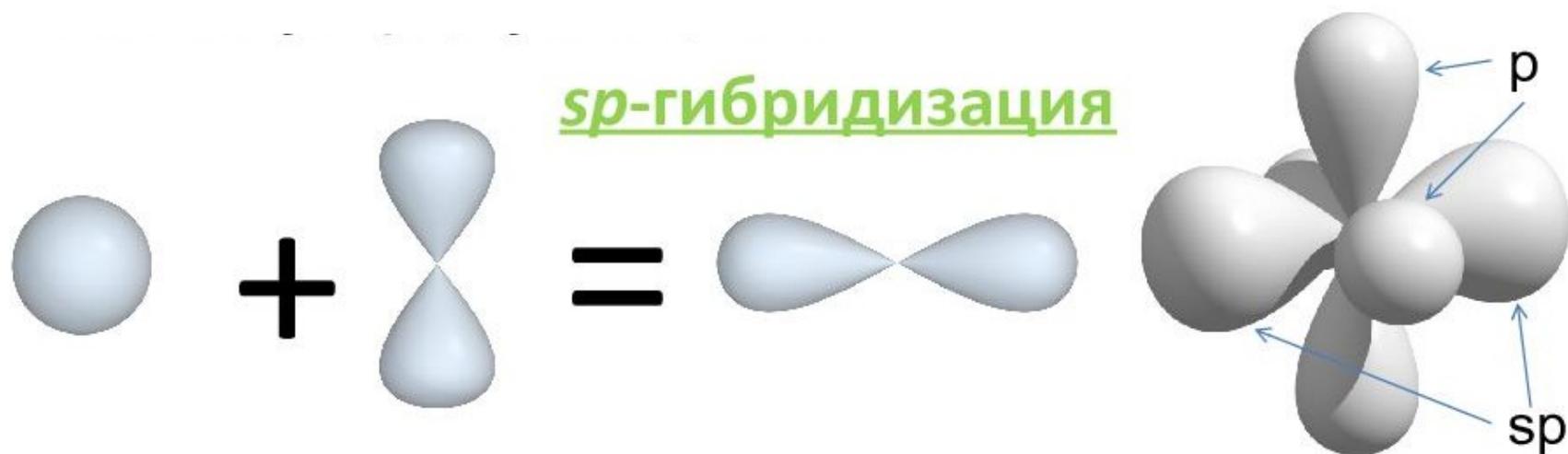
sp^2 -Гибридизация

Происходит смешение одной $2s$ - и двух $2p$ -орбиталей. Одна $2p$ -орбиталь остается негибридизованной.



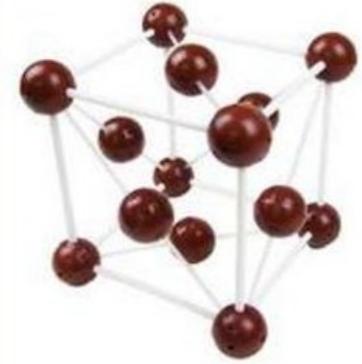
sp-Гибридизация

Происходит смешение одной $2s$ - и одной $2p$ -орбиталей. Две $2p$ -орбитали остаются негибридованными.



Металлическая связь

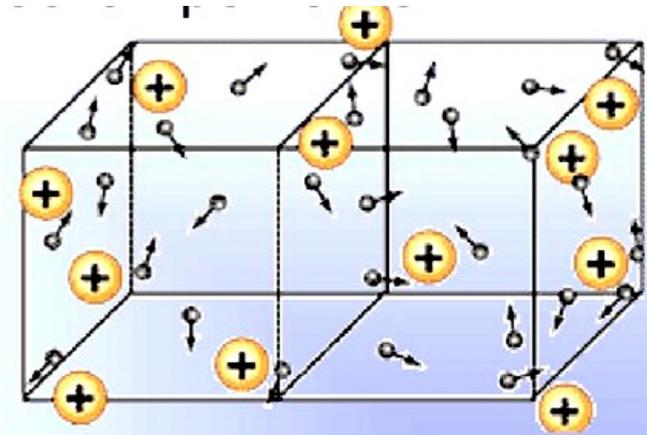
Металлы (Na, K, Fe) образуют кристаллические решетки!



Атомы металлов легко **отдают электроны** и **становятся катионами** (положительными ионами).



Связь между всеми положительными ионами металлов и свободными электронами в кристаллической решетке металлов называется **металлической**.



Водородная связь

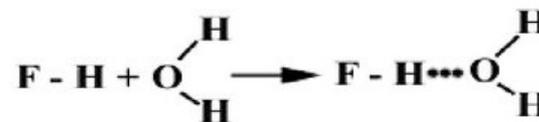
Водородная связь - это связь между положительным водородом (H) молекулы и электроотрицательным атомом (F, Cl, O, N) другой или той же молекулы

■ Межмолекулярная H-связь

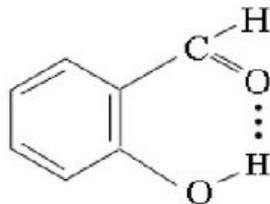


Примеры: Атомы A и B - одинаковые $H^{\delta+} - F^{\delta-} + H^{\delta+} - F^{\delta-} \rightarrow H-F \dots H-F$

Атомы A и B - разные



■ Внутримолекулярная H-связь



Внутримолекулярная H-связь
в салициловом альдегиде

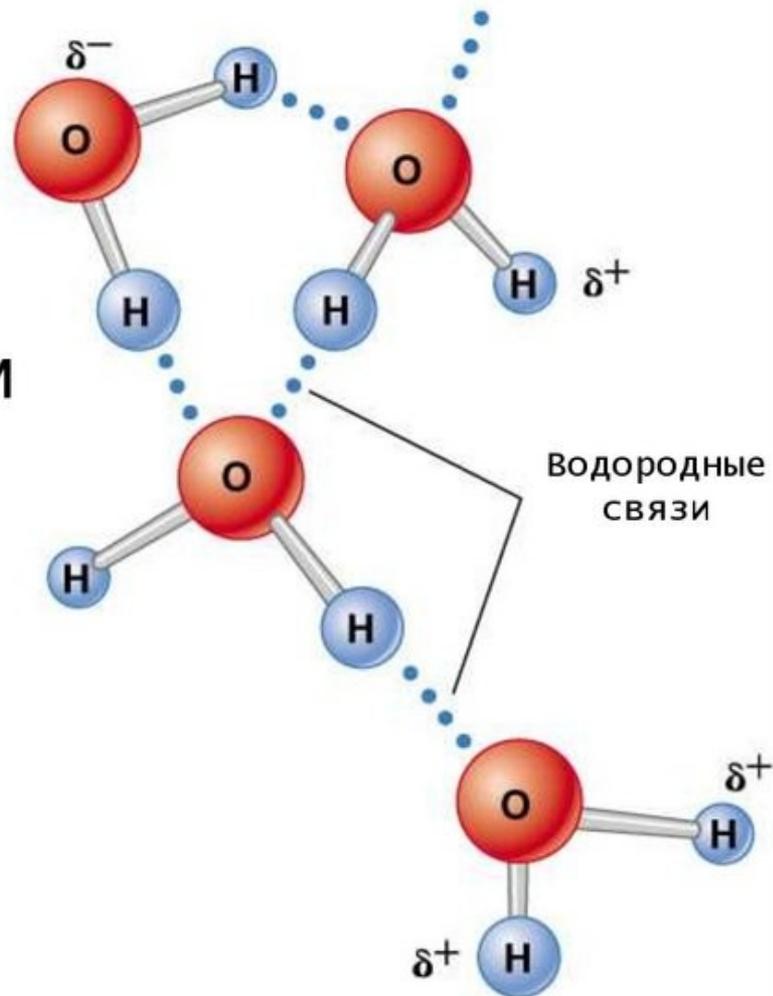
Водородные связи

- **электрическое притяжение** между атомами, несущими **частичный отрицательный** и **частичный_положительный** заряд.

- **очень слабые** связи
 - ~ в 10 раз слабее ковалентной

- **между молекулами**

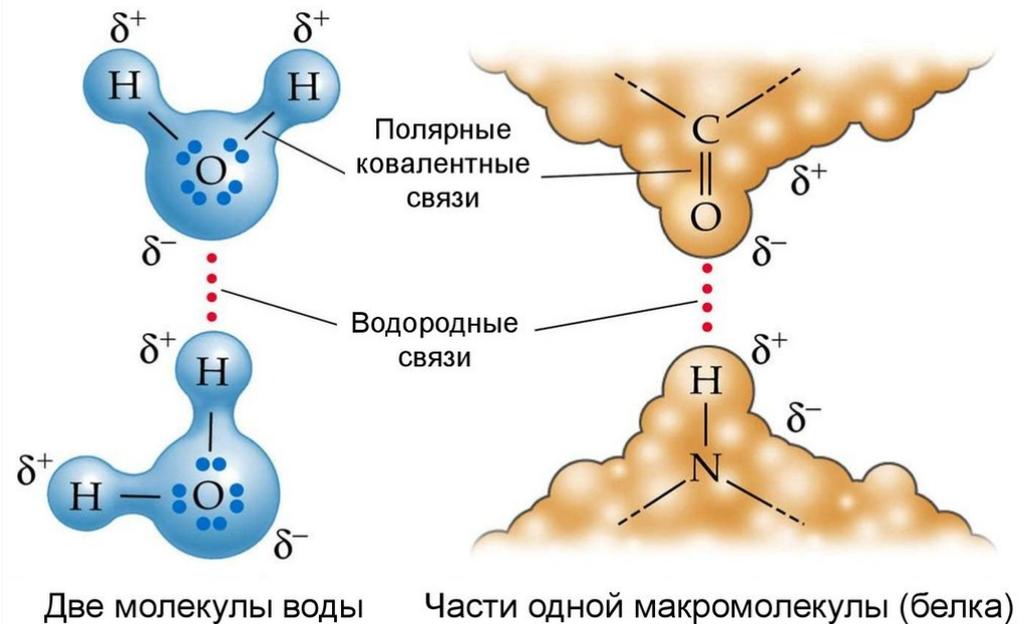
Благодаря водородным связям вода – **жидкость** при обычных на Земле температурах (сравн. с H_2S , CH_4 , NH_3)



Водородная связь

Межмолекулярная

Возникает между молекулами



Внутримолекулярная

Возникает внутри молекулы

