

СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ

Литература

**Коровин Н.В. Общая химия. — Высш. шк., 2000. 558
с. Гл. первая, §§ 1.1-1.5**

<https://yadi.sk/d/iK3eIO3kkvvHj>

Страничка «в контакте»

<https://vk.com/public131559854>

Адрес электронной почты

lgkkn@rambler.ru

Главное квантовое число n
1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, ...

Орбитальное квантовое число l
«0» ... « $n - 1$ »

$n = 1$ $l = 0$ 1s

s — орбиталь

$n = 2$ $l = 0$ 2s

$l = 1$ 2p

$n = 3$ $l = 0$ 3s

$l = 1$ 3p

$l = 2$ 3d

p — орбиталь

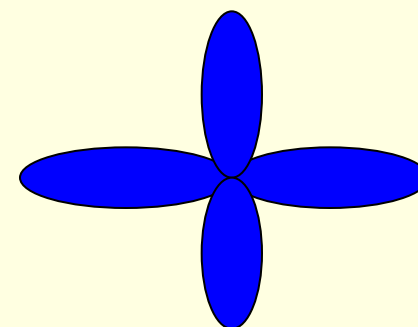
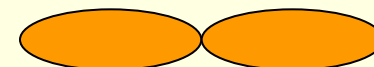
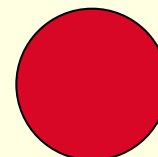
$n = 4$ $l = 0$ 4s

$l = 1$ 4p

$l = 2$ 4d

$l = 3$ 4f

d — орбиталь



Магнитное квантовое число

$$-l, \dots, 0, \dots, +l; \quad N_{(m_l)} = (2l + 1) = N_{(AO)}$$

$$l = 0 \quad m_l = 0$$

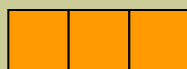
$$l = 1 \quad m_l = -1; 0; +1$$

$$l = 2 \quad m_l = -2; -1; 0; +1; +2$$

$$l = 3 \quad m_l = -3; -2; -1; 0; +1; +2; +3$$



s-орбиталь



p-орбиталь



d-орбиталь

Спиновое квантовое число

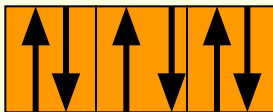
$$m_s = +\frac{1}{2}; -\frac{1}{2}$$

Принцип Паули. В атоме не может быть двух электронов, имеющих одинаковый набор квантовых чисел

АО 1s: $n=1$ $l=0$ $m_l=0$ $m_s = -\frac{1}{2}; +\frac{1}{2}$



АО 3p: $n=3$ $l=1$ $m_l = -1; 0; +1$ $m_s = -\frac{1}{2}; +\frac{1}{2}$



На одной АО максимально может быть только два электрона

$$2 (2 l + 1)$$

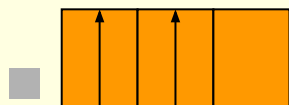
s-орбиталь: 2 электрона

p-орбиталь: 6 электронов

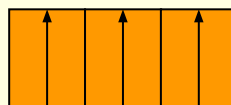
d-орбиталь: 10 электронов

f-орбиталь: 14 электронов

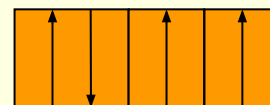
Правило Гунда. На атомной орбитали
определённого типа электроны
распределяются таким образом, чтобы
абсолютное значение суммарного спина
было максимальным



■ p^2



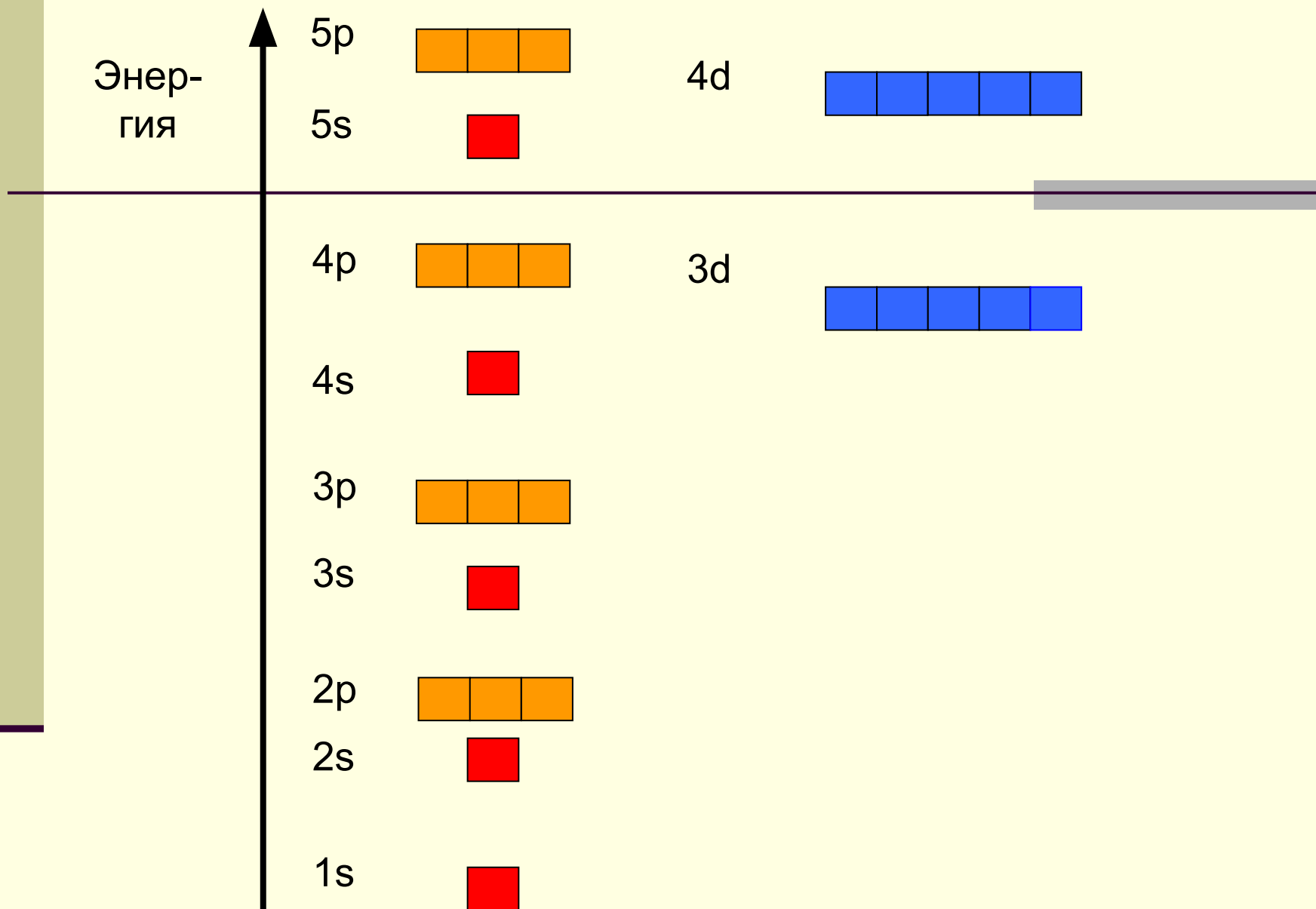
p^3



p^4

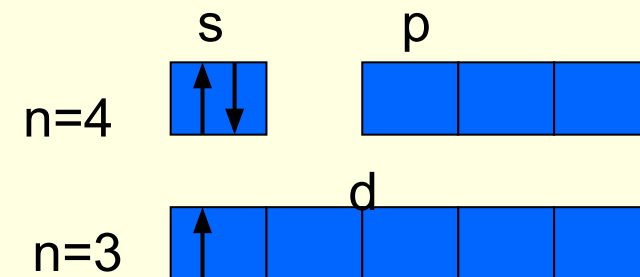
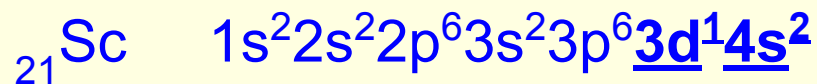
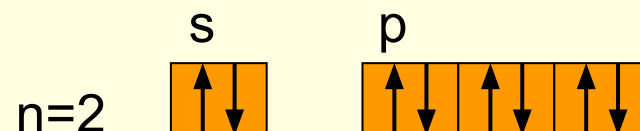
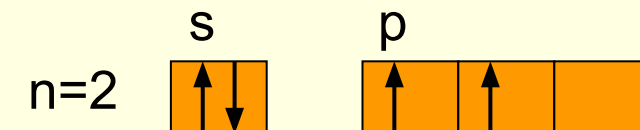
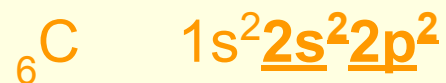
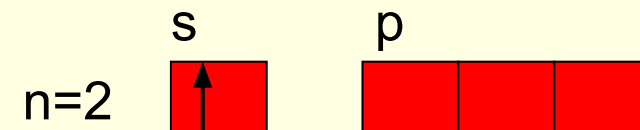
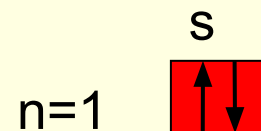
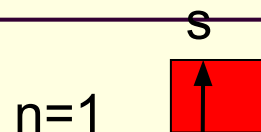
Значения квантовых чисел, определяющих энергию атомных орбиталей

Атомная орбиталь	Значения квантовых чисел		Сумма $n + l$
	n	l	
1s	1	0	1
2s	2	0	2
2p	2	1	3
3s	3	0	3
3p	3	1	4
3d	3	2	5
4s	4	0	4
4p	4	1	5
4d	4	2	6
4f	4	3	7
5s	5	0	4
5p	5	1	6



$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p < 6s \approx 5d \approx 4f \dots$

Электронные формулы и распределение валентных электронов



Электронная структура атомов и периодическая система элементов

Пе- риод	Квантовые энергетические уровни и подуровни	Число элементов в периоде
I	$1s^2$	2
II	$1s^2 2s^2 2p^6$	8
III	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	8
IV	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	18
V	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$	18

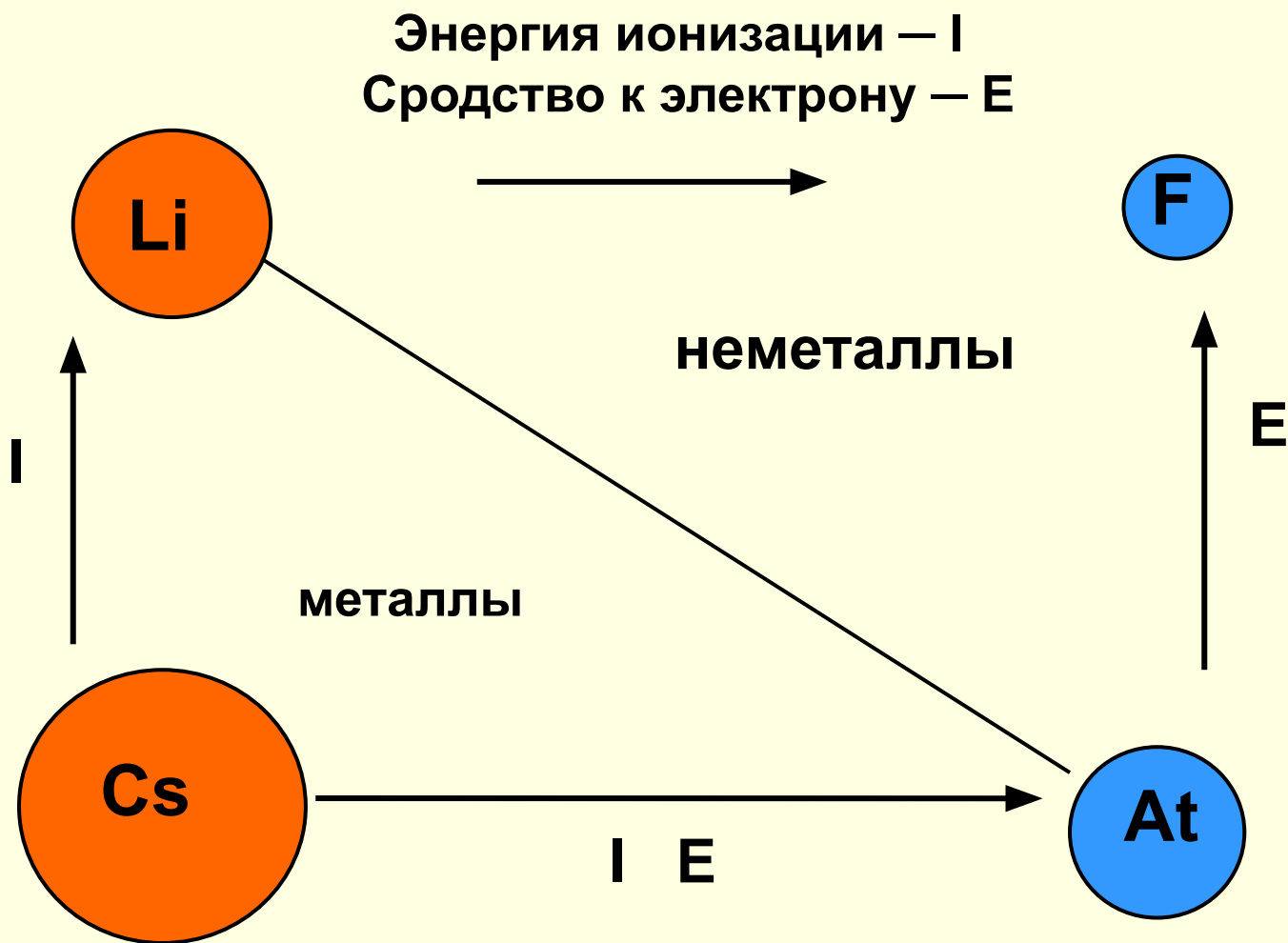
Структура периодической системы

элементов

Группы и подгруппы элементов

Группы и подгруппы элементов																		
	I-A	IIA	III-B ... VIII-B										III A	IV A	VA	VI A	VII A	VII IA
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	R	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mb	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac Lr	Ku	Ns													
лантаноиды			La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
актиноиды			Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

Изменение энергии ионизации и сродства к электрону в
периодах и группах периодической системы



Металлы и неметаллы в периодической системе

Группы и подгруппы элементов

Группы и подгруппы элементов																		
	I-A	IIA	III-B ... VIII-B										III A	IV A	VA	VI A	VII A	VII IA
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	R	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mb	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac Lr	Ku	Ns													
лантаноиды				La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
актиноиды				Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Кисотно-основные свойства соединений элементов третьего периода

I	II	III	IV	V	VI	VII
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
металлы			неметаллы			
Na ₂ O MgO	Al ₂ O ₃		SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
основные		амфотерный	кислотные			
NaOH Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃		H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄
основания		амфотерный гидроксид	кислоты			
← Усиление основных свойств			Усиление кислотных свойств →			

Химическая связь

Литература

Коровин Н.В. Общая химия. – М.: Высш. шк., 2000.
— 558 с. §§ 2.1-2.4

Энергия системы из двух сближающихся атомов водорода

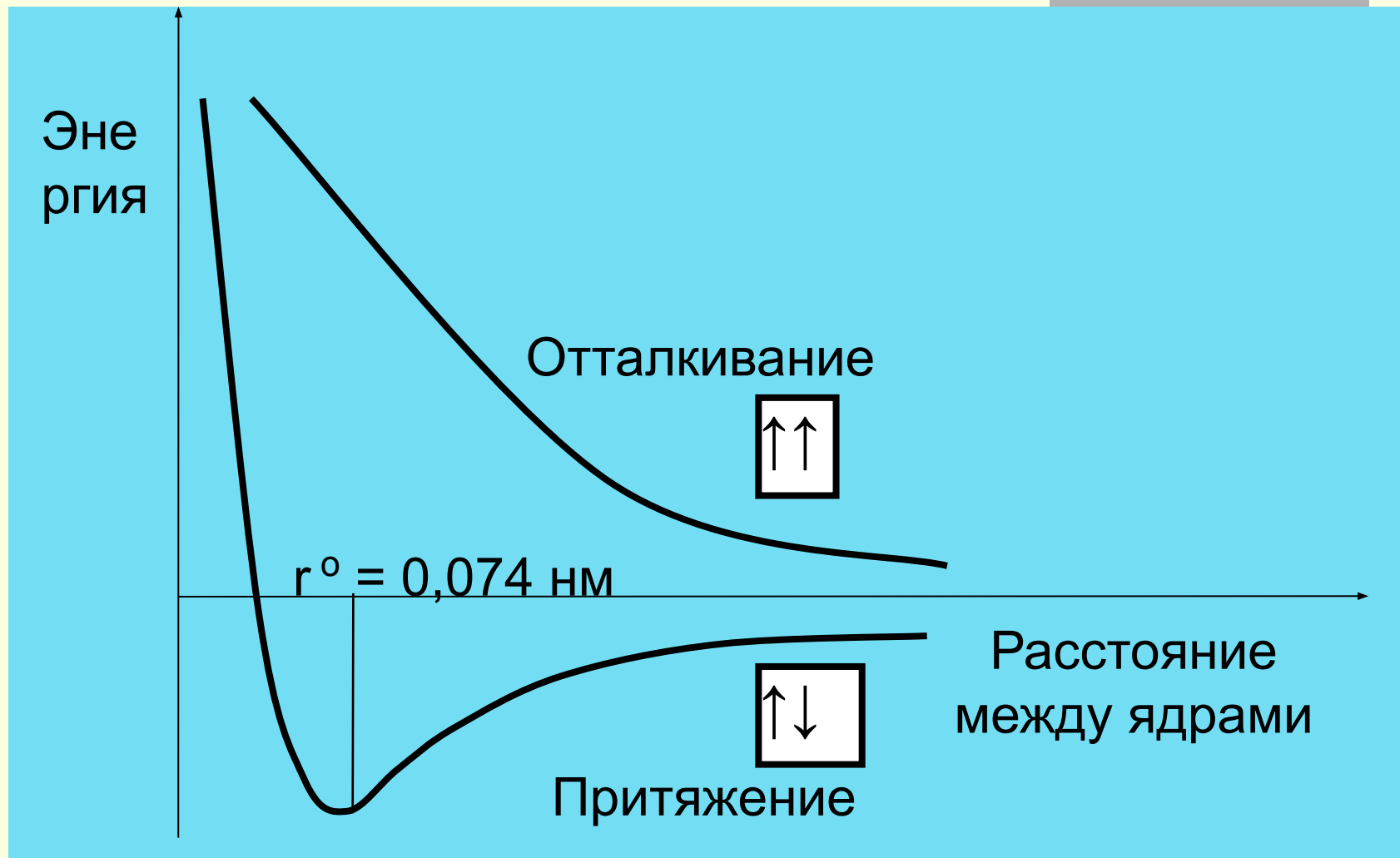
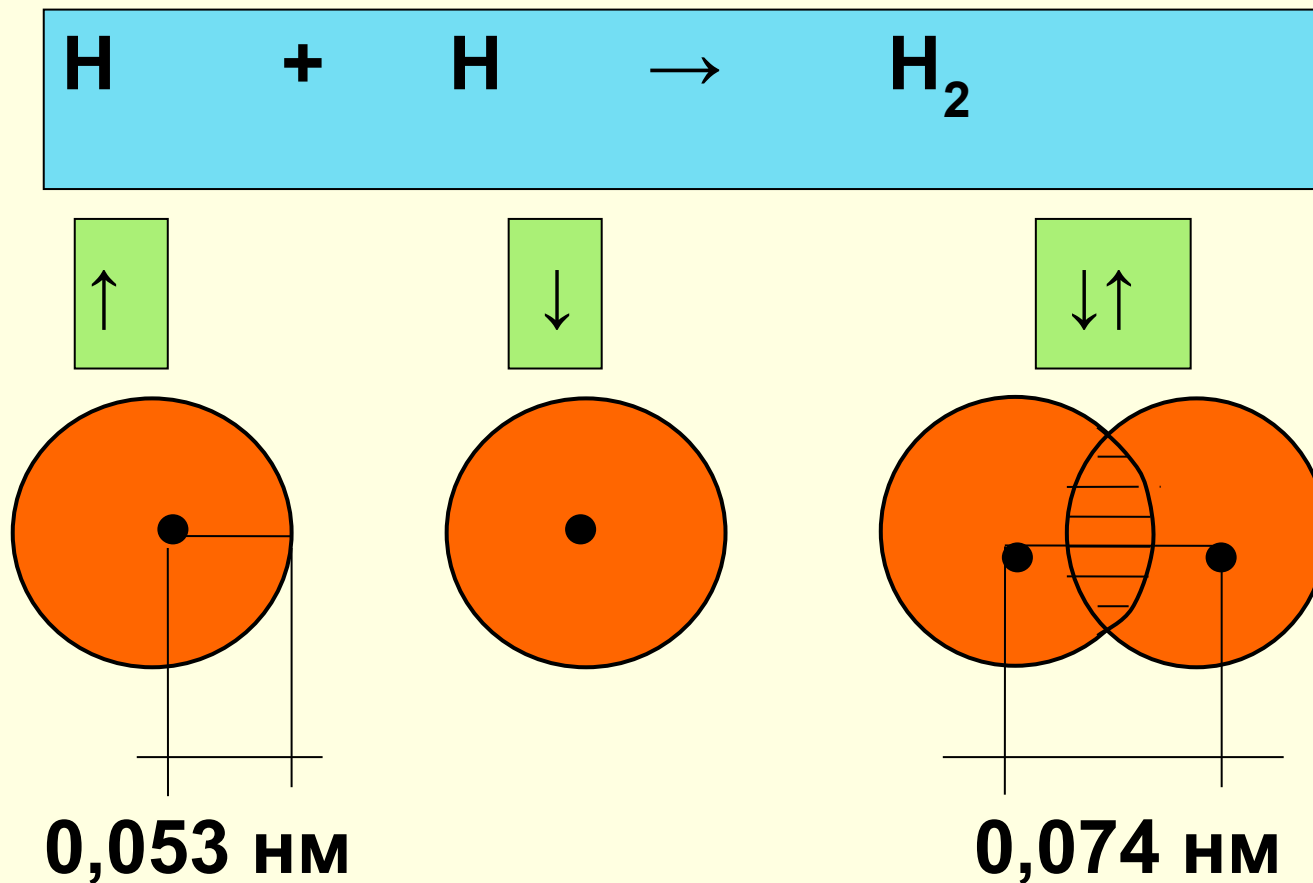
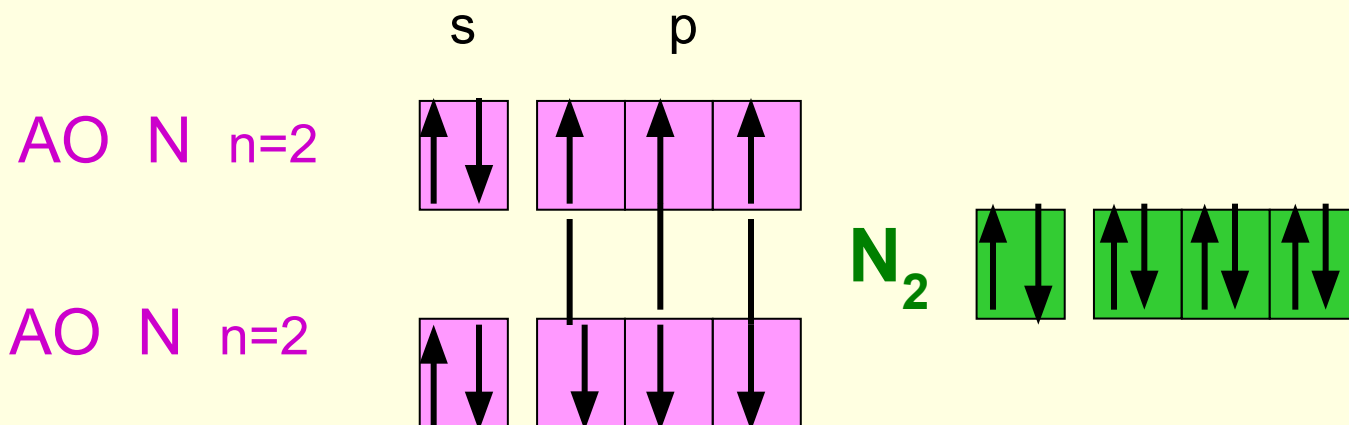
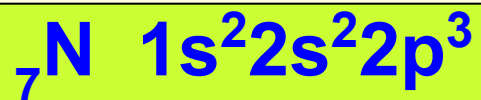


Схема перекрывания электронных облаков при образовании молекулы водорода



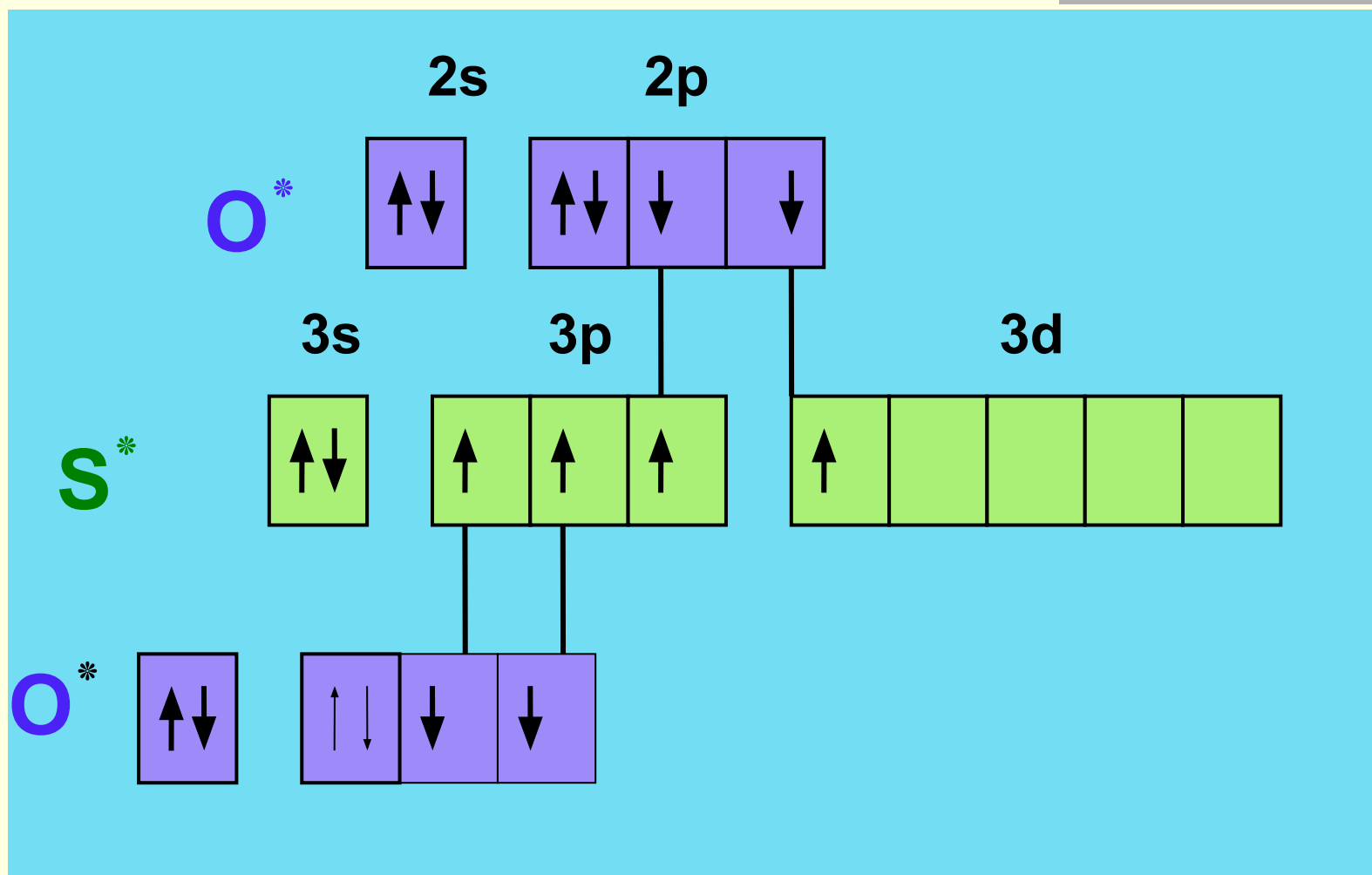
Обменный механизм образования химической связи в молекуле азота



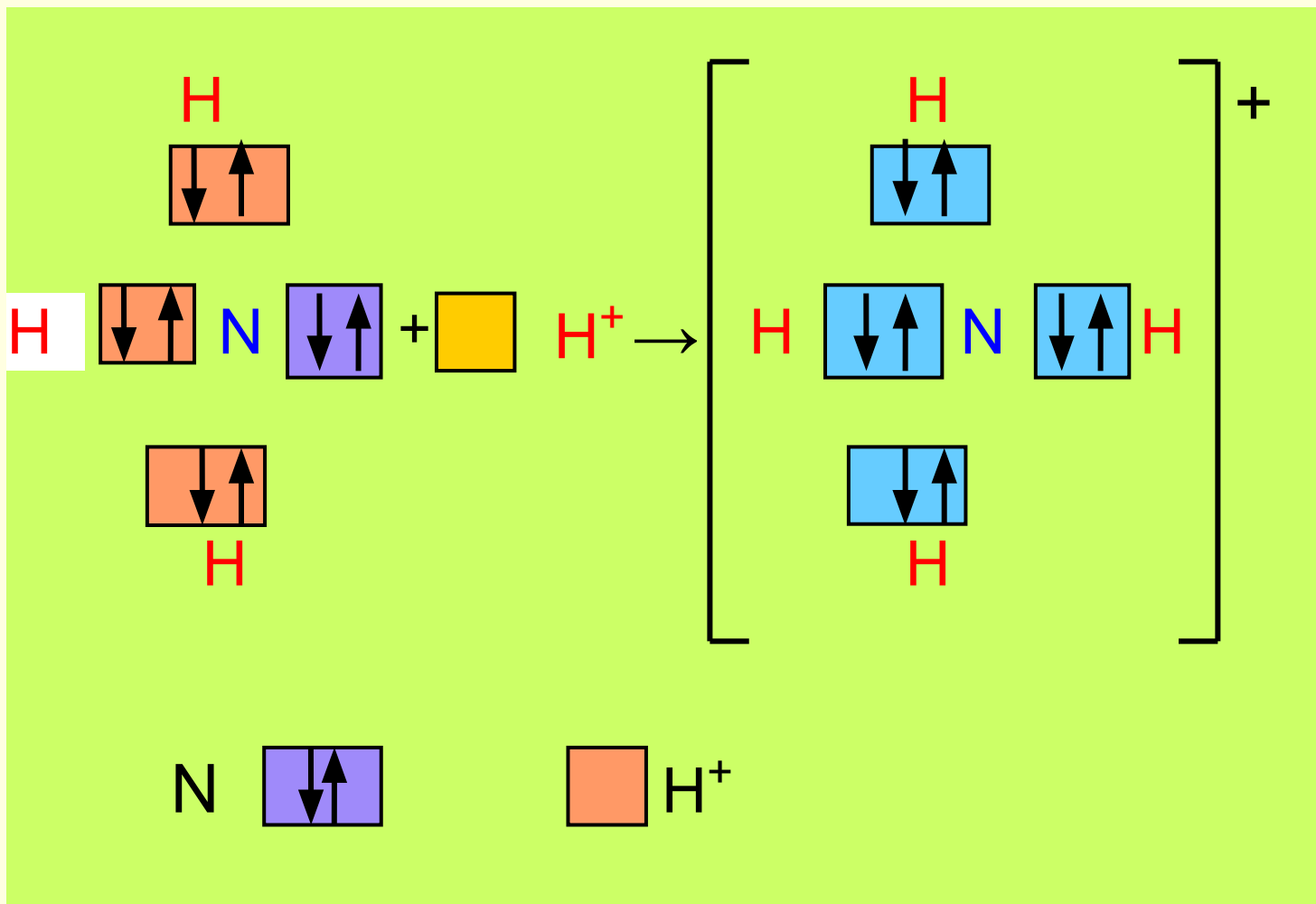
Валентность элементов в основном (V) и в возбуждённом состоянии (V*)

Эле- мент	Основное состояние				V	Возбуждённое состояние				V*
	2s	2p				2s	2p			
Li	↑				1	↑				1
Be	↑↓				0	↑	↑			2
B	↑↓	↑			1	↑	↑	↑		3
C	↑↓	↑	↑		2	↑	↑	↑	↑	4
N	↑↓	↑	↑	↑	3	↑↓	↑	↑	↑	3
O	↑↓	↑↓	↑	↑	2	↑↓	↑↓	↑	↑	2
F	↑↓	↑↓	↑↓	↑	1	↑↓	↑↓	↑↓	↑	1
Ne	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	0	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	0

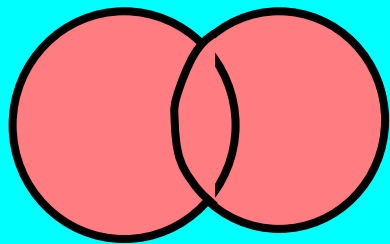
Обменный механизм образования химической связи в молекуле SO_2



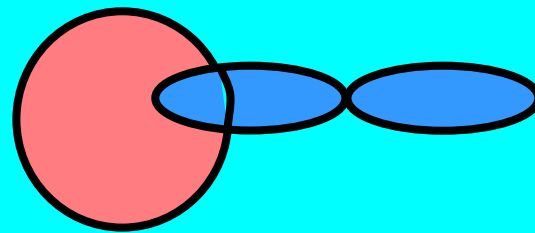
Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи в ионе $[\text{NH}_4]^+$



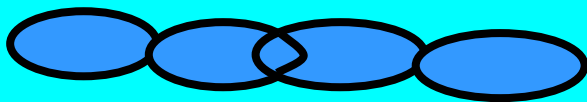
Перекрывание атомных орбиталей при образовании σ - и π -связей



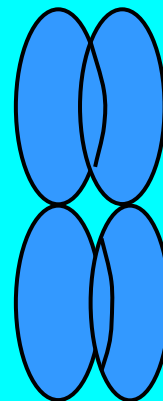
σ – СВЯЗЬ



σ – СВЯЗЬ

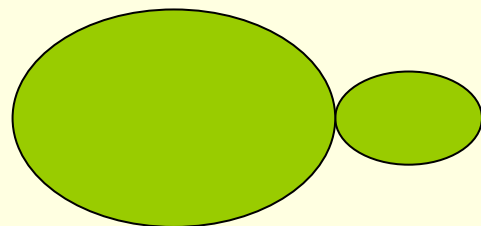


σ – СВЯЗЬ

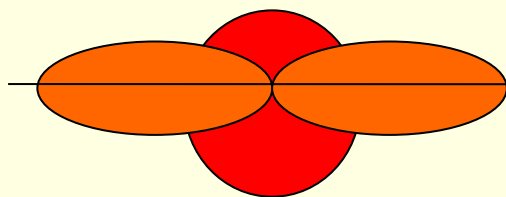


π – СВЯЗЬ

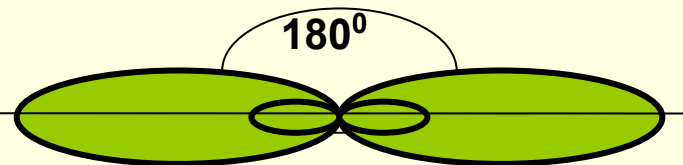
Форма гибридного электронного облака и схема sp-гибридизации



Гибридное облако



S + P



SP-гибридизация

Пространственная конфигурация молекулы BeCl_2

${}^4\text{Be} \quad 1s^2 2s^2$

s

p

n=2



Be^*

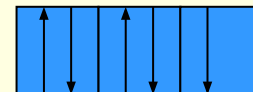


s

p

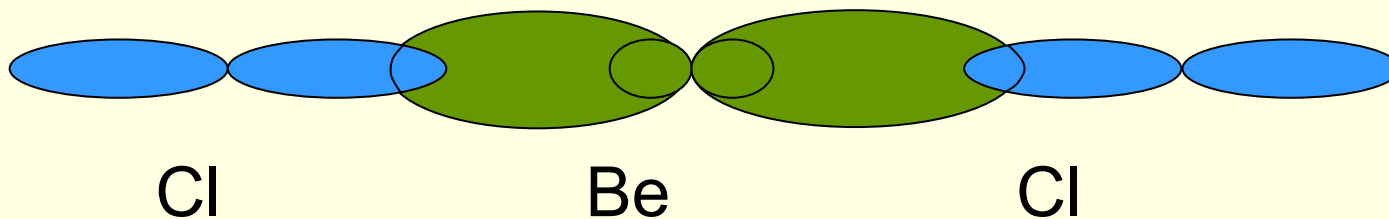
${}_{17}\text{Cl} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

n=3

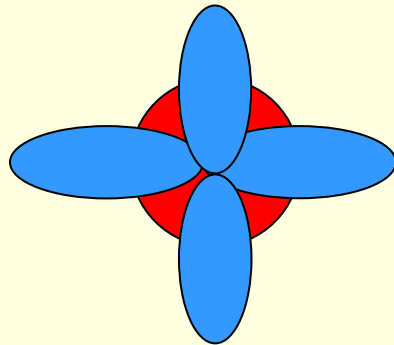


s

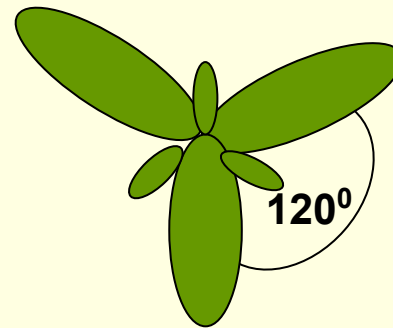
p



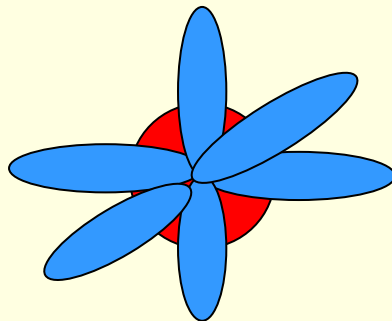
Схемы sp^2 - и sp^3 -гибридизации



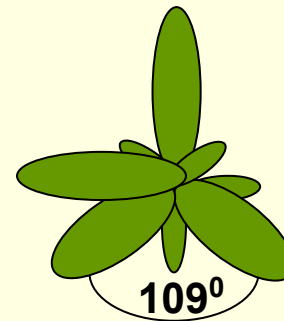
S + 2P



SP^2 -гибридизация



S + 3P

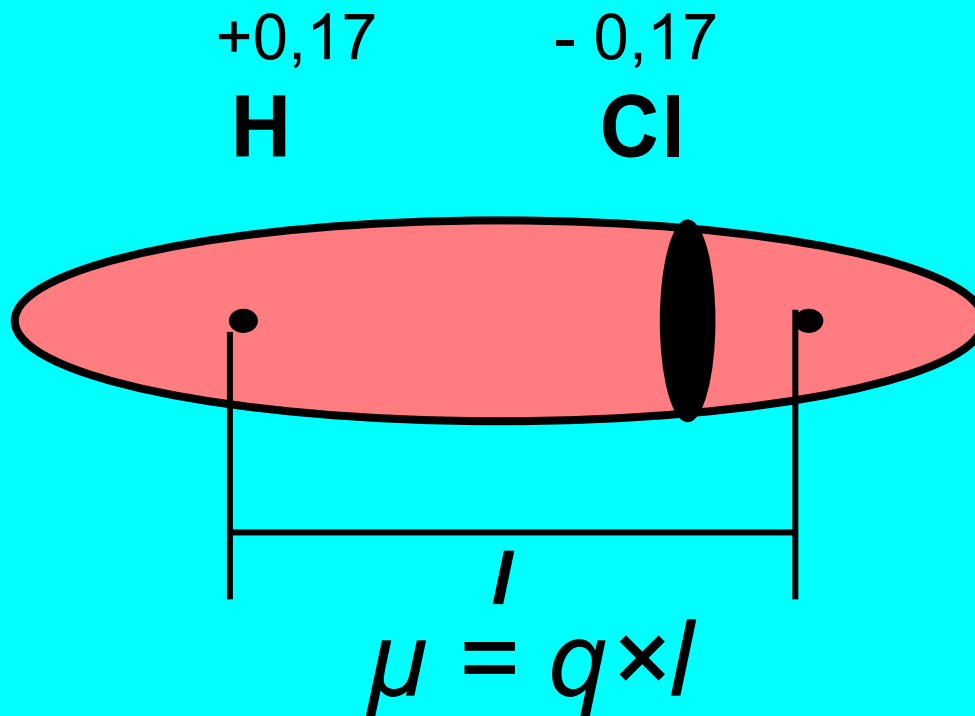


SP^3 -гибридизация

Пространственная конфигурация некоторых соединений

Тип гибридизации центрального атома	Конфигурация молекулы	Валентный угол связи	Примеры соединений
sp	Линейная	180°	$ZnCl_2$, $CaCl_2$, $BeCl_2$, CO_2
sp^2	Плоская тригональна я	120°	BCl_3 , CO_3^{2-} , AlF_3
sp^3	Тетраэдр	$109^\circ 28'$	CH_4 , NH_3 , H_2O , SiH_4

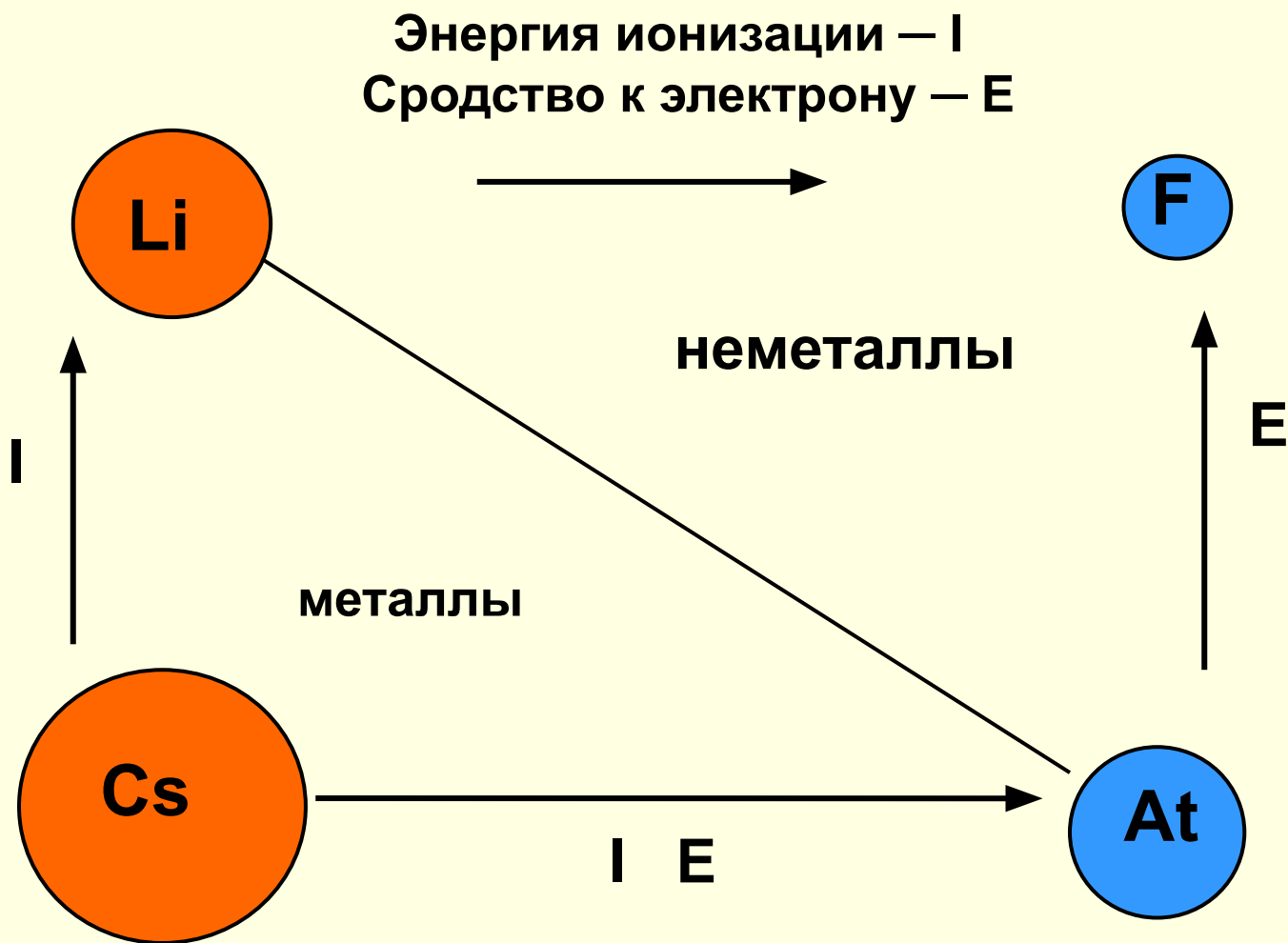
Диполь молекулы хлороводорода



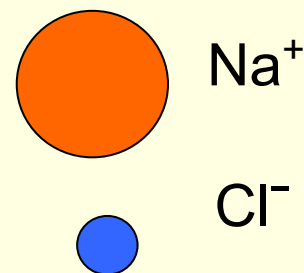
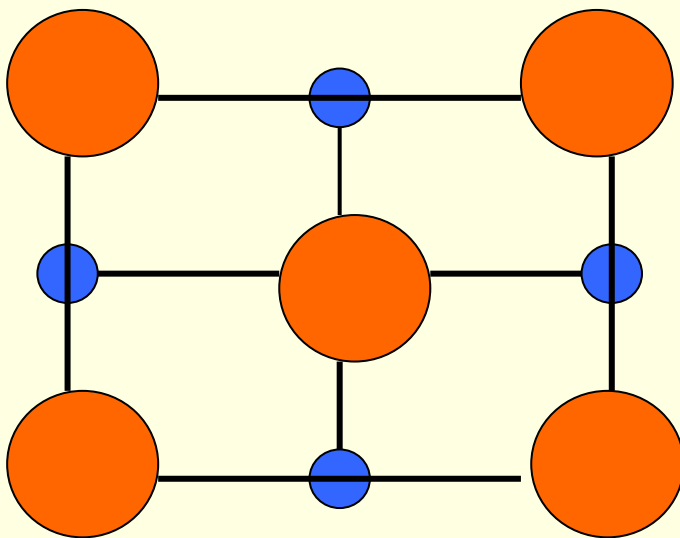
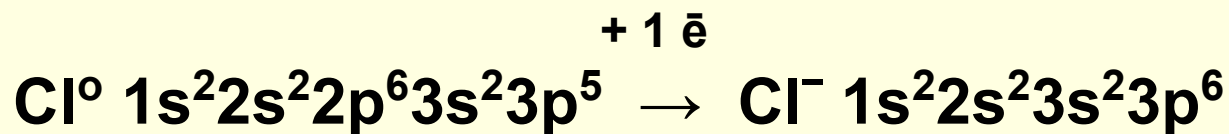
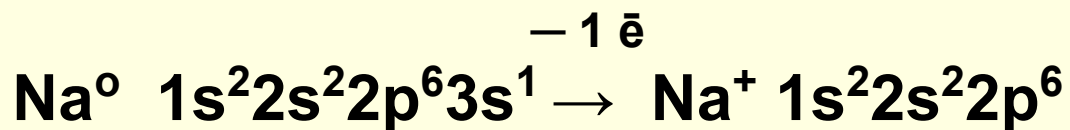
Относительная электроотрицательность атомов

Период	Группы						
	1	2	3	4	5	6	7
I	H 2,10						
II	Li 0,98	Be 1,50	B 2,00	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,00
III	Na 0,93	Mg 1,20	Al 1,60	Si 1,80	P 2,20	S 2,60	Cl 3,00
IV	K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,80	Ge 1,80	As 2,10	Se 2,50	Br 2,80
V	Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,50	Sn 1,80	Sb 1,80	Te 2,10	J 2,60

Изменение энергии ионизации и сродства к электрону в периодах и группах периодической системы



Образование ионной связи между атомами натрия и хлора



Степень ионности связи в зависимости
от разности электроотрицательности атомов элементов

Разность ЭО	Степень ионности, %	Разность ЭО	Степень ионности, %
0,2	1	1,8	55
0,4	4	2,0	63
0,6	9	2,2	70
0,8	15	2,4	76
1,0	22	2,6	82
1,2	30	2,8	86
1,4	39	3,0	89
1,6	47	3,2	92

Линейная комбинация АО (метод ЛКАО)

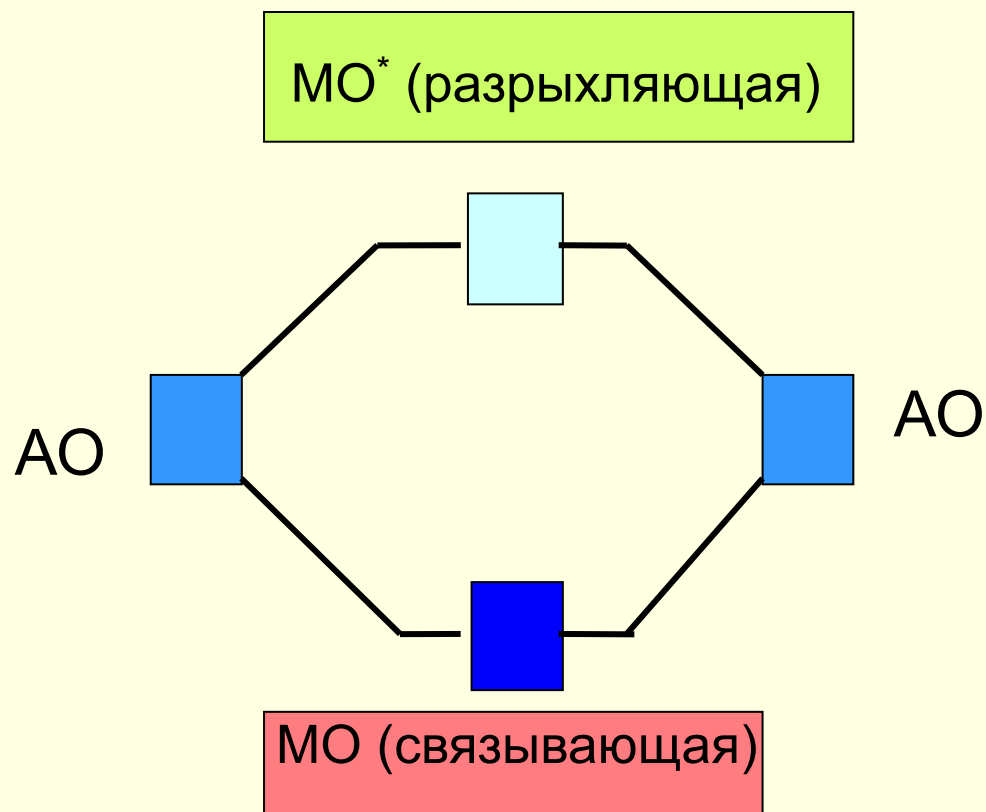
$$\Psi_{AB} = a\psi_A \pm b\psi_B$$

Ψ_{AB} — волновая функция электрона в молекуле

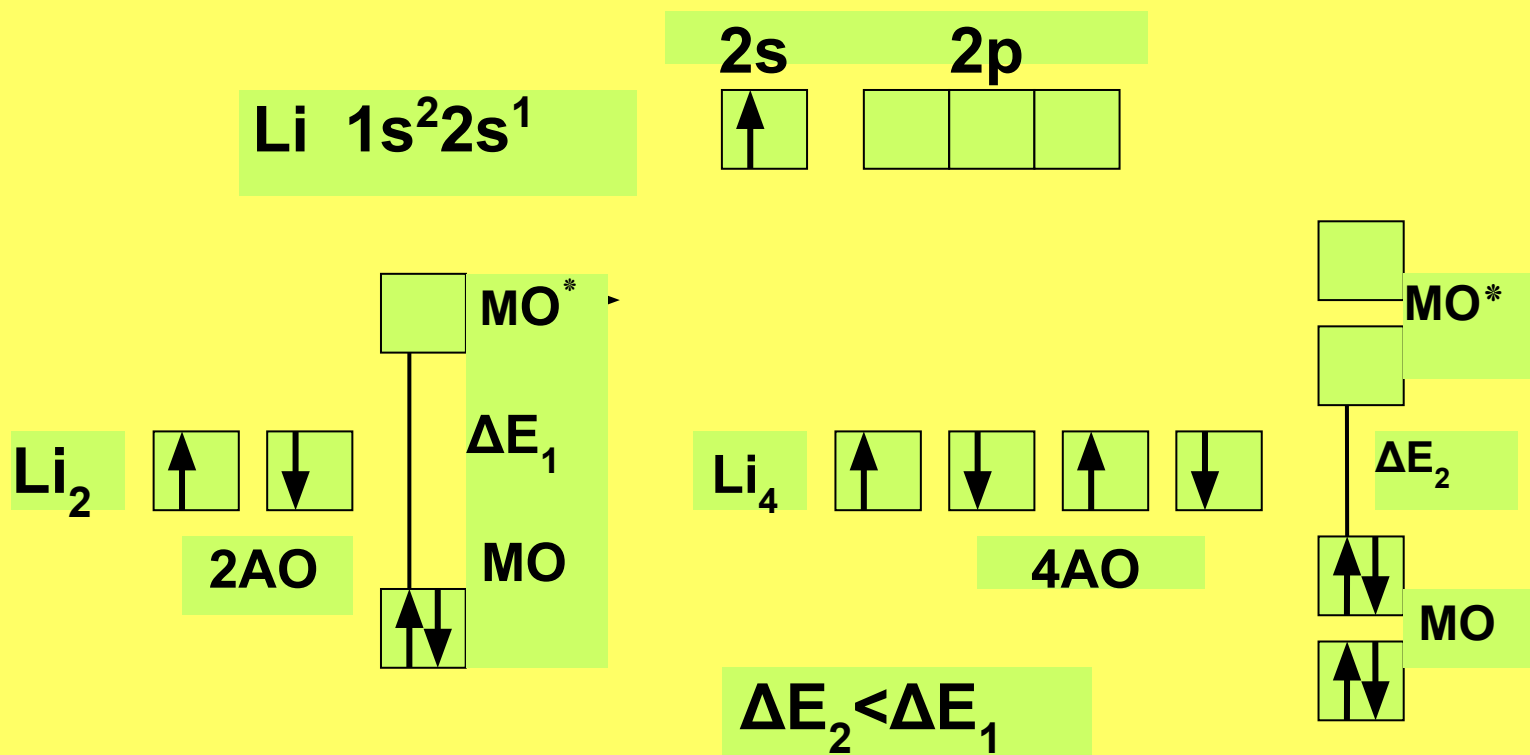
ψ_A , ψ_B — волновая функция атомов «А» и «В»

a , b — коэффициенты, учитывающие долю каждой АО в образовании МО

Схема энергетических уровней атомных и молекулярных орбиталей



Образование химической связи между атомами лития



МО— молекулярная орбиталь связывающая
МО*—молекулярная орбиталь разрыхляющая

Схема образования металлической связи

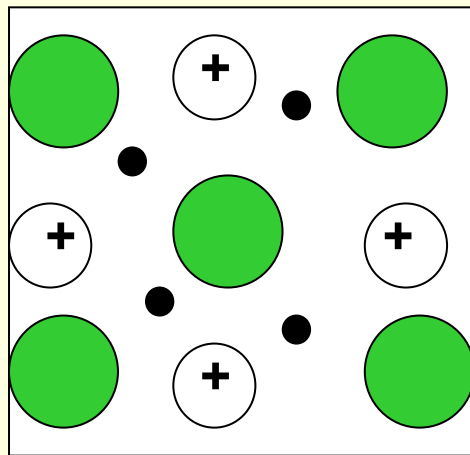
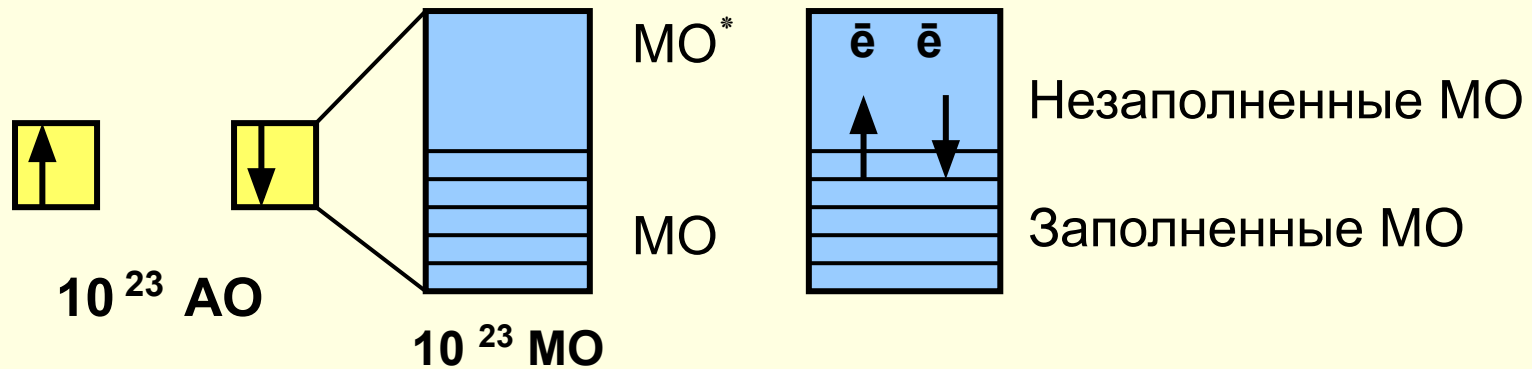


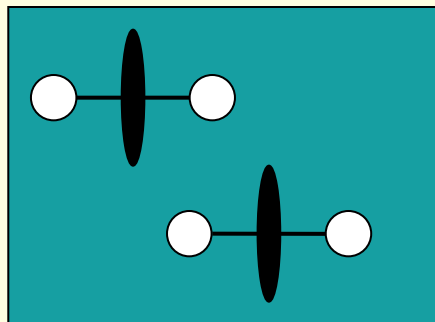
Схема кристаллической решётки металла

— атом металла

— ион металла

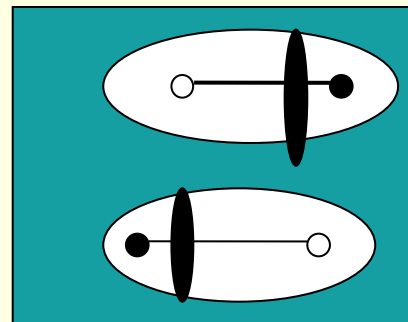
— электрон

Распределение электронной плотности в основных типах химической связи

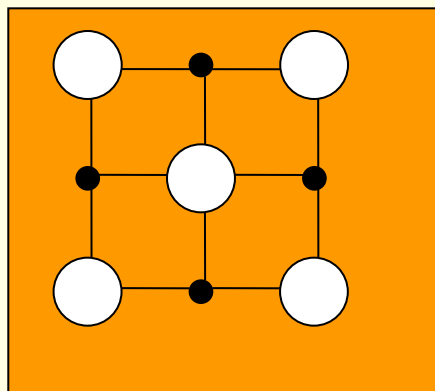


неполярная

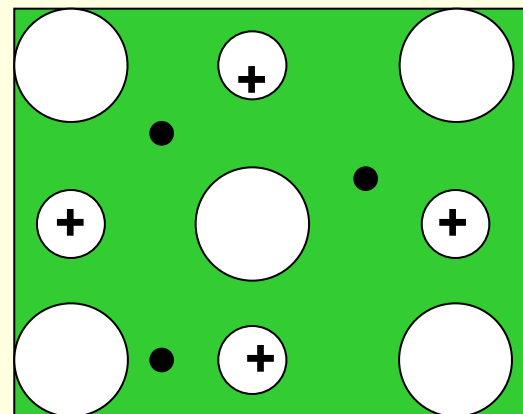
Ковалентная
связь



полярная



Ионная связь



Металлическая связь