



# ПОВЕДЕНИЕ МАТЕРИАЛОВ В СИЛЬНЫХ ПОЛЯХ

## Квантовые числа для электрона в атоме:

главное квантовое число	$n$
орбитальное квантовое число	$l$
магнитное квантовое число	$m_l$
спиновое квантовое число	$m_s$

Энергетический уровень ( $n$ )	Число подуровней, равное $n$	Тип орбитали	Число орбиталей		Максимальное число электронов	
			в подуровне	в уровне, равное $n^2$	на подуровне	на уровне, равное $2n^2$
$K (n = 1)$	1	1s	1	1	2	2
$L (n = 2)$	2	2s 2p	1 3	4	2 6	8
$M (n = 3)$	3	3s 3p 3d	1 3 5	9	2 6 10	18
$N (n = 4)$	4	4s 4p 4d 4f	1 3 5 7	16	2 6 10 14	32

Совокупность состояний электрона в атоме с одним и тем же значением  $n$  называют **энергетическим уровнем**.

Наибольшее число электронов на энергетическом уровне

$$N = 2n^2,$$

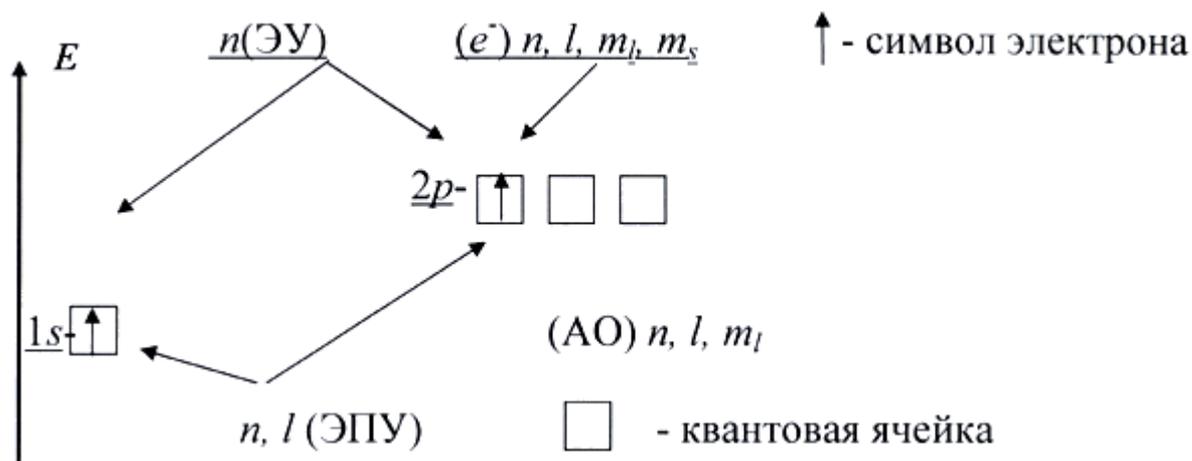
$N$  — максимальное число электронов;  $n$  — номер уровня или главное квантовое число.

**Энергетический подуровень** - совокупность энергетических состояний электрона в атоме, характеризующихся одними и теми же значениями квантовых чисел  $n$  и  $l$ .

Число подуровней = значению главного квантового числа: первый энергетический уровень имеет один подуровень; второй – два; третий – три; четвертый – четыре подуровня. Подуровни, в свою очередь, образованы орбиталями.

**Каждому значению  $n$  соответствует число орбиталей, равное  $n^2$ .**

# ГЛАВНЫЕ КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА ДЛЯ ОПИСАНИЯ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБОЛОЧЕК АТОМОВ



## ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ

**Электроотрицательность** – способность атома химического элемента смещать в свою сторону электронное облако при образовании химической связи (в сторону элемента с более высокой электроотрицательностью):

$$\chi = 1/2 (E_i + A_e)$$

$A_e$  – сродство атома к электрону

$E_i$  – энергия (потенциал) ионизации атома

## ПРАВИЛО КЛЕЧКОВСКОГО

**Правило Клечковского** (также **Правило  $n + l$** ; также используется название **правило Маделунга**) - эмпирическое правило, описывающее энергетическое распределение орбиталей в многоэлектронных атомах.

Заполнение электронами орбиталей в атоме происходит в порядке возрастания суммы **главного** и **орбитального квантовых чисел ( $n+l$ )**. При одинаковой сумме раньше заполняется орбиталь с меньшим значением .

По мере увеличения суммарного числа электронов в атомах (при возрастании зарядов их ядер, или порядковых номеров химических элементов) атомные орбитали заселяются таким образом, что появление электронов на орбитали с более высокой энергией зависит только от главного квантового числа  $n$  и не зависит от всех остальных квантовых чисел, в том числе и от  $l$ .

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

В многоэлектронных атомах в результате эффекта межэлектронных взаимодействий происходит энергетическое расщепление (расхождение) орбиталей различного типа, но с одним и тем же значением главного квантового числа ( $3s < 3p < 3d$  и т. д.).

Если бы это расщепление было небольшим и меньшим расщепления по энергии атомных орбиталей под воздействием изменения главного квантового числа  $n$ , то энергетическая последовательность атомных орбиталей выглядела бы так:

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

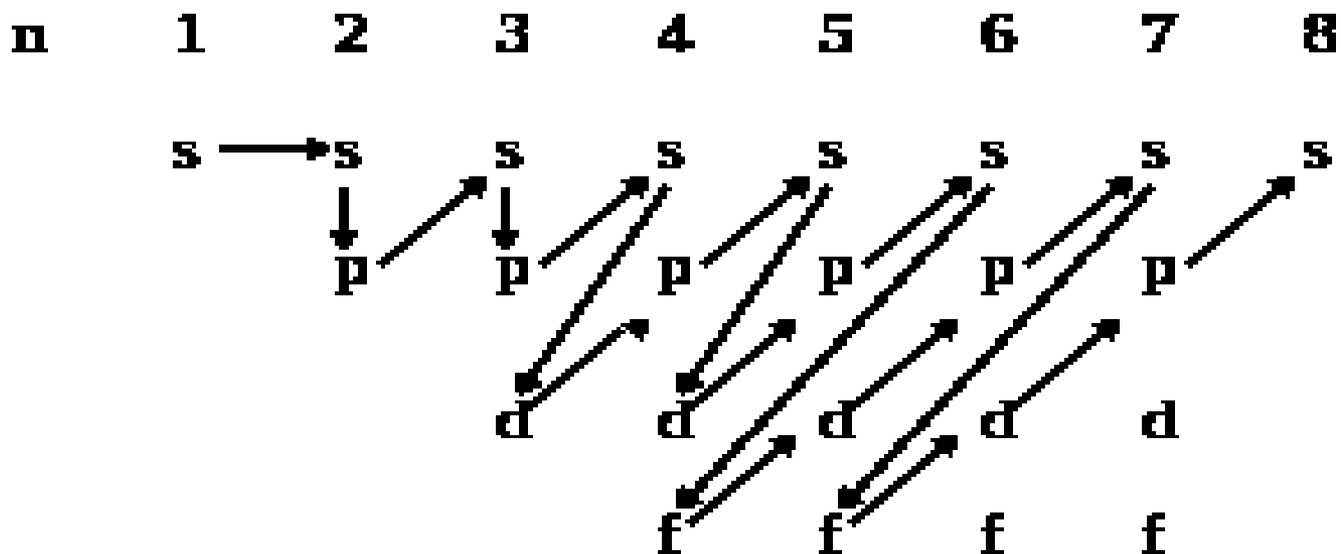
Межэлектронное взаимодействие приводит к резко усложнённой (по сравнению с вышеописанной) энергетической последовательности заселяющихся электронами атомных орбиталей. Строгая квантовомеханическая теория электронного строения атомов и экспериментальная спектроскопия обнаруживают энергетическую последовательность атомных орбиталей в следующем виде:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \cong 5d < 6p < 7s < 5f \cong 6d < 7p < 8s$$

## Энергетическая последовательность орбиталей в изолированных атомах

$(n+l)$	$n$	$l$	Атомные орбитали	
1	1	0	1s	Первый период
2	2	0	2s	
3	2	1	2p	Второй период
	3	0	3s	
4	3	1	3p	Третий период
	4	0	4s	
5	3	2	3d	Четвёртый период
	4	1	4p	
	5	0	5s	
6	4	2	4d	Пятый период
	5	1	5p	
	6	0	6s	
7	4	3	4f	Шестой период
	5	2	5d	
	6	1	6p	
	7	0	7s	
8	5	3	5f	Седьмой период
	6	2	6d	
	7	1	7p	
	8	0	8s	

Приведённую в таблице очередность заполнения электронами атомных орбиталей  
удобно представить в виде схемы:



# Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева



VIII	Гелий
2	He
4.0026	4.0
1.6736	1.6736
0.0001782	0.0001782

**ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ**

Eu, Sm, Li, Cs, Rb, K, Ra, Ba, Sr, Ca, Na, Ac, La, Ce, Pr, Nd, Pm, Gd, Tb, Mg, Y, Dy, Am, Ho, Er, Tm, Lu, Sc, Pu, Th, Np, U, Hf, Be, Al, Ti, Zr, Yb, Mn, V, Nb, Pa, Cr, Zn, Ga, Fe, Cd, In, Tl, Co, Ni, Te, Mo, Sn, Pb, H, W, Sb, Bi, Ge, Re, Cu, Tc, Te, Rh, Po, Hg, Ag, Pd, Os, Ir, Pt, Au

**РЯД ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ НЕМЕТАЛЛОВ**

Si, As, H, P, Se, I, C, S, Br, Cl, N, O, F

III <sup>a</sup>	IV <sup>a</sup>	V <sup>a</sup>	VI <sup>a</sup>	VII <sup>a</sup>
БОР	УГЛЕРОД	АЗОТ	КИСЛОРОД	ФТОР
10,81	12,01	14,007	15,999	18,998
2,04	2,35	3,2	3,44	3,98
5	6	7	8	9
[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>
21,64	12,01	14,007	15,999	18,998
2,30	2,55	3,04	3,44	3,98
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41	2,58	3,16
13	14	15	16	17
[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
26,982	28,086	30,974	32,06	35,453
1,81	1,90	2,41		

# ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

www.calc.ru



Д.И. Менделеев  
1834–1907

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Энергетические уровни	
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б		
1	1	<b>H</b> водород 1,008																<b>He</b> гелий 4,003	2
2	2	<b>Li</b> литий 6,941	<b>Be</b> бериллий 9,0122	<b>B</b> бор 10,811	<b>C</b> углерод 12,011	<b>N</b> азот 14,007	<b>O</b> кислород 15,999	<b>F</b> фтор 18,998										<b>Ne</b> неон 20,179	10
3	3	<b>Na</b> натрий 22,99	<b>Mg</b> магний 24,312	<b>Al</b> алюминий 26,982	<b>Si</b> кремний 28,086	<b>P</b> фосфор 30,974	<b>S</b> сера 32,064	<b>Cl</b> хлор 35,453										<b>Ar</b> аргон 39,948	18
4	4	<b>K</b> калий 39,102	<b>Ca</b> кальций 40,08	<b>Sc</b> скандий 44,956	<b>Ti</b> титан 47,956	<b>V</b> ванадий 50,941	<b>Cr</b> хром 51,996	<b>Mn</b> марганец 54,938	<b>Fe</b> железо 55,849	<b>Co</b> кобальт 58,933	<b>Ni</b> никель 58,7								
	5	<b>Cu</b> медь 63,546	<b>Zn</b> цинк 65,37	<b>Ga</b> галлий 69,72	<b>Ge</b> германий 72,59	<b>As</b> мышьяк 74,922	<b>Se</b> селен 78,96	<b>Br</b> бром 79,904											<b>Kr</b> криптон 83,8
5	6	<b>Rb</b> рубидий 85,468	<b>Sr</b> стронций 87,62	<b>Y</b> иттрий 88,906	<b>Zr</b> цирконий 91,22	<b>Nb</b> ниобий 92,906	<b>Mo</b> молибден 95,94	<b>Tc</b> технеций [99]	<b>Ru</b> рутений 101,07	<b>Rh</b> родий 102,906	<b>Pd</b> палладий 106,4								
	7	<b>Ag</b> серебро 107,868	<b>Cd</b> кадмий 112,41	<b>In</b> индий 114,82	<b>Sn</b> олово 118,69	<b>Sb</b> сурьма 121,75	<b>Te</b> теллур 127,6	<b>I</b> иод 126,905											<b>Xe</b> ксенон 131,3
6	8	<b>Cs</b> цезий 132,905	<b>Ba</b> барий 137,34	57–71 лантаноиды		<b>Hf</b> гафний 178,49	<b>Ta</b> тантал 180,948	<b>W</b> вольфрам 183,85	<b>Re</b> рений 186,207	<b>Os</b> осмий 190,2	<b>Ir</b> иридий 192,22	<b>Pt</b> платина 195,09							
	9	<b>Au</b> золото 196,967	<b>Hg</b> ртуть 200,59	<b>Tl</b> таллий 204,37	<b>Pb</b> свинец 207,19	<b>Bi</b> висмут 208,98	<b>Po</b> полоний [210]	<b>At</b> астат [210]											<b>Rn</b> радон [222]
7	10	<b>Fr</b> франций [223]	<b>Ra</b> радий [226]	89–103 актиноиды		<b>Rf</b> резерфордий [261]	<b>Db</b> дубний [262]	<b>Sg</b> сиборгий [263]	<b>Bh</b> борий [262]	<b>Hn</b> ханний [265]	<b>Mt</b> мейтнерий [265]								
Высшие оксиды		$R_2O$	$RO$	$R_2O_3$	$RO_2$	$R_2O_5$	$RO_3$	$R_2O_7$	$RO_4$										
Летучие водородные соединения					$RH_4$	$RH_3$	$H_2R$	$HR$											

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА      ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР



НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА  
ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

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

## Л А Н Т А Н О И Д Ы

57 <b>La</b> лантан 138,906	58 <b>Ce</b> церий 140,12	59 <b>Pr</b> празеодим 140,908	60 <b>Nd</b> неодим 144,24	61 <b>Pm</b> прометий [145]	62 <b>Sm</b> самарий 150,4	63 <b>Eu</b> европий 151,96	64 <b>Gd</b> гадолиний 157,25	65 <b>Tb</b> тербий 158,926	66 <b>Dy</b> диспрозий 162,5	67 <b>Ho</b> гольмий 164,93	68 <b>Er</b> эрбий 167,26	69 <b>Tm</b> тулий 168,934	70 <b>Yb</b> иттербий 173,04	71 <b>Lu</b> лютеций 174,97
-----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

## А К Т И Н О И Д Ы

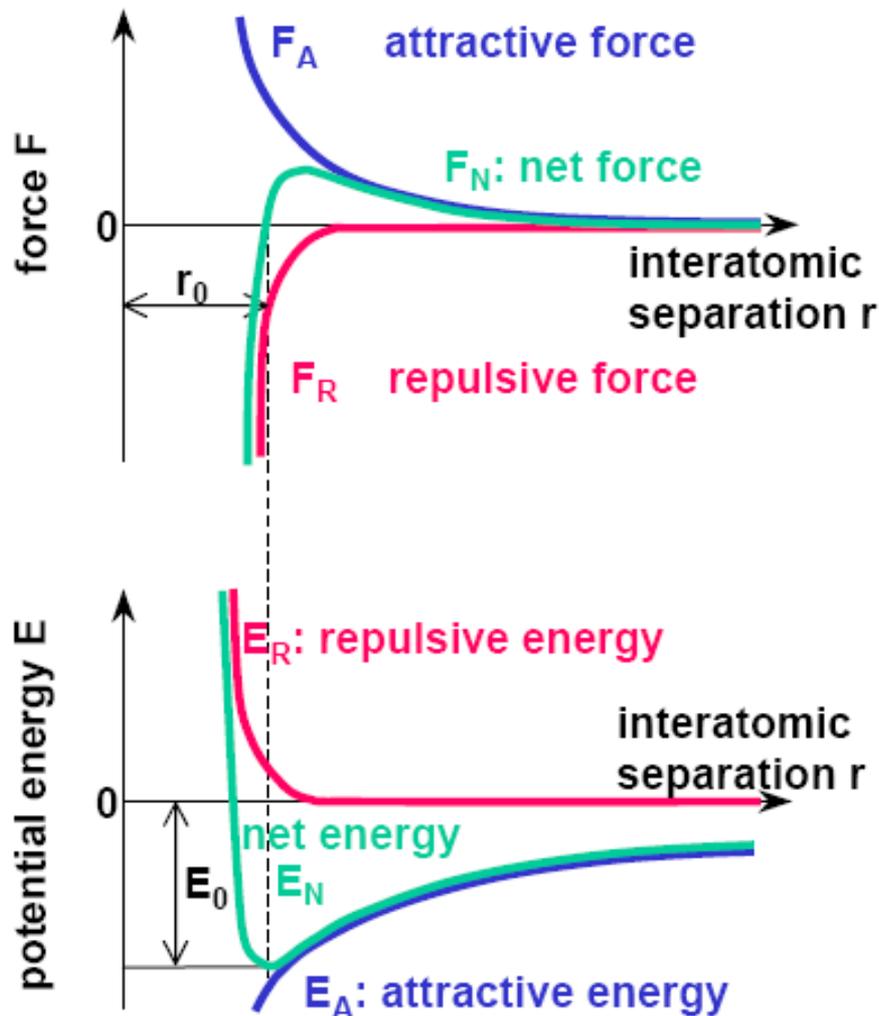
89 <b>Ac</b> актиний [227]	90 <b>Th</b> торий 232,038	91 <b>Pa</b> протактиний [231]	92 <b>U</b> уран 238,29	93 <b>Np</b> нептуний [237]	94 <b>Pu</b> плутоний [244]	95 <b>Am</b> амерций [243]	96 <b>Cm</b> кюрий [247]	97 <b>Bk</b> берклий [247]	98 <b>Cf</b> калифорний [251]	99 <b>Es</b> эйнштейний [254]	100 <b>Fm</b> фермий [257]	101 <b>Md</b> менделевий [258]	102 <b>No</b> нобелий [259]	103 <b>Lr</b> лоуренсий [260]
----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

# ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Период	Число элементов	Слои					Последовательность заполнения оболочек	Гр.д.	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		№						
		s	p	d	f	I			a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b							
																										s <sup>1</sup>	s <sup>1</sup> d <sup>10</sup>	s <sup>2</sup>	s <sup>2</sup> d <sup>10</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>1</sup>	s <sup>2</sup> d <sup>1</sup>
1	2	K	L	M	N	O	1	2	1	2	1	2	1	2	1	2	1	2	1	2	1	2	3	4							
2	8	K	L	M	N	O	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16-18	19	20-22								
3	8	K	L	M	N	O	3	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27							
4	18	K	L	M	N	O	4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40		
5	18	K	L	M	N	O	5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58		
6	32	K	L	M	N	O	6	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78
7	32	K	L	M	N	O	7	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110

* ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ		* ЛАНТАНИДЫ		* АКТИНИДЫ	
54 ЖЕЛЕЗО Fe 55,847	26 КОБАЛЬТ Co 58,9332	58 НИКЕЛЬ Ni 58,71	28 ЦЕРИЙ Ce 140,12	59 ПРАЗМОДИМ Pr 140,907	60 НЕОДИМ Nd 144,24
96 РУТЕНИЙ Ru 101,07	44 РОДИЙ Rh 102,905	102 ПАЛЛАДИЙ Pd 106,4	136,138 ТЕРБИЙ Tb 158,924	141 ДИСПРОЗИЙ Dy 162,50	67 ГОЛЬМИЙ Ho 164,930
184 ОСМИЙ Os 190,2	76 ИРИДИЙ Ir 192,22	192 ПЛАТИНА Pt 195,09	224 ТОРИЙ Th 232,038	91 ПРОТАКТИНИЙ Pa 231,036	92 УРАН U 238,0289
276 <sup>c</sup> ЭКАОСМИЙ E-Os 282	108 ЭКАИРИДИЙ E-Ir 282-286	109 ЭКАПЛАТИНА E-Pt 288	247 БЕРКЕЛИЙ Bk 247,07	97 КАЛИФОРНИЙ Cf 251	98 ЭЙНШТЕЙНИЙ Es 254,085
150 САМАРИЙ Sm 150,35	62 ЕВРОПИЙ Eu 151,96	151, 153 ГАДОЛИНИЙ Gd 157,25	142 ТЕРБИЙ Tb 158,924	143 ДИСПРОЗИЙ Dy 162,50	144 НЕОДИМ Nd 144,24
152 САМАРИЙ Sm 150,35	63 ЕВРОПИЙ Eu 151,96	154-158 ГАДОЛИНИЙ Gd 157,25	159 ТЕРБИЙ Tb 158,924	160-164 ДИСПРОЗИЙ Dy 162,50	165 ГОЛЬМИЙ Ho 164,930
152 САМАРИЙ Sm 150,35	63 ЕВРОПИЙ Eu 151,96	154-158 ГАДОЛИНИЙ Gd 157,25	224 ТОРИЙ Th 232,038	91 ПРОТАКТИНИЙ Pa 231,036	92 УРАН U 238,0289
152 САМАРИЙ Sm 150,35	63 ЕВРОПИЙ Eu 151,96	154-158 ГАДОЛИНИЙ Gd 157,25	247 БЕРКЕЛИЙ Bk 247,07	97 КАЛИФОРНИЙ Cf 251	98 ЭЙНШТЕЙНИЙ Es 254,085

## МЕЖАТОМНЫЕ СВЯЗИ



$$E_{\text{прит}} = q^+ q^- / (4\pi r \epsilon_0)$$

$$F = -\left(\frac{dE}{dr}\right)_{r=r_0} = 0$$

$$E_{\text{отт}} = B / r^n$$

$$E = E_{\text{прит}} + E_{\text{отт}}$$

Равновесная энергия взаимодействия между ионами:

$$E_0 = -\frac{q^2}{4\pi\epsilon_0 r_0} \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

Энергия решетки, построенной из N молекул, равна

$$E_{\text{реш}} = -NA \frac{q^2}{4\pi\epsilon_0 r_0} \left( 1 - \frac{1}{n} \right),$$

где A – **постоянная Моделунга**, учитывающая энергию взаимодействия молекулы с ее соседями в кристалле.

Таблица 1 – экспериментальные значения энергии связи ряда ионных кристаллов и значения, вычисленные по формуле. Расхождения не превышают 1–2 %, что свидетельствует о хорошем согласии теории с опытом.

Кристалл	$U_0, 10^{-3}$ Дж/моль	
	экспериментальное	теоретическое
Хлористый натрий (NaCl)	-752	-754
Иодистый калий (KI)	-650	-630
Бромистый рубидий (RbBr)	-635	-645
Йодистый цезий (CsI)	-595	-585

## ТИПЫ МЕЖАТОМНЫХ СВЯЗЕЙ

**Химическая связь** – взаимодействие двух атомов, осуществляемое путем обмена электронами.

- ИОННАЯ
- КОВАЛЕНТНАЯ
- МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ
- ВОДОРОДНАЯ

**Валентность** – число химических связей, которыми данный атом соединен с другими атомами в молекуле.

Тип связи в значительной степени определяется разностью электроотрицательностей ( $\Delta\chi$ ) элементов, участвующих в ее образовании:

$$\Delta\chi = \chi_A - \chi_B,$$

где  $\chi_A$  и  $\chi_B$  – электроотрицательности атомов А и В.

# Основные типы химических связей

Ионная связь

$$\Delta\chi > 2$$

Ковалентные связи

$$\Delta\chi < 2$$

Полярная  
ковалентная  
связь

$$2 > \Delta\chi > 0.5$$

Неполярная и  
слабополярная  
ковалентные связи \*

$$0.5 > \Delta\chi = 0$$

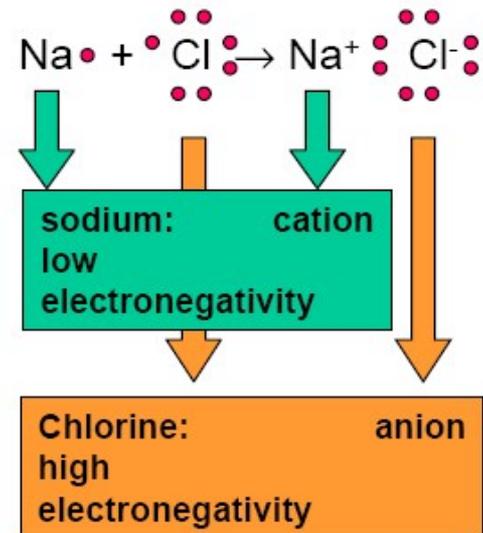
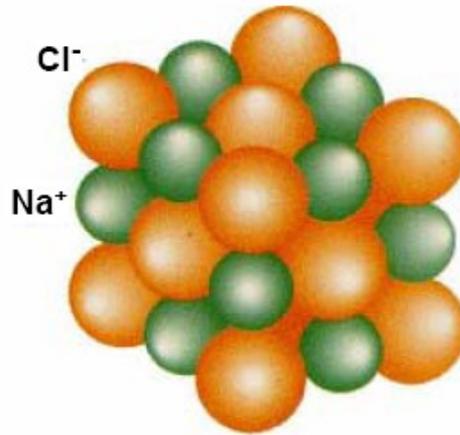
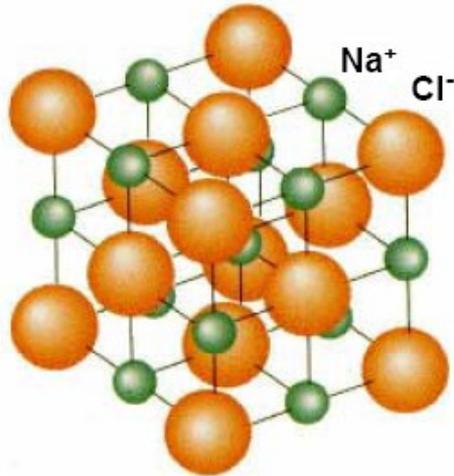
← Увеличение различий в электроотрицательности ( $\Delta\chi$ )  
связанных атомов

## ИОННАЯ СВЯЗЬ

Возникает при большой разнице в электроотрицательностях связываемых атомов ( $\Delta\chi > 2$ ), когда менее электроотрицательный атом почти полностью отдает свои валентные электроны и превращается в катион, а другой, более электроотрицательный атом, эти электроны присоединяет и становится анионом.

Типичные представители - галогениды щелочных металлов (NaCl, CsCl)

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

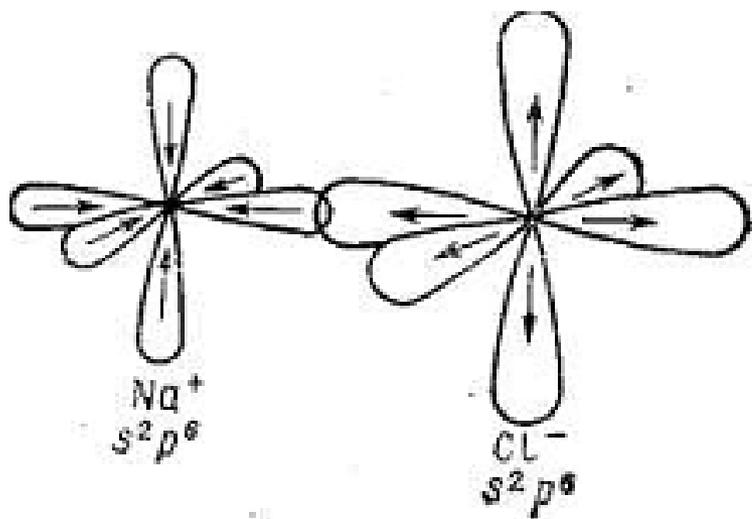


ion	atomic number	electron configuration
Na <sup>+</sup> :	11	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>1</sup> → 3s <sup>0</sup>
Cl <sup>-</sup> :	17	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup> → 3p <sup>6</sup>

## КООРДИНАЦИОННОЕ ЧИСЛО

Число ионов противоположного знака, которое составляет ближайшее окружение данного иона в кристалле – **координационное число (К)**

Координационное число	12	8	6	4	2
Возможные величины отношений $r_A/r_B$	1	$1 > r_A/r_B > 0,73$	$0,73 > r_A/r_B > 0,41$	$0,41 > r_A/r_B > 0,22$	$0,22 > r_A/r_B$



Ионный механизм образования межатомных связей в структурах типа NaCl. Стрелками показаны направления сдвига электронной плотности

## ИОННАЯ СВЯЗЬ

- Не имеет **пространственной направленности**, так как каждый ион связан с некоторым числом противоположно заряженных ионов, сила действия которых зависит от расстояния (закон Кулона). Ионно-связанные соединения не имеют молекулярного строения и представляют собой твердые вещества, образующие ионные кристаллические решетки, с высокими температурами плавления и кипения, они высокополярны, часто солеобразны, в водных растворах электропроводны. Соединений с чисто ионными связями практически не существует.
- Важная особенность ионной связи – ее **поляризуемость**, вызванная поляризуемостью ионов

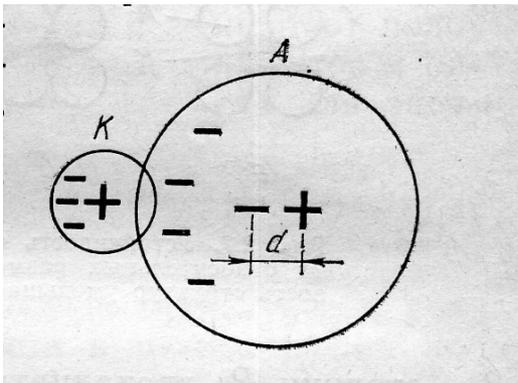


Схема поляризации ионов:  
К – катион (положительный заряд иона); А – анион (отрицательный заряд иона)

Дипольный момент

$$M = \alpha^* E = Z_e d$$

$\alpha^*$  – поляризуемость,

$E$  – напряженность электрического поля, возникающая в ионе при смещении зарядов.

$$1 [\text{Д}] = 10^{-30} [\text{Кл} \cdot \text{м}]$$

## ИОННАЯ СВЯЗЬ

Для возникновения ионной связи необходимо, чтобы сумма значений энергии ионизации  $E_i$  (для образования катиона) и сродства к электрону  $A_e$  (для образования аниона) должна быть энергетически выгодной. Это ограничивает образование ионной связи атомами активных металлов (элементы IA- и IIA- групп, некоторые элементы IIIA- группы и некоторые переходные элементы) и активных неметаллов (галогены, халькогены, азот).

### Энергия ионной связи

Энергия, которая выделяется при образовании ионного соединения из бесконечно удаленных друг от друга газообразных противоионов.

При возникновении ионной связи между двумя свободными ионами энергия их притяжения определяется **законом Кулона**:

$$E_{(\text{прит.})} = q^+ q^- / (4\pi r \epsilon),$$

где  $q^+$  и  $q^-$  - заряды взаимодействующих ионов,  $r$  - расстояние между ними,  $\epsilon$  - диэлектрическая проницаемость среды.

$$E_{(\text{отт.})} = B / r^n,$$

где  $B$  - некоторая константа,  $n$  может принимать значения от 5 до 12.

## КОВАЛЕНТНАЯ (ГОМЕОПОЛЯРНАЯ) СВЯЗЬ

Ковалентная связь возникает у атомов с близкой электроотрицательностью.

При образовании связи – **обобществление электронов** связываемых атомов.

Связывающие электроны находятся преимущественно в пространстве между связываемыми атомами. За счет притяжения ядер атомов к этим электронам образуется химическая связь.

В зависимости от степени различий в электроотрицательностях связанных атомов ковалентные связи подразделяются на *полярные* и *неполярные*.

Ковалентная связь обладает **направленностью** (от атома к атому).

Основной характерной особенностью ковалентных кристаллов является то, что количество ковалентных связей, образуемых каждым атомом со своими соседями, равно количеству неспаренных внешних электронов атома в свободном состоянии или в возбужденном валентном состоянии (**насыщенность связи**).

Типичными представителями кристаллов с чисто ковалентной связью: **алмаз, кремний, германий, серое олово**, которые построены по типу алмаза. Ковалентные кристаллы как правило являются полупроводниками.

## КОВАЛЕНТНАЯ (ГОМЕОПОЛЯРНАЯ) СВЯЗЬ

Ковалентная связь - между атомами с относительно малыми различиями в электроотрицательностях за счет обобществления пары электронов связываемых атомов



### ПОЛЯРНАЯ (НЕСИММЕТРИЧНАЯ)

Связь между атомами с различной электроотрицательностью ( $2 > \Delta\chi > 0,5$ ) и несимметричным распределением общей электронной пары.

Дипольный момент  $M \neq 0$ .



### НЕПОЛЯРНАЯ (СИММЕТРИЧНАЯ)

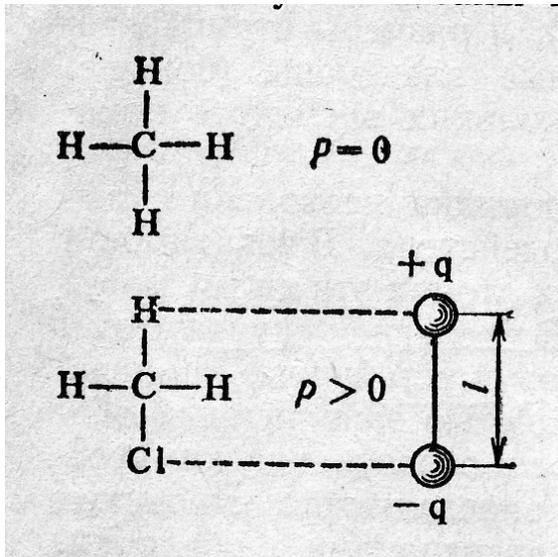
Связь между атомами с равной электроотрицательностью ( $\Delta\chi = 0$ ), равномерным распределением электронной плотности между ядрами атомов.

Дипольный момент  $M = 0$ .

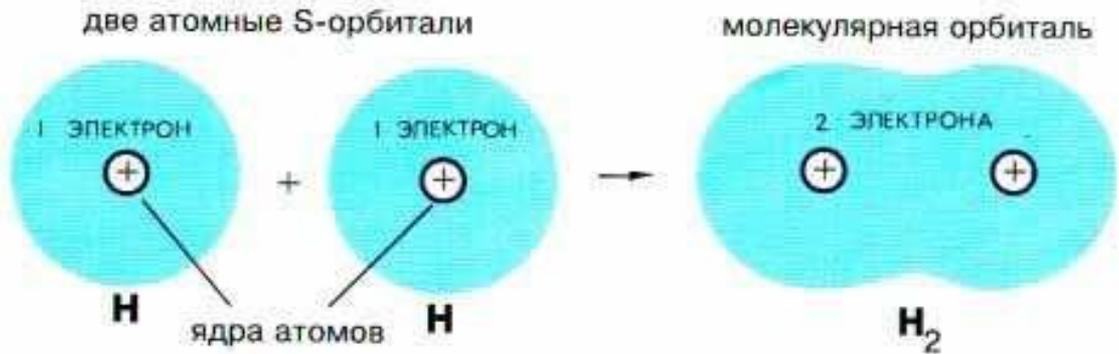
**СВОЙСТВА:** направленность, насыщенность, полярность, поляризуемость

# НЕПОЛЯРНЫЕ И ПОЛЯРНЫЕ (ДИПОЛЬНЫЕ) МОЛЕКУЛЫ

Для ковалентных кристаллов типичны энергии связи от 3 до 5 эВ/ат.



Примеры неполярной (симметричной) и полярной (несимметричной) молекул



Возникновение ковалентной связи при образовании молекулы водорода из двух атомов водорода. Электронные оболочки атомов водорода (с одним s-электроном у каждого атома) сливаются в общее электронное облако (молекулярную орбиталь). Новая электронная оболочка подобна завершённой электронной оболочке инертного газа гелия из двух электронов:  $1s^2$ .

## Графическое изображение химической связи в молекуле H<sub>2</sub>



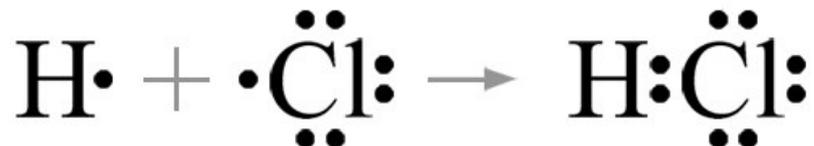
Образование молекулы S<sub>2</sub>, между атомами которой – двойная ковалентная связь



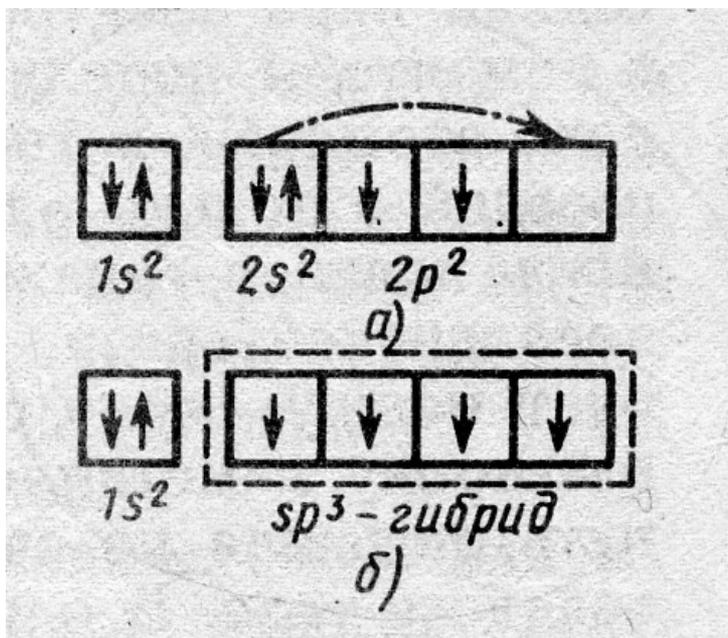
Образование молекулы N<sub>2</sub>, между атомами которой – тройная ковалентная связь



Образование молекулы HCl, между атомами которой – ковалентная полярная связь



## ГИБРИДИЗАЦИЯ ЭЛЕКТОННЫХ ОРБИТ



Распределение валентных электронов по орбиталиям в углероде:

- электронная оболочка атома углерода в свободном состоянии;
- возбужденное состояние

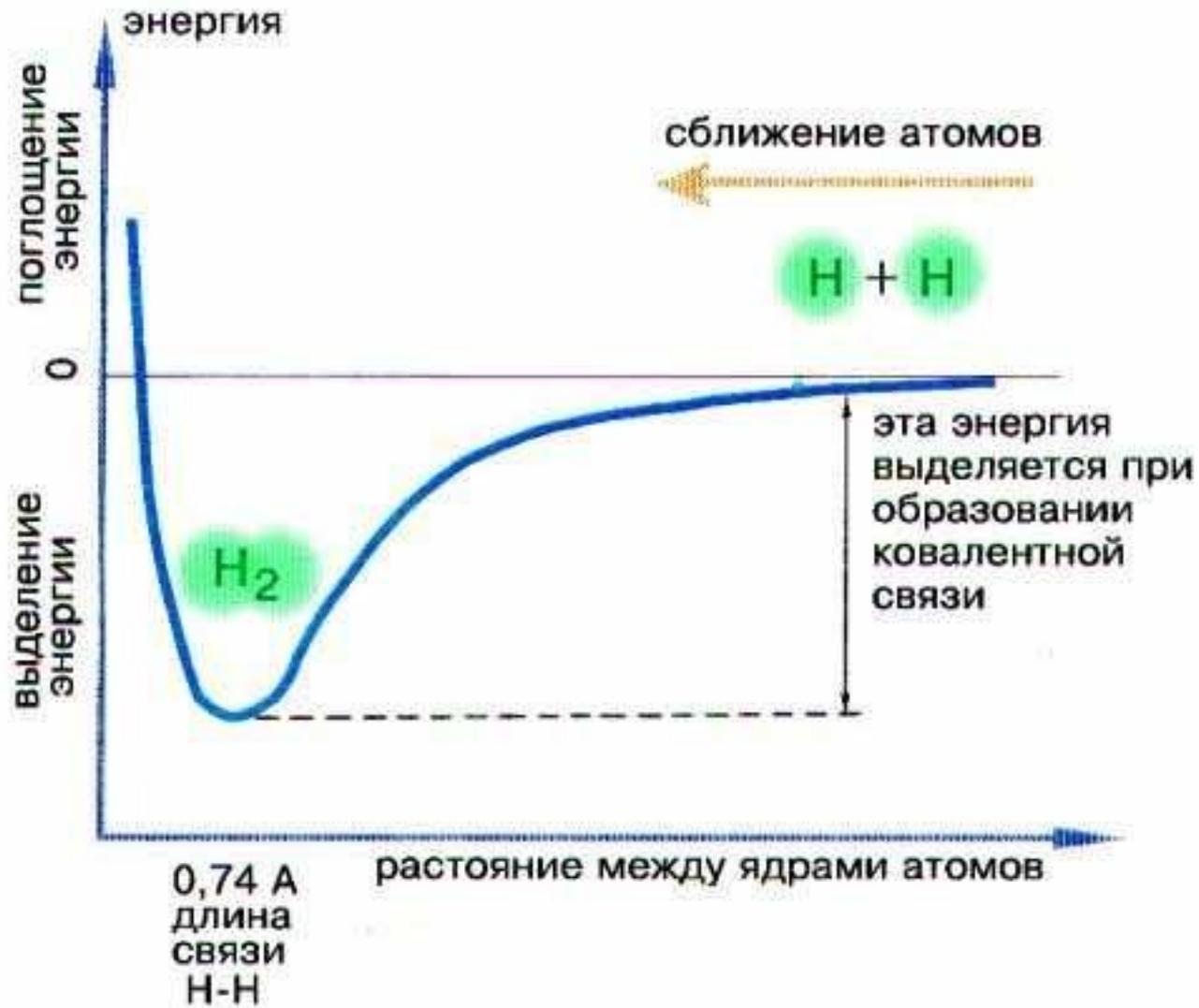
**Гибридизация** — процесс перераспределения электронных плотностей близких по энергии орбиталей, которые приводят к их полной равноценности.

**Гибридизация АО** — это взаимодействие (смешение) разных по типу, но близких по энергии атомных орбиталей данного атома с образованием гибридных орбиталей одинаковой формы и энергии.

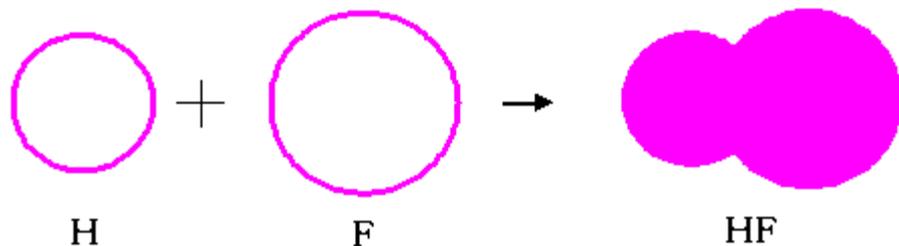
Например, смешение  $2s$ -АО с  $2p$ -АО дает две гибридные  $2sp$ -АО:



# Изменение потенциальной энергии при взаимодействии двух атомов водорода с образованием молекулы водорода

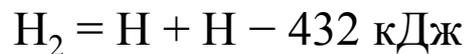
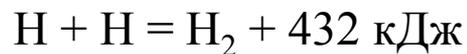


## Длина химической связи



### Длины некоторых простых и кратных связей

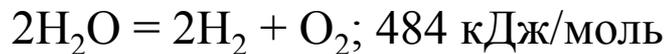
Связь	Длина (пм)	Связь	Длина (пм)
C-C	154	C-O	143
C=C	133	C=O	123
C≡C	131	C≡O	113



## Энергия ковалентной связи

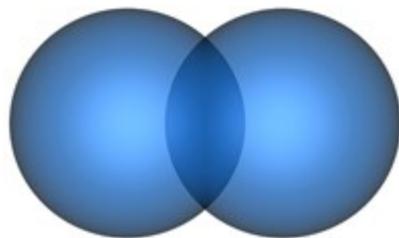
Чем выше энергия химической связи, тем прочнее связь.

	HF	HCl	HBr	HI
Длина связи, пм	92	128	141	160
Энергия связи, кДж/моль	565	431	364	217

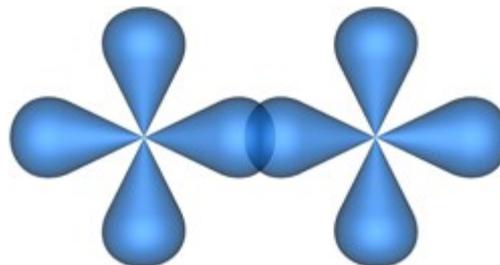


Поскольку электронные облака имеют различную форму, их взаимное перекрывание может осуществляться разными способами. В зависимости от способа перекрывания и симметрии образующегося облака различают  $\sigma$ -,  $\pi$ - и  $\delta$ -связи.

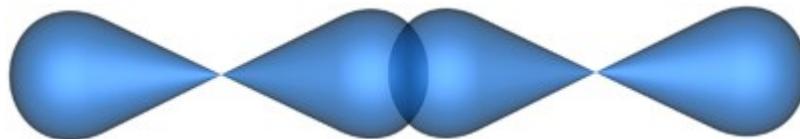
**$\sigma$ -Связь** (Сигма-связь) осуществляется при перекрывании облаков вдоль линии соединения атома



$\sigma$ -Связь между  $s$ -орбиталями

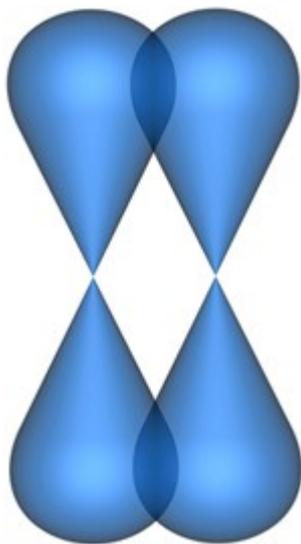


$\sigma$ -Связь между  $d$ -орбиталями

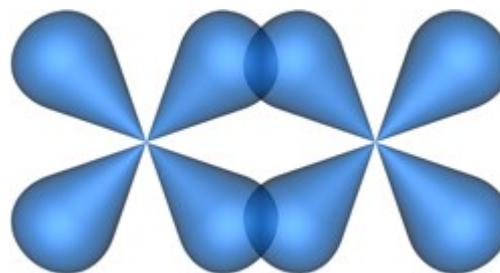


$\sigma$ -Связь между  $p$ -орбиталями

***π-Связь*** (Пи-связь) возникает при перекрывании электронных облаков по обе стороны от линии соединения атомов

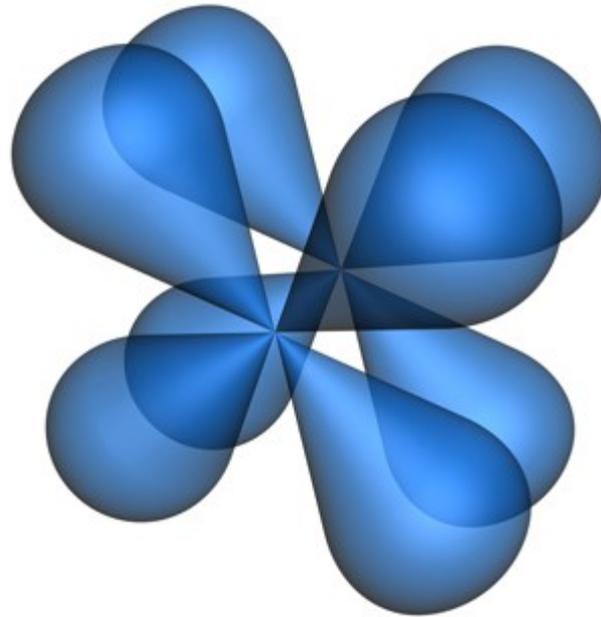


$\pi$ -Связь между *p*-орбиталями



$\pi$ -Связь между *d*-орбиталями

***δ-Связь*** (Дельта-связь) обязана перекрыванию всех четырех лепестков *d*-электронных облаков, расположенных в параллельных плоскостях



$\delta$ -Связь между *d*-орбиталями

Электроны *s*-орбиталей могут участвовать лишь в  $\sigma$ -связывании, *p*-электроны – уже в  $\sigma$ - и  $\pi$ -связывании, а *d*-электроны – как в  $\sigma$ - и  $\pi$ -, так и в  $\delta$ -связывании.

Атомные орбитали с большой разницей в энергии (например,  $1s$  и  $2p$ ) в гибридизацию не вступают.

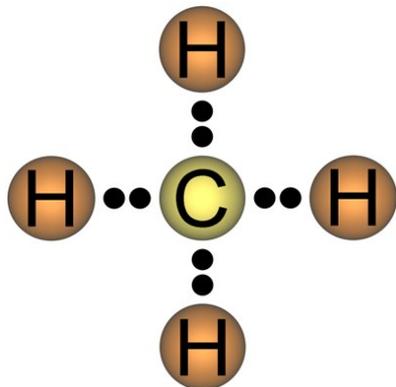
В зависимости от числа участвующих в гибридизации  $p$ -АО возможны следующие виды гибридизации:

для атомов углерода и азота –  $sp^3$ ,  $sp^2$  и  $sp$ ;

для атома кислорода –  $sp^3$ ,  $sp^2$ ;

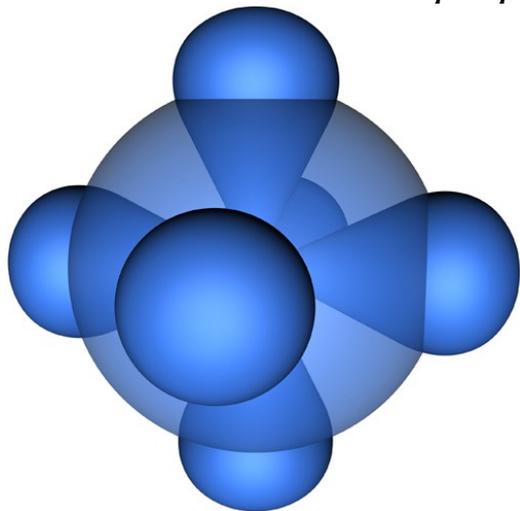
для галогенов –  $sp^3$ .

## ГИБРИДИЗАЦИЯ ЭЛЕКТОННЫХ ОРБИТ

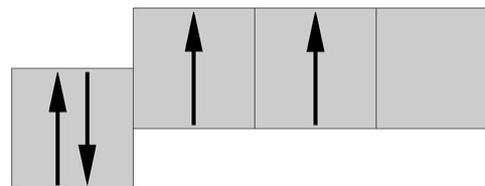


Электронная формула атома углерода:  $1s^2 2s^2 2p^2$

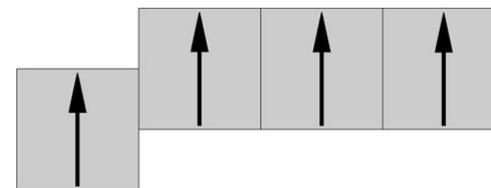
Для образования молекулы метана атом углерода переходит в возбужденное состояние:  $C^* 1s^2 2s^1 2p^1 2p^1 2p^1$



Модель внешнего энергетического уровня атома углерода



Графическая электронная формула внешнего энергетического уровня атома углерода

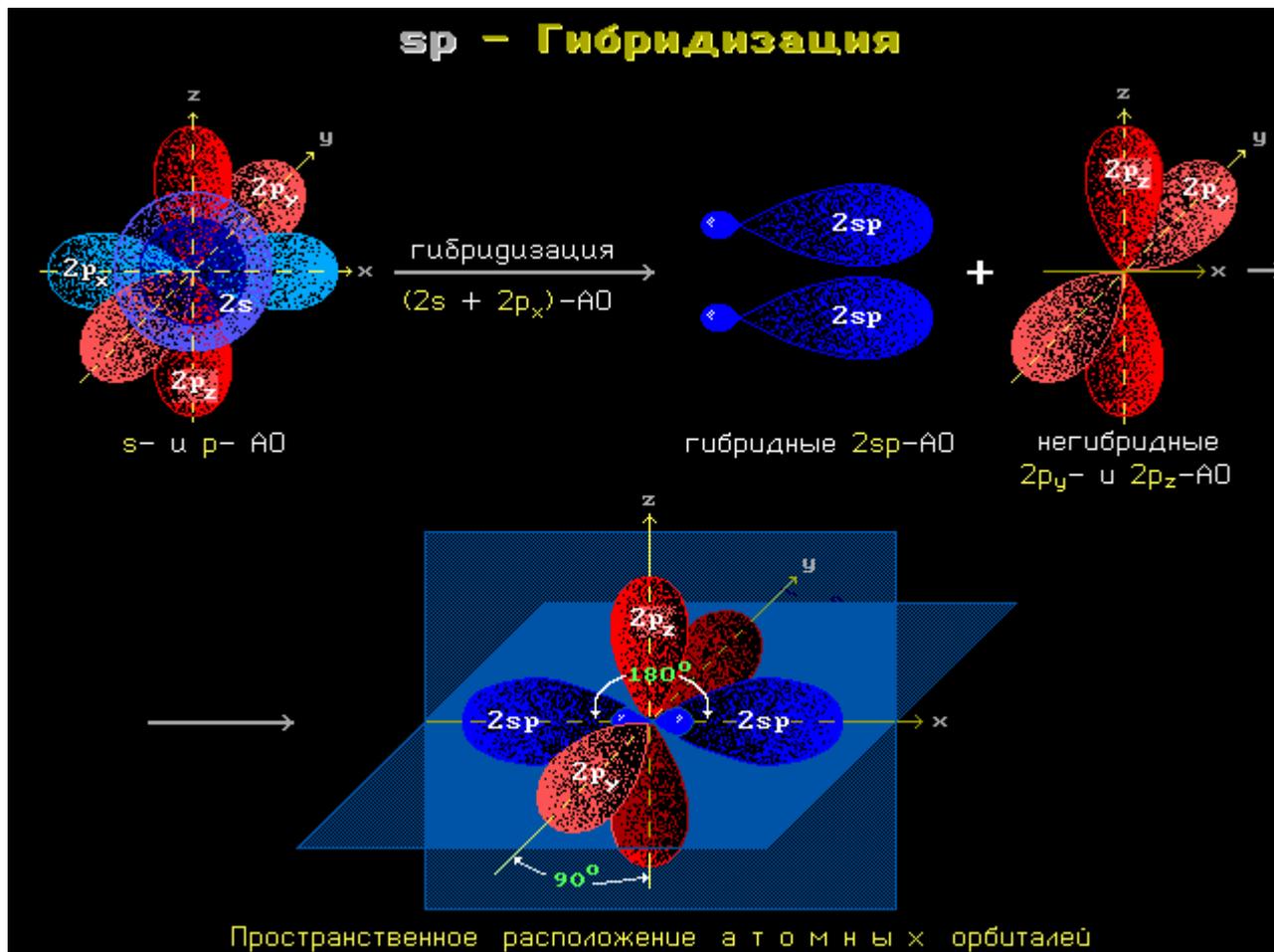


Графическая электронная формула внешнего энергетического уровня атома углерода в возбужденном состоянии

**Гибридизация атомных орбиталей** – изменение формы и энергии орбиталей атома при образовании ковалентной связи для достижения более эффективного перекрывания орбиталей.

## SP-ГИБРИТИЗАЦИЯ (ЛИНЕЙНАЯ)

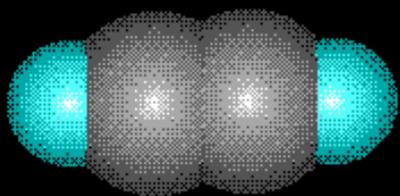
Одна  $s$ - и одна  $p$ -орбиталь смешиваются, образуя две равноценные  $sp$ -орбитали, расположенные под углом  $180^\circ$ , т.е. на одной оси.



Строение молекул с *sp*-атомами отражают их модели:

## МОДЕЛИ МОЛЕКУЛ, СОДЕРЖАЩИХ АТОМЫ В *sp*-ГИБРИДИЗОВАННОМ СОСТОЯНИИ

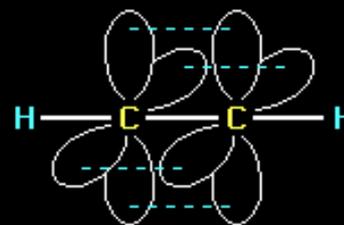
Ацетилен  $\text{HC}\equiv\text{CH}$



Масштабная модель  
(полусферическая)

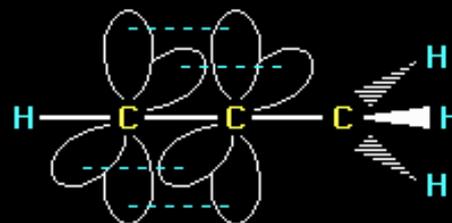
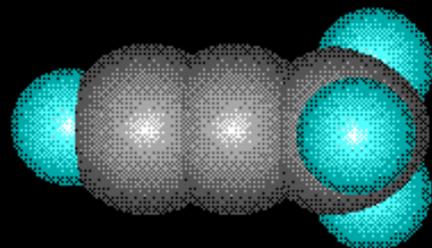


Шаростержневая  
модель



Атомно-орбитальная  
модель

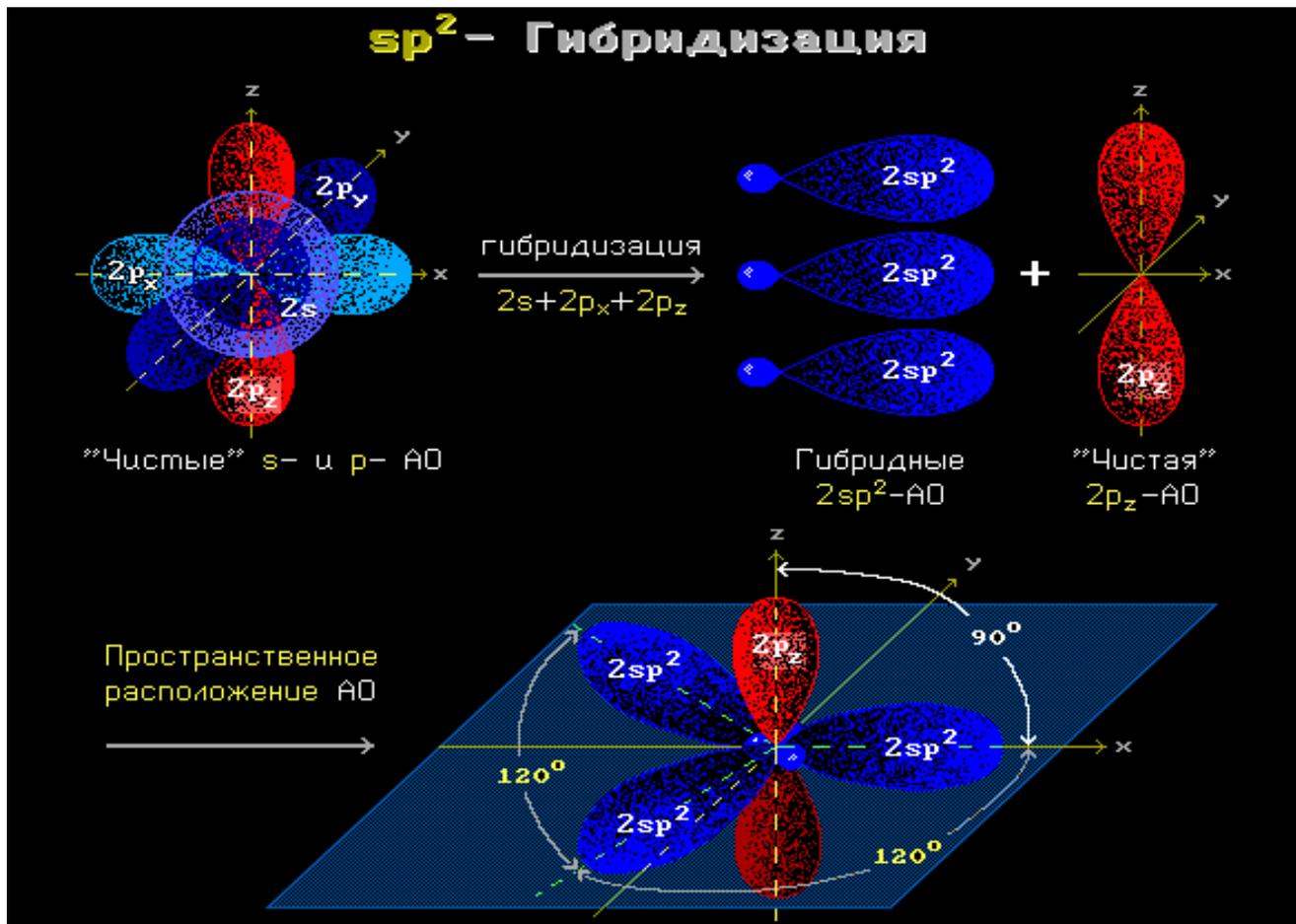
Метилацетилен  $\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$



*sp*-Гибридное состояние свойственно атому, если сумма числа связанных с ним атомов и числа его неподеленных электронных пар равна 2.

## SP<sup>2</sup>-ГИБРИТИЗАЦИЯ (ПЛОСКОСТНО-ТРИГОНАЛЬНАЯ)

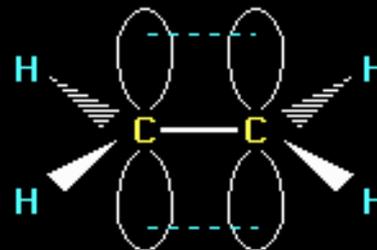
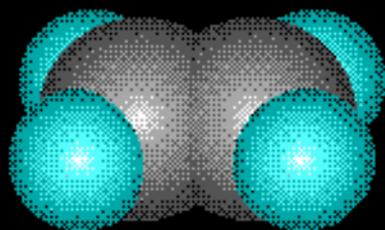
Одна *s*- и две *p*-орбитали смешиваются, и образуются *три* равноценные *sp*<sup>2</sup>-гибридные орбитали, расположенные в одной плоскости под углом 120°.



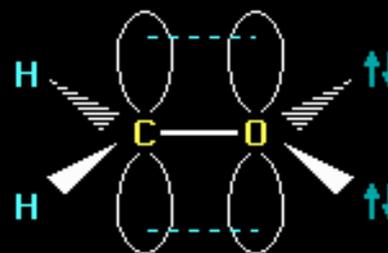
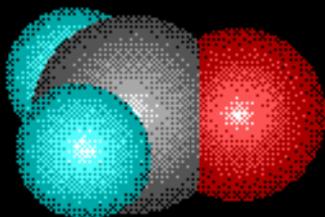
Строение молекул с  $sp^2$ -атомами отражают их модели:

## МОДЕЛИ МОЛЕКУЛ, СОДЕРЖАЩИХ АТОМЫ В $sp^2$ -ГИБРИДИЗОВАННОМ СОСТОЯНИИ

### Этилен $H_2C=CH_2$



### Формальдегид $H_2C=O:$

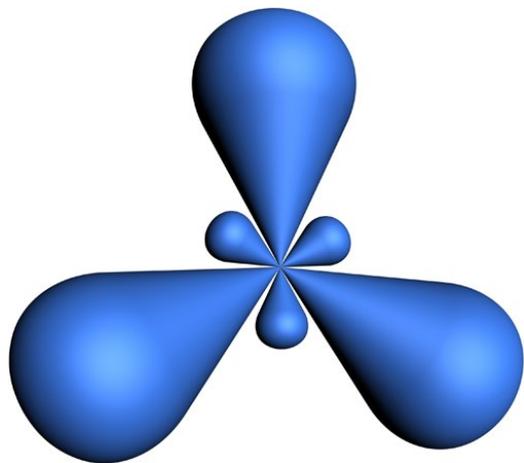


Масштабные модели  
(полусферические)

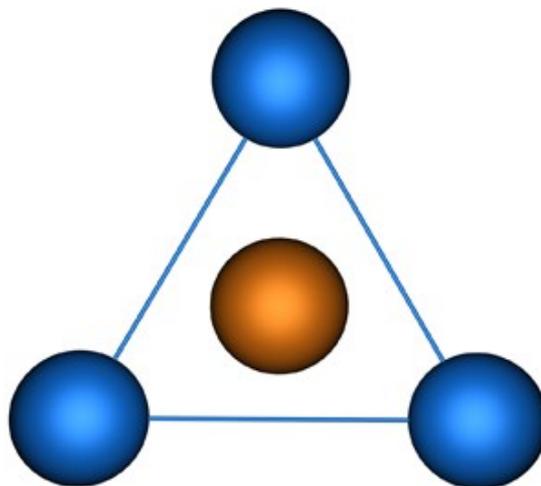
Шаростержневые  
модели

Атомно-орбитальные  
модели

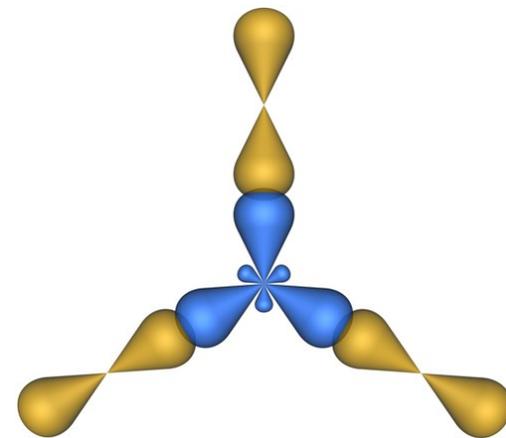
*$sp^2$ -Гибридное состояние свойственно атому, если сумма числа связанных с ним атомов и числа его неподеленных электронных пар равна 3*



Модель атома с  $sp^2$ -гибридными орбиталями



Пространственная конфигурация молекулы, центральный атом которой включает в себя  $sp^2$ -гибридные орбитали

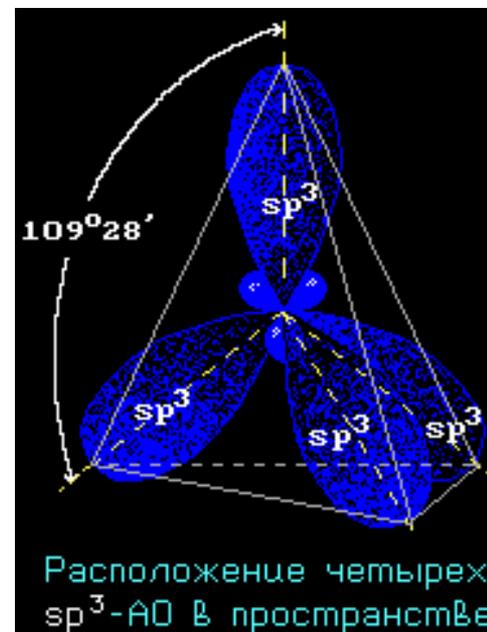
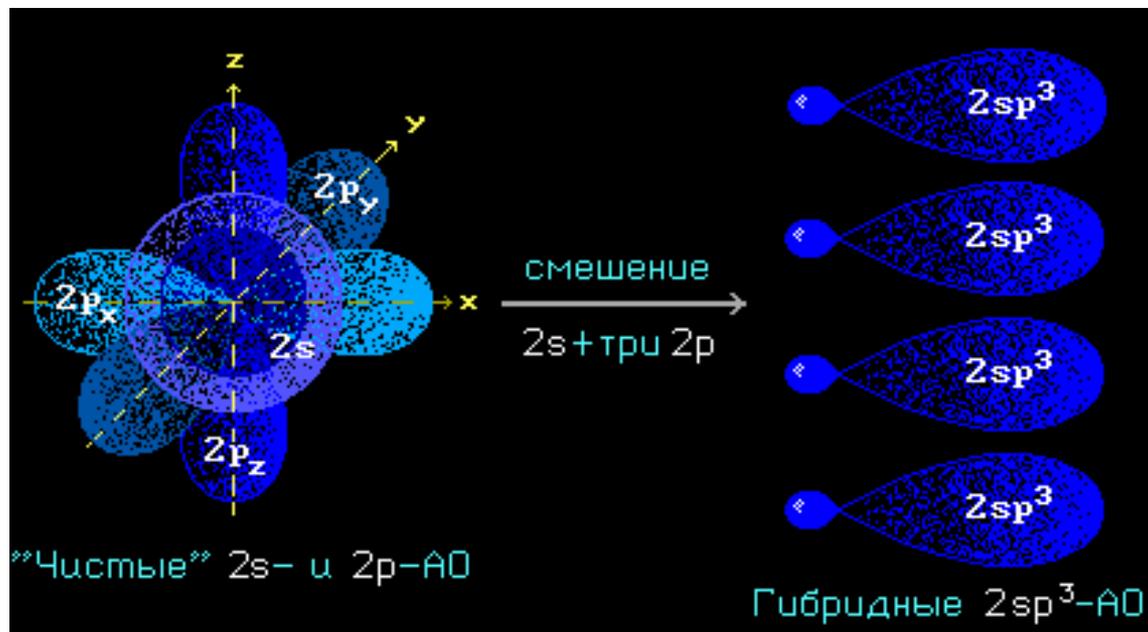


Модель молекулы  $\text{BCl}_3$

Примеры соединений, в которых наблюдается  $sp^2$ -гибридизация:  $\text{SO}_3$ ,  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{BF}_3$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ .  $sp^2$ -гибридизация характерна для всех этиленовых углеводородов (алкенов) (общая формула  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ ), карбоновых кислот и ароматических углеводородов (аренов) и других органических соединений:  $\text{C}_2\text{H}_4$  (этилен),  $\text{C}_4\text{H}_8$ ,  $\text{C}_6\text{H}_{12}$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$  (бензол),  $\text{C}_8\text{H}_{10}$ ,  $\text{C}_9\text{H}_{12}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$  (фенол),  $\text{CH}_2\text{O}$  (формальдегид),  $\text{C}_5\text{H}_9\text{NO}_4$  (глутаминовая кислота) и др.

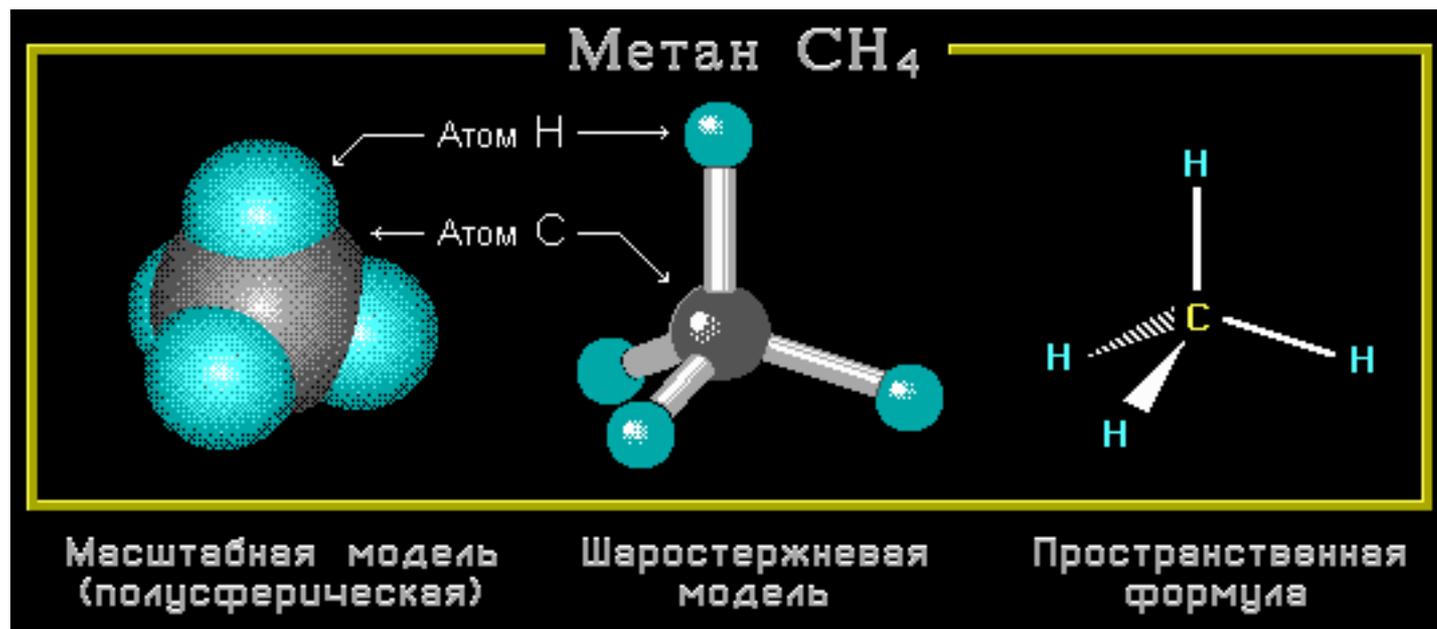
## SP<sup>3</sup>ГИБРИТИЗАЦИЯ (ТЕТРАЭДРИЧЕСКАЯ)

Одна  $s$ - и три  $p$ -орбитали смешиваются, и образуются *четыре* равноценные по форме и энергии  $sp^3$ -гибридные орбитали.



Оси  $sp^3$ -гибридных орбиталей направлены к вершинам правильного тетраэдра. Тетраэдрический угол между ними равен  $109^\circ 28'$ , что соответствует наименьшей энергии отталкивания электронов.

На примере молекулы *метана* показаны объемные модели и пространственная (стереохимическая) формула молекулы с  $sp^3$ -углеродным атомом:



$sp^3$ -Гибризованное состояние свойственно атому, если сумма числа связанных с ним атомов и числа его неподделенных электронных пар равна 4.

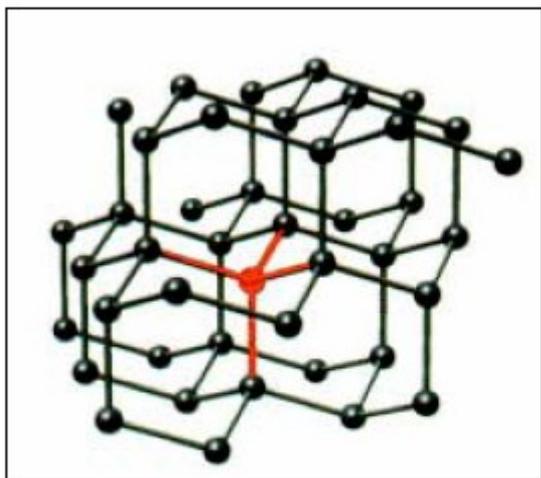
Углерод в  $sp^3$ -гибридном состоянии находится в простом веществе *алмазе* — одной из аллотропных форм углерода.

Это состояние характерно для атомов C, N, O и др., соединенных с другими атомами одинарными связями ( $sp^3$ -атомы выделены красным цветом):

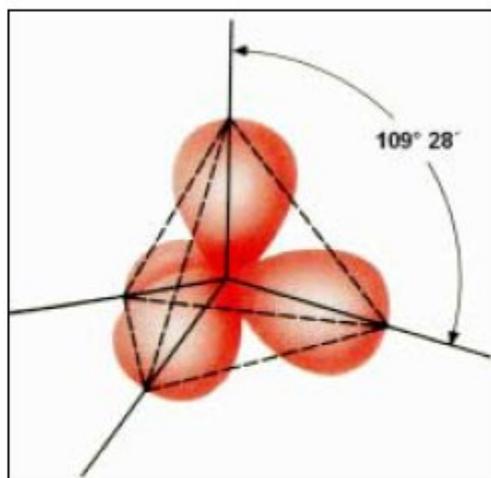
**CH<sub>4</sub>**, **RCH<sub>3</sub>**, **NH<sub>3</sub>**, **RNH<sub>2</sub>**, **H<sub>2</sub>O**, **ROH**, **R<sub>2</sub>O**;

а также анионам типа: **R<sub>3</sub>C<sup>-</sup>**, **RO<sup>-</sup>** и т.п.

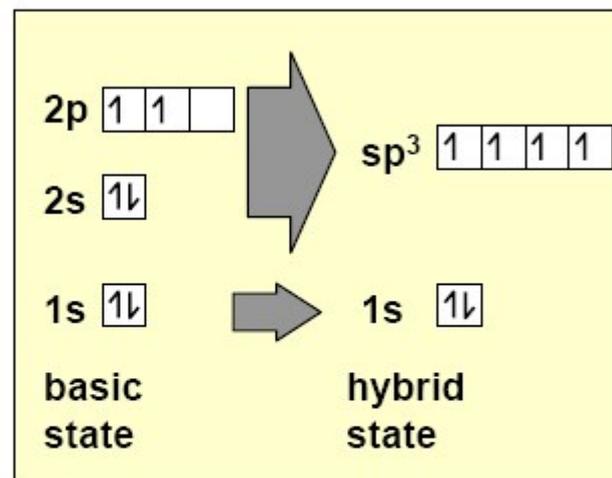
**diamond structure (isomorphs: Si, Ge)**



coordination number: 4

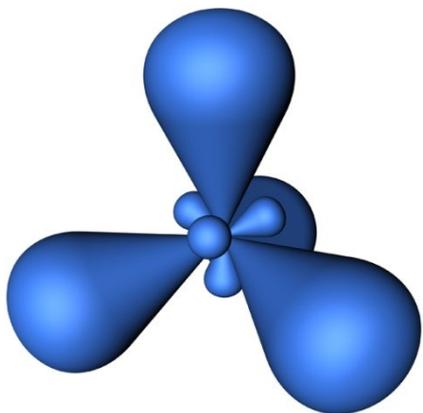


hybrid orbital:  $sp^3$

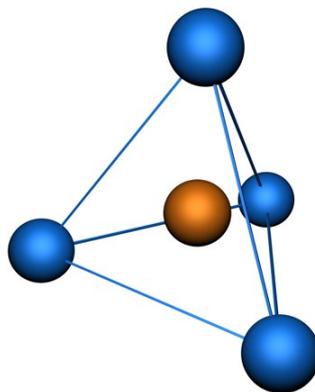


energy levels  
of electrons  
in C (element)

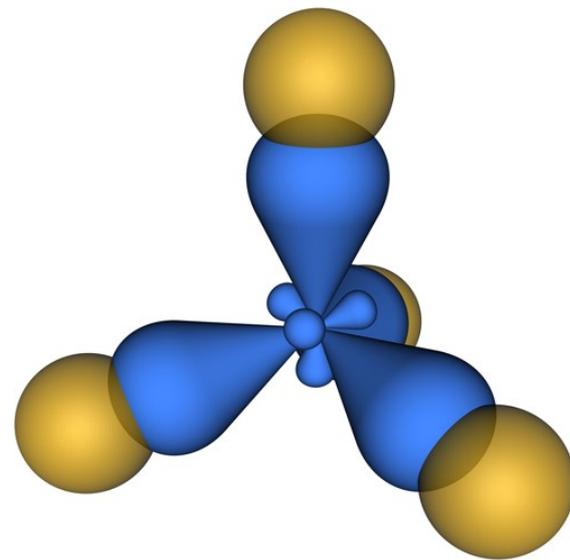
energy levels  
of electrons  
in C (diamond  
structure)



Модель атома с  $sp^3$ -гибридными орбиталями



Тетраэдрическая пространственная конфигурация молекулы, центральный атом которой образован  $sp^3$ -гибридными орбиталями



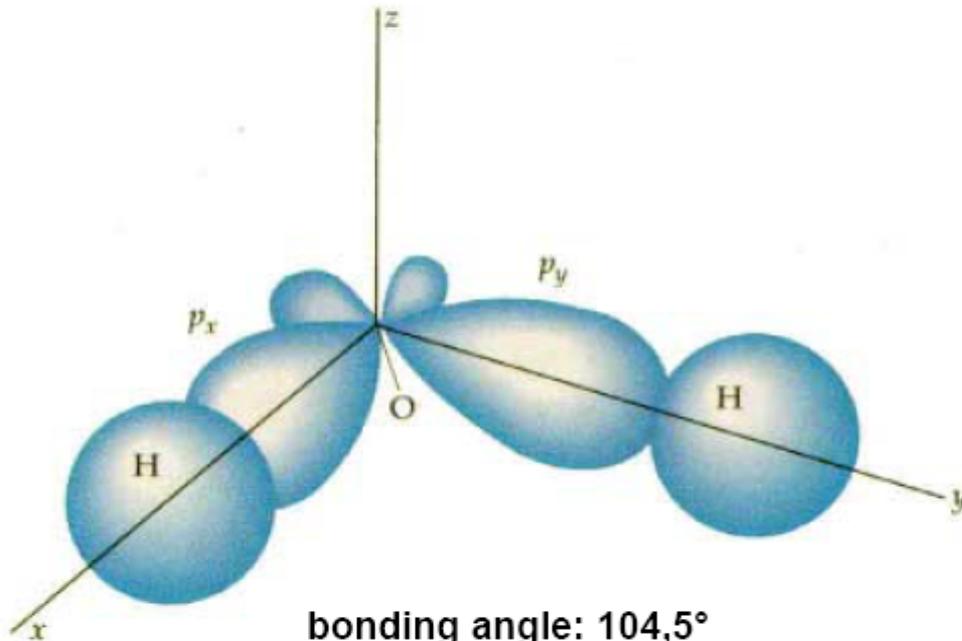
Модель молекулы  $CH_4$

## Геометрическая форма частиц

Гибридизация	Геометрическая форма	Угол между связями
$sp$	Линейная	$180^\circ$
$sp^2$	Треугольная	$120^\circ$
$sp^3$	Тетраэдрическая	$109,5^\circ$
$sp^3d$	Тригонально-бипирамидальная	$90^\circ, 120^\circ$
$sp^3d^2$	Октаэдрическая	$90^\circ$

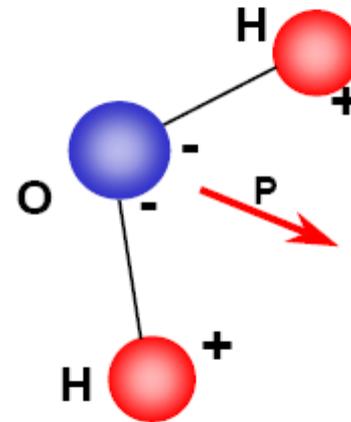
# Covalent Bonding of a H<sub>2</sub>O Molecule

- electron density distribution



bonding angle:  $104,5^\circ$   
hybrid orbital: sp linear  
 $p_x, p_y$  - orbitals of oxygen  
s - orbitals of hydrogen

- permanent dipole moment



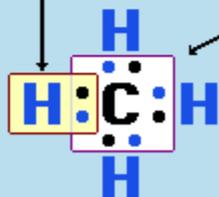
water is a  
dielectric material !

## ТИПЫ ГИБРИДИЗАЦИИ

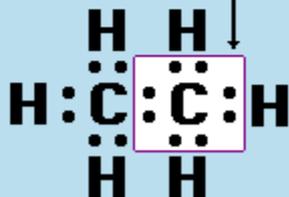
Тип гибридизации	Геометрическая форма	Угол между связями	Примеры
$sp$	линейная	$180^\circ$	$\text{BeCl}_2$
$sp^2$	треугольная	$120^\circ$	$\text{BCl}_3$
$sp^3$	тетраэдрическая	$109,5^\circ$	$\text{CH}_4$
$sp^3d$	тригонально-бипирамидальная	$90^\circ; 120^\circ$	$\text{PCl}_5$
$sp^3d^2$	октаэдрическая	$90^\circ$	$\text{SF}_6$

Точки между атомами означают связывающие пары электронов (химическую связь).  
 К несвязывающим относятся электроны неподделенных пар и неспаренные электроны.

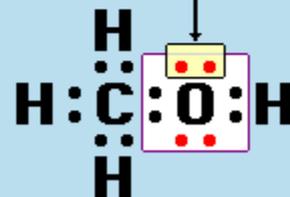
В оболочке атома Н 2 электрона



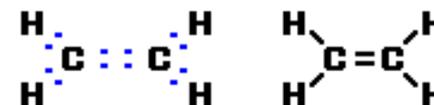
Внешняя оболочка содержит 8 электронов



Неподделенная пара электронов



Метан



Этилен



Ацетилен



Этан

# ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

www.calc.ru



Д.И. Менделеев  
1834–1907

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Энергетические уровни	
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б		
1	1	<b>H</b> водород 1,008																<b>He</b> гелий 4,003	2
2	2	<b>Li</b> литий 6,941	<b>Be</b> бериллий 9,0122	<b>B</b> бор 10,811	<b>C</b> углерод 12,011	<b>N</b> азот 14,007	<b>O</b> кислород 15,999	<b>F</b> фтор 18,998										<b>Ne</b> неон 20,179	10
3	3	<b>Na</b> натрий 22,99	<b>Mg</b> магний 24,312	<b>Al</b> алюминий 26,982	<b>Si</b> кремний 28,086	<b>P</b> фосфор 30,974	<b>S</b> сера 32,064	<b>Cl</b> хлор 35,453										<b>Ar</b> аргон 39,948	18
4	4	<b>K</b> калий 39,102	<b>Ca</b> кальций 40,08	<b>Sc</b> скандий 44,956	<b>Ti</b> титан 47,956	<b>V</b> ванадий 50,941	<b>Cr</b> хром 51,996	<b>Mn</b> марганец 54,938	<b>Fe</b> железо 55,849	<b>Co</b> кобальт 58,933	<b>Ni</b> никель 58,7								
	5	<b>Cu</b> медь 63,546	<b>Zn</b> цинк 65,37	<b>Ga</b> галлий 69,72	<b>Ge</b> германий 72,59	<b>As</b> мышьяк 74,922	<b>Se</b> селен 78,96	<b>Br</b> бром 79,904											<b>Kr</b> криптон 83,8
5	6	<b>Rb</b> рубидий 85,468	<b>Sr</b> стронций 87,62	<b>Y</b> иттрий 88,906	<b>Zr</b> цирконий 91,22	<b>Nb</b> ниобий 92,906	<b>Mo</b> молибден 95,94	<b>Tc</b> технеций [99]	<b>Ru</b> рутений 101,07	<b>Rh</b> родий 102,906	<b>Pd</b> палладий 106,4								
	7	<b>Ag</b> серебро 107,868	<b>Cd</b> кадмий 112,41	<b>In</b> индий 114,82	<b>Sn</b> олово 118,69	<b>Sb</b> сурьма 121,75	<b>Te</b> теллур 127,6	<b>I</b> йод 126,905											<b>Xe</b> ксенон 131,3
6	8	<b>Cs</b> цезий 132,905	<b>Ba</b> барий 137,34	57–71 лантаноиды		<b>Hf</b> гафний 178,49	<b>Ta</b> тантал 180,948	<b>W</b> вольфрам 183,85	<b>Re</b> рений 186,207	<b>Os</b> осмий 190,2	<b>Ir</b> иридий 192,22	<b>Pt</b> платина 195,09							
	9	<b>Au</b> золото 196,967	<b>Hg</b> ртуть 200,59	<b>Tl</b> таллий 204,37	<b>Pb</b> свинец 207,19	<b>Bi</b> висмут 208,98	<b>Po</b> полоний [210]	<b>At</b> астат [210]											<b>Rn</b> радон [222]
7	10	<b>Fr</b> франций [223]	<b>Ra</b> радий [226]	89–103 актиноиды		<b>Rf</b> резерфордий [261]	<b>Db</b> дубний [262]	<b>Sg</b> сиборгий [263]	<b>Bh</b> борий [262]	<b>Hn</b> ханний [265]	<b>Mt</b> мейтнерий [265]								
Высшие оксиды		$R_2O$	$RO$	$R_2O_3$	$RO_2$	$R_2O_5$	$RO_3$	$R_2O_7$	$RO_4$										
Летучие водородные соединения					$RH_4$	$RH_3$	$H_2R$	$HR$											

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА      ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР



НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА  
ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

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

## Л А Н Т А Н О И Д Ы

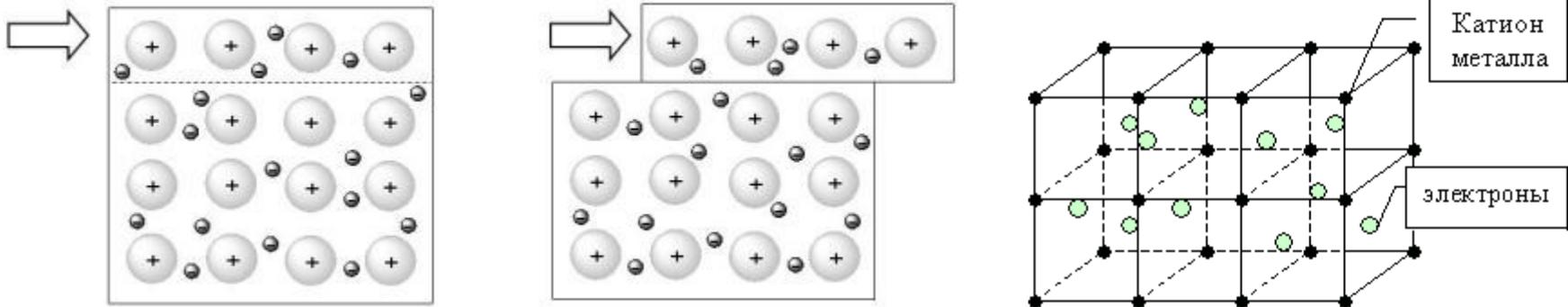
57 <b>La</b> лантан 138,906	58 <b>Ce</b> церий 140,12	59 <b>Pr</b> празеодим 140,908	60 <b>Nd</b> неодим 144,24	61 <b>Pm</b> прометий [145]	62 <b>Sm</b> самарий 150,4	63 <b>Eu</b> европий 151,96	64 <b>Gd</b> гадолиний 157,25	65 <b>Tb</b> тербий 158,926	66 <b>Dy</b> диспрозий 162,5	67 <b>Ho</b> гольмий 164,93	68 <b>Er</b> эрбий 167,26	69 <b>Tm</b> тулий 168,934	70 <b>Yb</b> иттербий 173,04	71 <b>Lu</b> лютеций 174,97
-----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

## А К Т И Н О И Д Ы

89 <b>Ac</b> актиний [227]	90 <b>Th</b> торий 232,038	91 <b>Pa</b> протактиний [231]	92 <b>U</b> уран 238,29	93 <b>Np</b> нептуний [237]	94 <b>Pu</b> плутоний [244]	95 <b>Am</b> амерций [243]	96 <b>Cm</b> кюриум [247]	97 <b>Bk</b> берклиум [247]	98 <b>Cf</b> калифорний [251]	99 <b>Es</b> эйнштейний [254]	100 <b>Fm</b> фермий [257]	101 <b>Md</b> менделевий [258]	102 <b>No</b> нобелий [259]	103 <b>Lr</b> лоуренсий [260]
----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

## МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

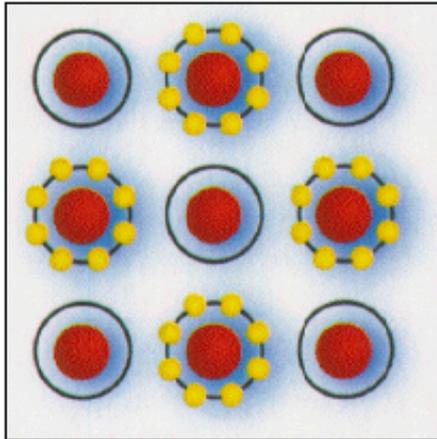
Химическая связь, обусловленная наличием большого количества не связанных с ядрами подвижных электронов



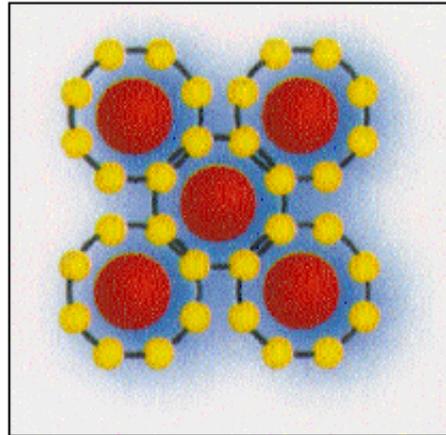
Сдвиг слоев металлического кристалла не приводит к возникновению больших сил отталкивания между ионами металла, так как они омываются "электронным морем"

# СВЯЗЬ ИОННАЯ – КОВАЛЕНТНАЯ – МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ

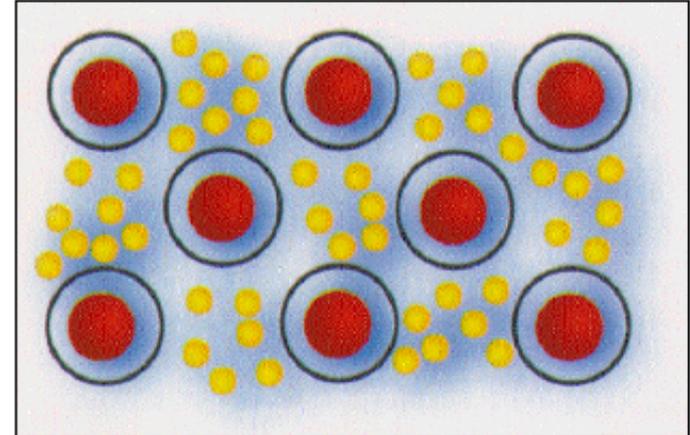
## • ИОННАЯ



## • КОВАЛЕНТНАЯ



## • МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ



- binary compounds between group I + VII : NaCl
- II + VI : MgO

- semi-conductors GaAs, InSb, SiC

- molecules CH<sub>4</sub>...
- elements C, Si, Ge

- intermetallic bonding

- elemental metals

## Сравнение металлической связи с ионной и ковалентной

<i>Ковалентная связь</i>	<i>Металлическая связь</i>		<i>Ионная связь</i>
<p>Образование связи за счет общих электронов</p> <p>Пара электронов, образующая связь, принадлежит двум связываемым атомам</p>	<p>Электронны, образующие связь, в равной мере принадлежат всем атомам</p>	<p>Образование связей одновременно между большим числом частиц</p> <p>Взаимное притяжение между катионами металлов и электронным газом</p>	<p>Взаимное притяжение между катионами и анионами</p>
<p>Взаимное смещение атомов (при ударе) приводит к разрыву связи</p>	<p>Взаимное смещение катионов (при ударе) не приводит к разрыву связи</p>		<p>Взаимное смещение катионов и анионов (при ударе) приводит к разрыву связи</p>

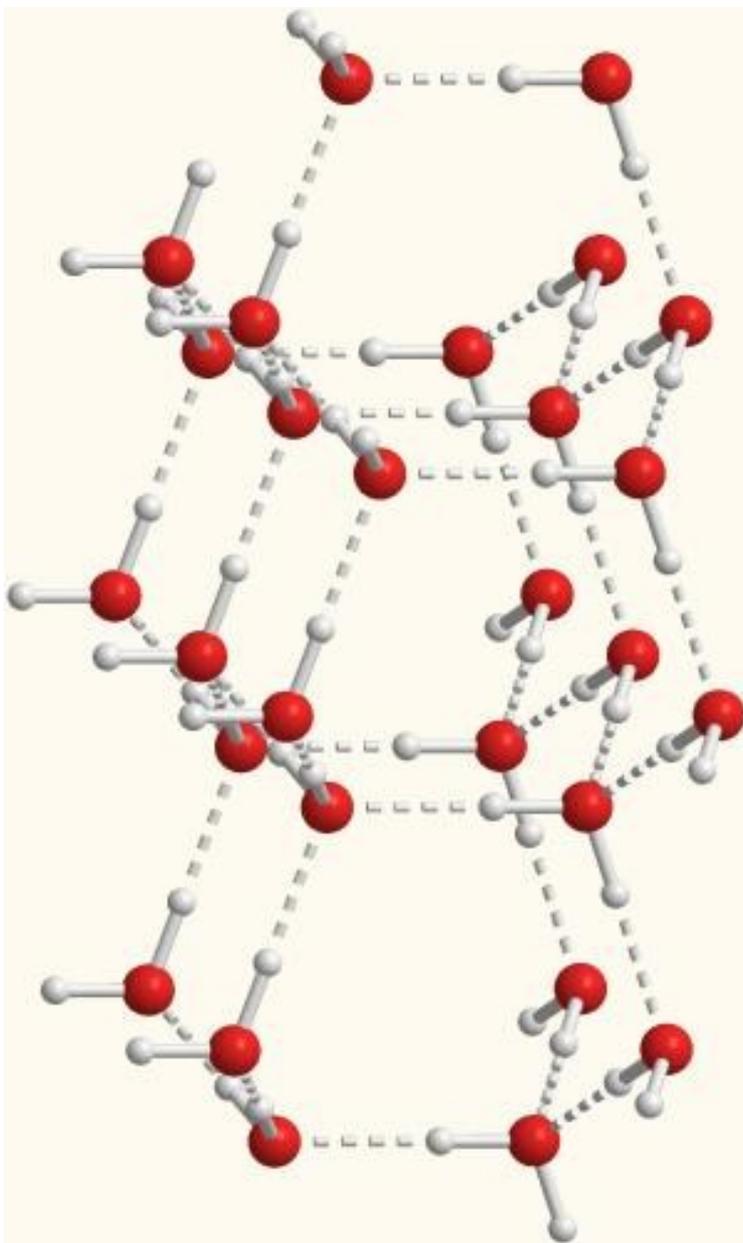
## ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

Взаимодействие между двумя электроотрицательными атомами одной или разных молекул посредством атома водорода:  $A-H \dots B$  (чертой обозначена ковалентная связь, тремя точками - водородная связь)

Водородная связь обусловлена электростатическим притяжением атома водорода (несущим положительный заряд  $\delta+$ ) к атому электроотрицательного элемента, имеющего отрицательный заряд  $\delta-$ .

Возникает, как правило, между атомами фтора, азота и кислорода (наиболее электроотрицательные элементы), реже - при участии атомов хлора, серы и других неметаллов.

Прочные водородные связи образуются в воде, фтороводороде, кислородсодержащих неорганических кислотах, карбоновых кислотах, фенолах, спиртах, аммиаке.



Модель растущего кристалла льда (красные - атомы кислорода, белые - атомы водорода в молекулах  $\text{H}_2\text{O}$ ). Отдельные молекулы воды связаны друг с другом водородными связями (показаны пунктирными линиями) в строгом порядке. Это приводит к причудливым симметричным формам кристаллов. Лёд - молекулярный кристалл.

## КЛАССИФИКАЦИЯ КРИСТАЛЛОВ ПО ТИПАМ СВЯЗИ

Тип Кристалла	Пример	Энергия связи, ккал/моль	Свойства
1. Ионные	NaCl LiF	180 240	Диэлектрики (низкая проводимость при низких температурах; при высоких - ионная проводимость); сильное ИК поглощение; твердые, хрупкие.
2. Ковалентные	Алмаз SiC	170 283	Диэлектрики, высокая твердость, высокая температура плавления
3. Металлические	Na Fe	26 94	Высокая электропроводность, высокий коэффициент отражения
4. Молекулярные	Ar CCl <sub>4</sub>	1,8 2,4	Диэлектрики, низкая точка плавления, высокая сжимаемость.
5. С водородными связями	HF Лед	7 12	Тенденция к полимеризации

# МЕЖМОЛЕКУЛЯРНОЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ

Взаимодействие молекул между собой, не приводящее к разрыву или образованию новых химических связей

Основу **ван-дер-ваальсовых сил** составляют кулоновские силы взаимодействия между электронами и ядрами одной молекулы и ядрами и электронами другой. На определенном расстоянии между молекулами силы притяжения и отталкивания уравниваются друг друга, и образуется устойчивая система.

Почти в чистом виде эти силы появляются между молекулами с насыщенными химическими связями ( $O_2$ ,  $H_2$ ,  $N_2$ ,  $CH_4$  и др.), а также между атомами инертных газов, обуславливая существование их жидкого и твердого состояний.

## МЕЖМОЛЕКУЛЯРНОЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ

ДИСПЕРСИОННОЕ

ОРИЕНТАЦИОННОЕ

ИНДУКЦИОННОЕ

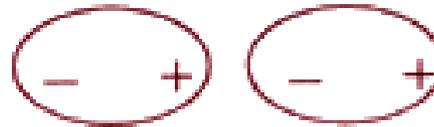
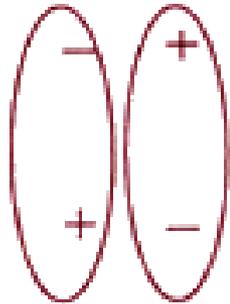
# 1. ОРИЕНТАЦИОННОЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ

Ориентационные силы действуют между полярными молекулами, то есть обладающими дипольными электрическими моментами.



Atomic or molecular dipoles

Взаимодействие диполей зависит от их взаимной ориентации, и поэтому силы дипольного взаимодействия называются ориентационными.

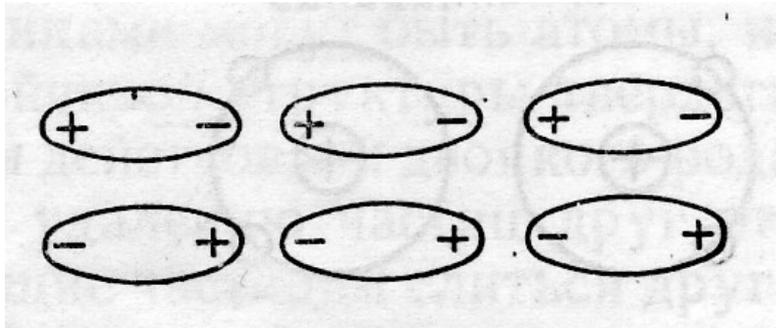


Для взаимодействия двух диполей энергия притяжения между ними (энергия Кеезома) выражается соотношением:

$$E_K = -2 \mu_1 \mu_2 / 4\pi \epsilon_0 r^3$$

$\mu_1$  и  $\mu_2$  – дипольные моменты взаимодействующих диполей,  
 $r$  – расстояние между ними.

# 1. ОРИЕНТАЦИОННОЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ



Энергия системы, определяемая ориентацией молекул, сильно зависит от температуры

При **низких температурах**, когда достигается полная ориентация молекул, энергия взаимодействия определяется соотношением

$$E_{\text{ор}} = -\frac{M^2}{2\pi\epsilon_0 r^3},$$

$M$  – дипольный момент

$r$  – расстояние между молекулами

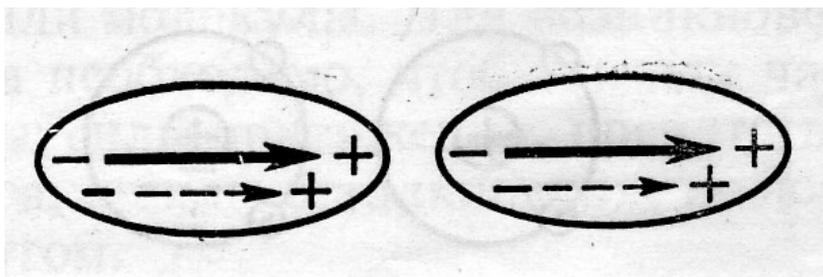
$\epsilon_0$  – диэлектрическая постоянная

Для высоких же температур энергия взаимодействия дипольных молекул выражается формулой

$$E_{\text{ор}} = -\frac{M^4}{24\pi^2 \epsilon_0^2 kT} \frac{1}{r^6}.$$

## 2. ИНДУКЦИОННОЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ

Неполярные молекулы некоторых веществ обладают высокой поляризуемостью, поэтому под влиянием внешнего электрического поля (например, при приближении полярной молекулы) у таких молекул возникает наведенный (индуцированный) электрический момент.



При сближении такие индуцированные диполи будут взаимодействовать друг с другом аналогично взаимодействию жестких диполей (**индуцированное** или **поляризационное** взаимодействие)

Энергия взаимного притяжения, возникающая вследствие взаимодействия между жестким диполем первой молекулы и индуцированным диполем второй молекулы не зависит от температуры и определяется соотношением

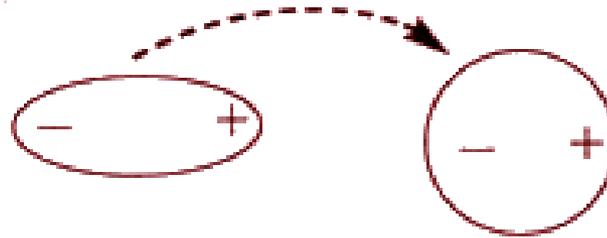
$$E_{\text{инд}} = -\frac{\alpha M^2}{8\pi\epsilon_0} \cdot \frac{1}{r^6},$$

$M$  – постоянный дипольный момент молекулы,  $\alpha$  – ее поляризуемость

### 3. ДИСПЕРСИОННОЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ

Вид взаимодействия между нейтральными молекулами.

Электроны, которые находятся в постоянном движении, на миг могут оказаться сосредоточенными с одной стороны молекулы, то есть неполярная частица станет полярной. Это вызывает перераспределение зарядов в соседних молекулах, и между ними устанавливаются кратковременные связи:

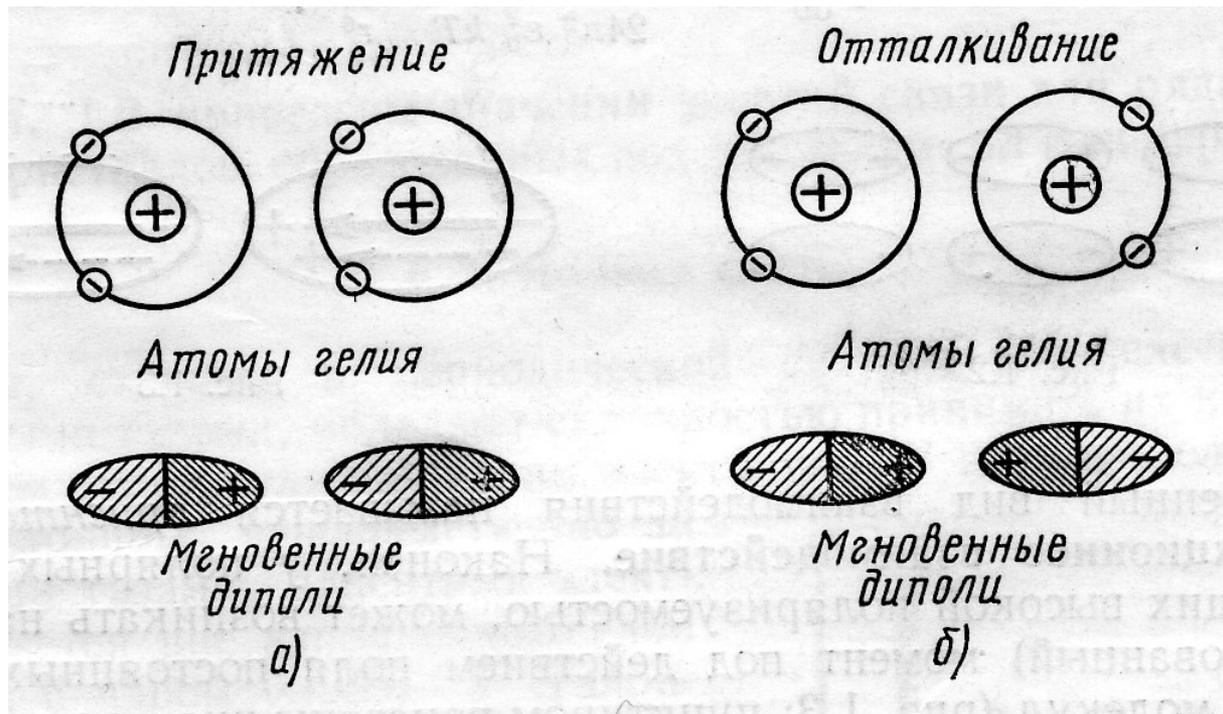


Энергия такого взаимодействия (энергия Лондона):

$$E_{\text{Л}} = -2 \mu_{\text{МГН}}^2 \alpha^2 / r^6$$

где  $\mu_{\text{МГН}}$  — момент мгновенного диполя.

### 3. ДИСПЕРСИОННОЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ



Энергии дисперсионного взаимодействия частиц:

$$E_d = -\frac{3}{4} \cdot \frac{\alpha^2 J}{r^6},$$

где  $\alpha$  – **полярзуемость** частиц  
 $J$  – энергия их возбуждения  
 $r$  – расстояние между ними