

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

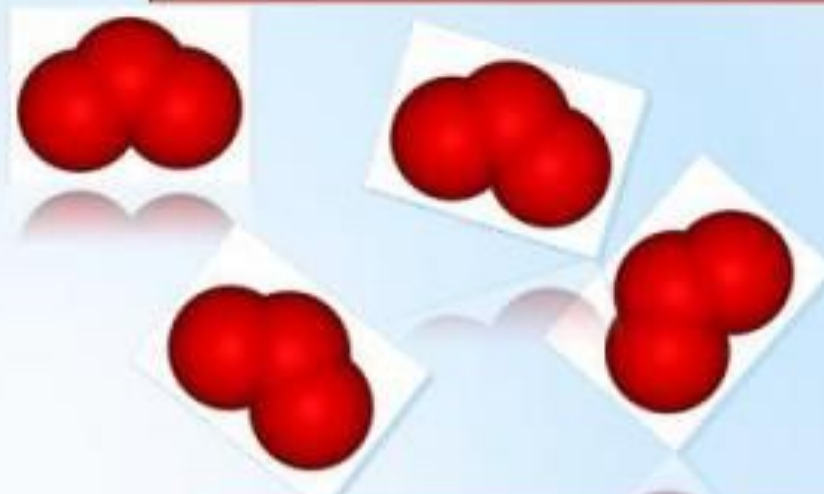
Викулова Мария Александровна

- *Атомы не могут существовать изолированно друг от друга!*

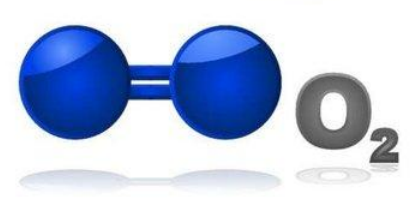
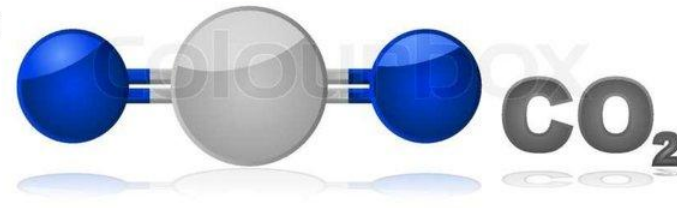
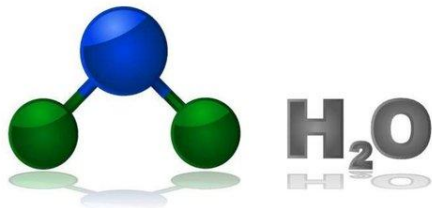
Сложное вещество



Простое вещество

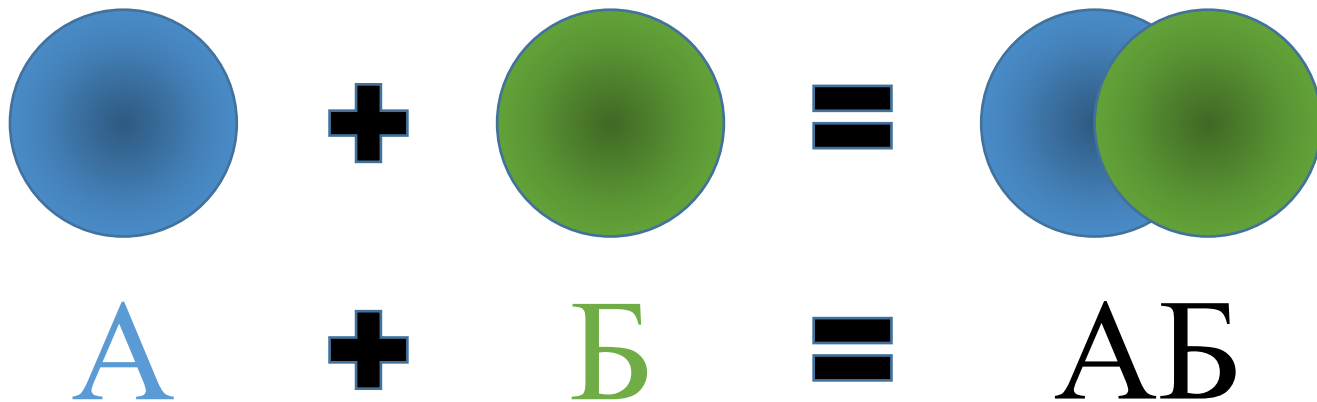


- **Химическая связь** - это взаимодействие, которое связывает отдельные атомы в более сложные системы (молекулы, радикалы, кристаллы и др.).



- **Основная причина образования химической связи** - это достижение более устойчивого состояния с минимально возможным запасом энергии.

- *Основное условие образования химической связи* - понижение полной энергии системы по сравнению с суммарной энергией изолированных атомов.



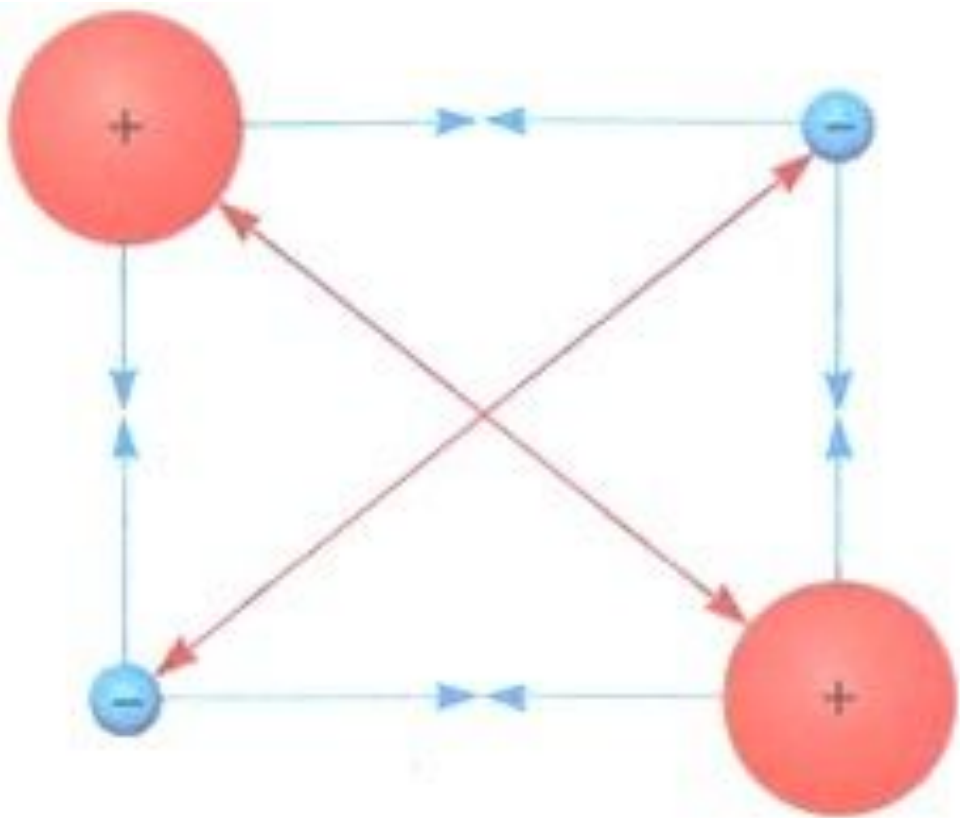
$$E_A + E_B > E_{AB}$$

E_A, E_B - полная энергия изолированных атомов
 E_{AB} - полная энергия молекулы

Отличительные признаки химической связи:

- *Понижение энергии системы по сравнению с суммой энергий несвязанных атомов;*
- *Перераспределение электронной плотности в области образования химической связи.*

Природа сил химической связи - электростатическая

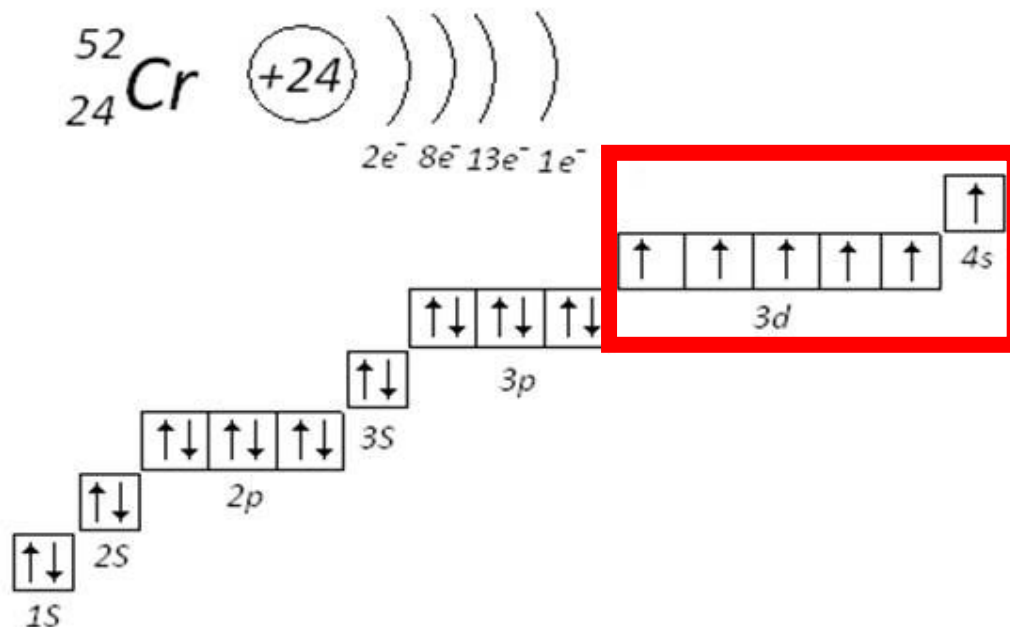


притяжение



отталкивание

- В образовании химической связи принимают участие *валентные электроны*.
- При образовании химической связи каждый атом хочет *завершить* свой *внешний энергетический уровень*.



ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

ковалентная

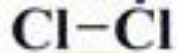
полярная



δ^+ δ^-



неполярная

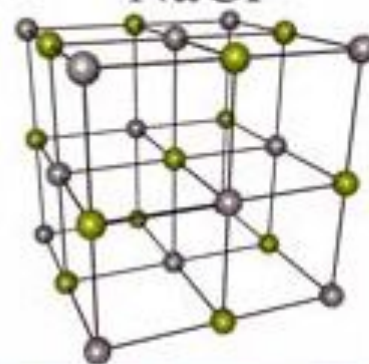


ионная

Na^+



NaCl

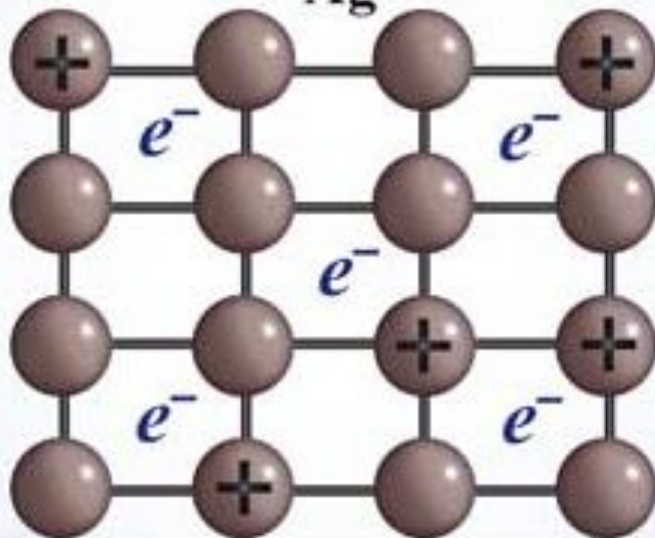


Cl^-

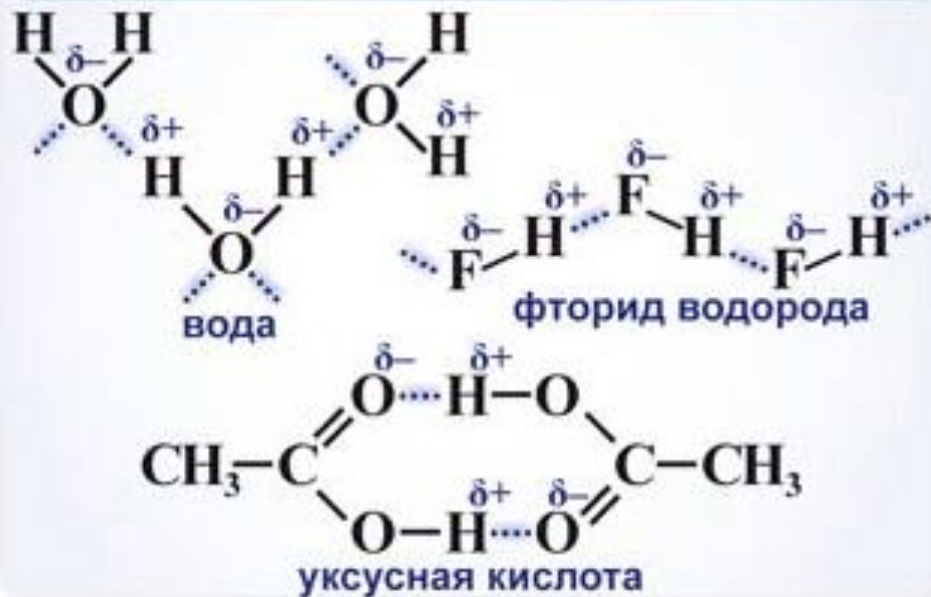


металлическая

Ag



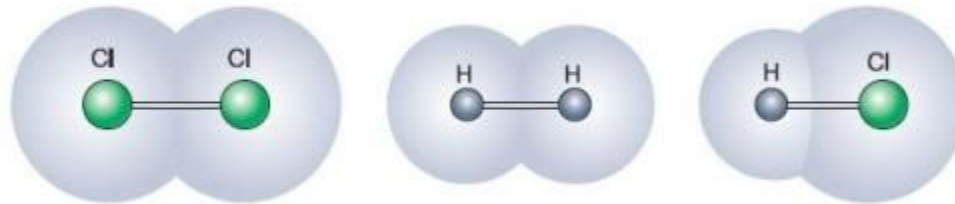
водородная



• Межмолекулярные взаимодействия

Характеристики химической связи

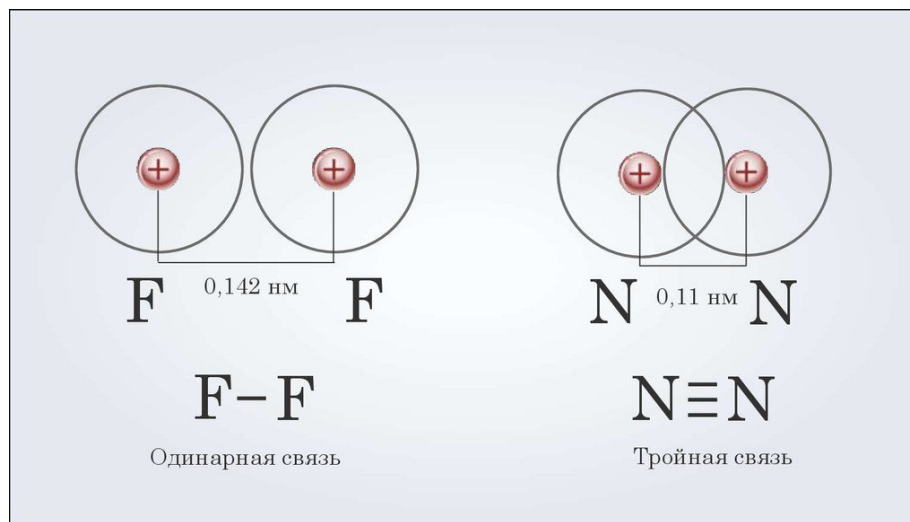
- **Длина химической связи ($l_{св}$)** – расстояние между ядрами соседних атомов в молекуле или кристалле [нм].



- Химическая связь **консервативна** – каждый атом вносит всегда определенный вклад в длину химической связи, не зависимо от того, в состав какой молекулы он входит.

Особенности $l_{св}$

- Длина связи зависит от *степени перекрывания* электронных облаков и *кратности связи*:



- Длина связи зависит от *радиусов атомов*, образующих связь

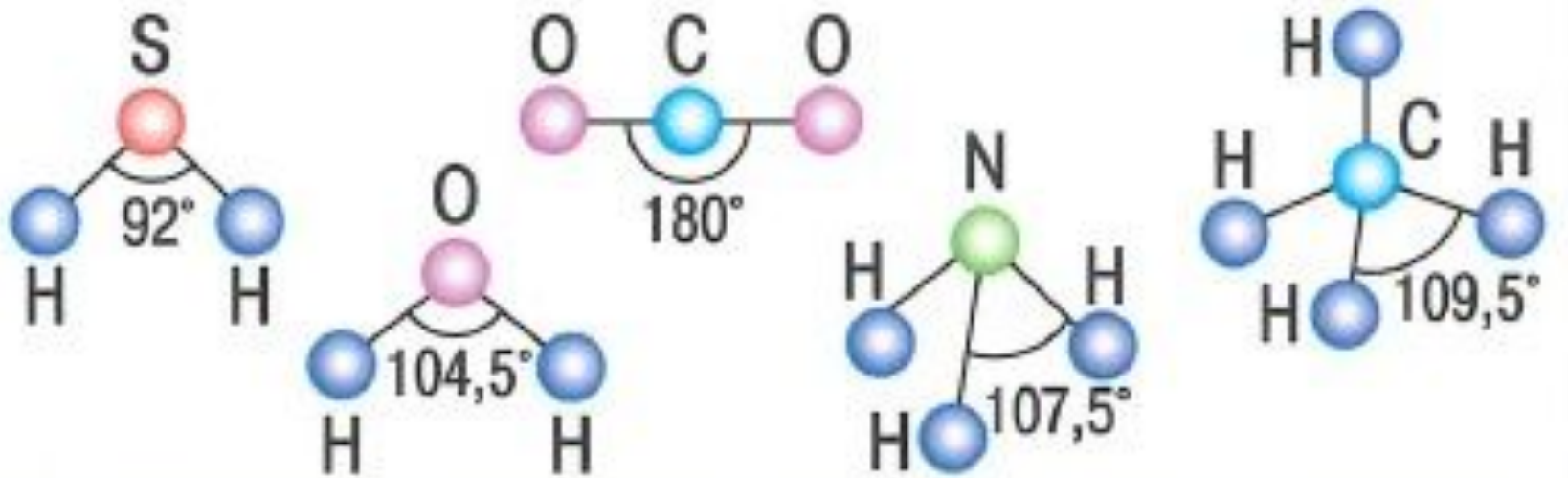
Характеристики химической связи

- Энергия химической связи ($E_{св}$) – энергия, которую необходимо затратить для разрыва химической связи [кДж/моль].
- ✓ Чем больше длина связи, тем меньше её энергия:

Связь в молекуле	Длина связи, пм	Энергия связи, кДж/моль	Примечание
N ₂	109	941	Одна из наиболее прочных связей
CO	113	949	Одна из наиболее прочных связей
HF	91	559	
H ₂	74	443	Самая короткая химическая связь
NaCl	236	408	Двухатомная молекула в газовой фазе
CO ₂	131	347	
Br ₂	228	190	
K ₂	392	50	Одна из наименее прочных связей

Характеристики химической связи

- *Валентный угол* – это угол между связями, которые образует атом в молекуле.

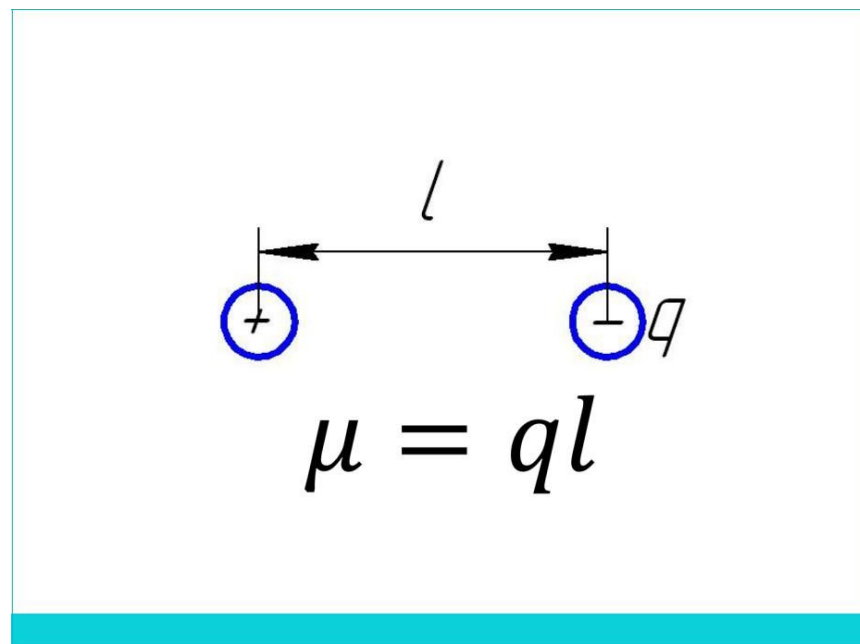


Характеристики химической связи

- **Полярность связи** – это смещение электронной плотности к более электроотрицательному атому.
- Полярность связи характеризуется дипольным моментом (μ), эффективным зарядом (δ) и степенью ионности (i).



Дипольный момент [Кл·м] = [D]

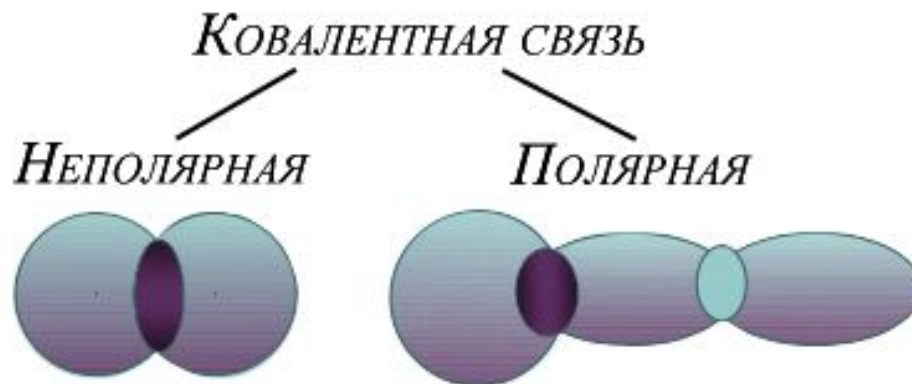


- l – длина диполя;
- q – абсолютная величина заряда в кулонах

- ***Эффективный заряд*** – безразмерная величина, определяемая отношением экспериментально найденного μ к теоретически рассчитанному.
- ***Степень ионности*** – реальный заряд иона в кристаллической структуре. Может быть, оценена по разности электроотрицательностей атомов.

Ковалентная связь

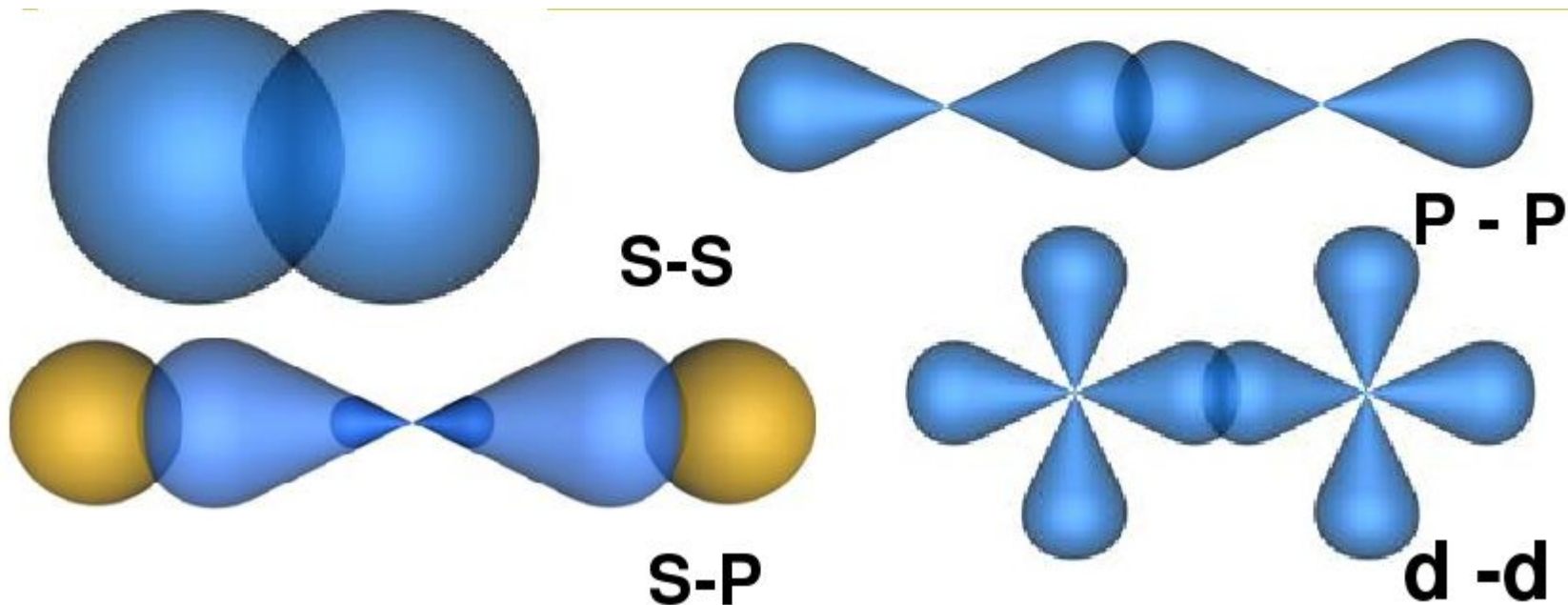
- Возникает между двумя атомами неметаллов с одинаковыми или разными значениями электроотрицательности как результат *перекрывания атомных орбиталей (АО) (обобществление электронов)*.



- Образуется *неспаренными* электронами с *антипараллельными спинами*.

Типы перекрывания АО

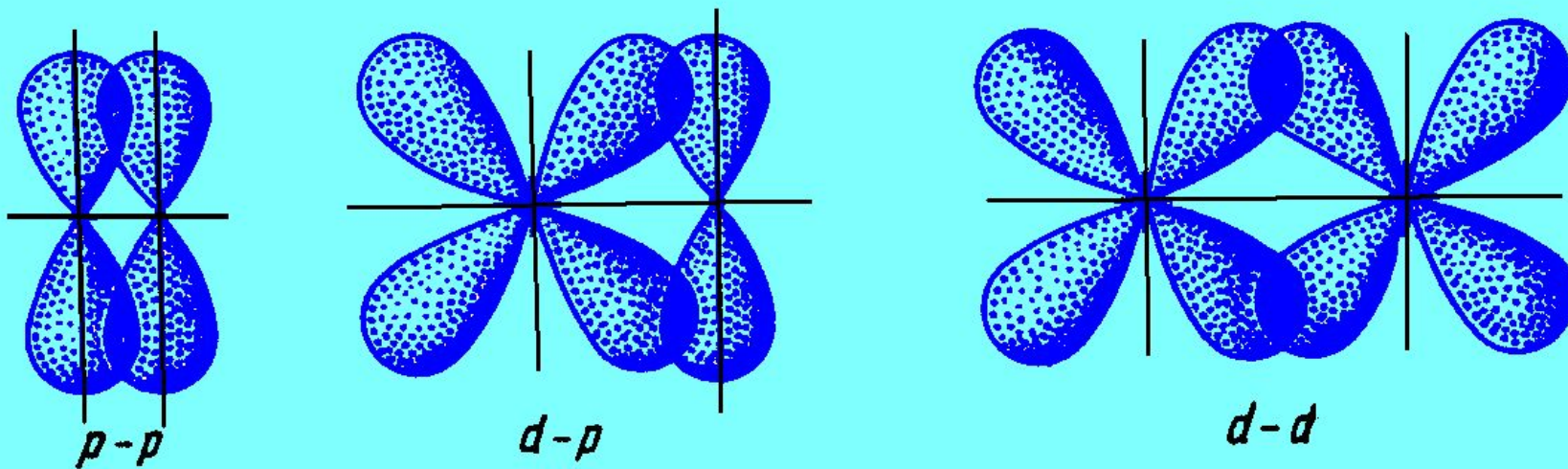
- **σ -связь** – перекрывание АО вдоль линии связи.
Пример: s-s, s-p, p-p, d-d перекрывание



Типы перекрывания АО

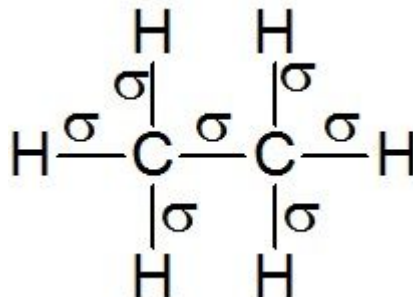
- **π -связь** – перекрывание АО с двух сторон от линии связи.

Пример: p-p, d-p, d-d перекрывание



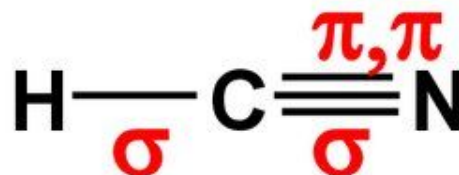
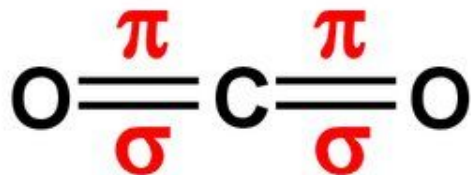
Кратность связи

- 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)!!!!!!

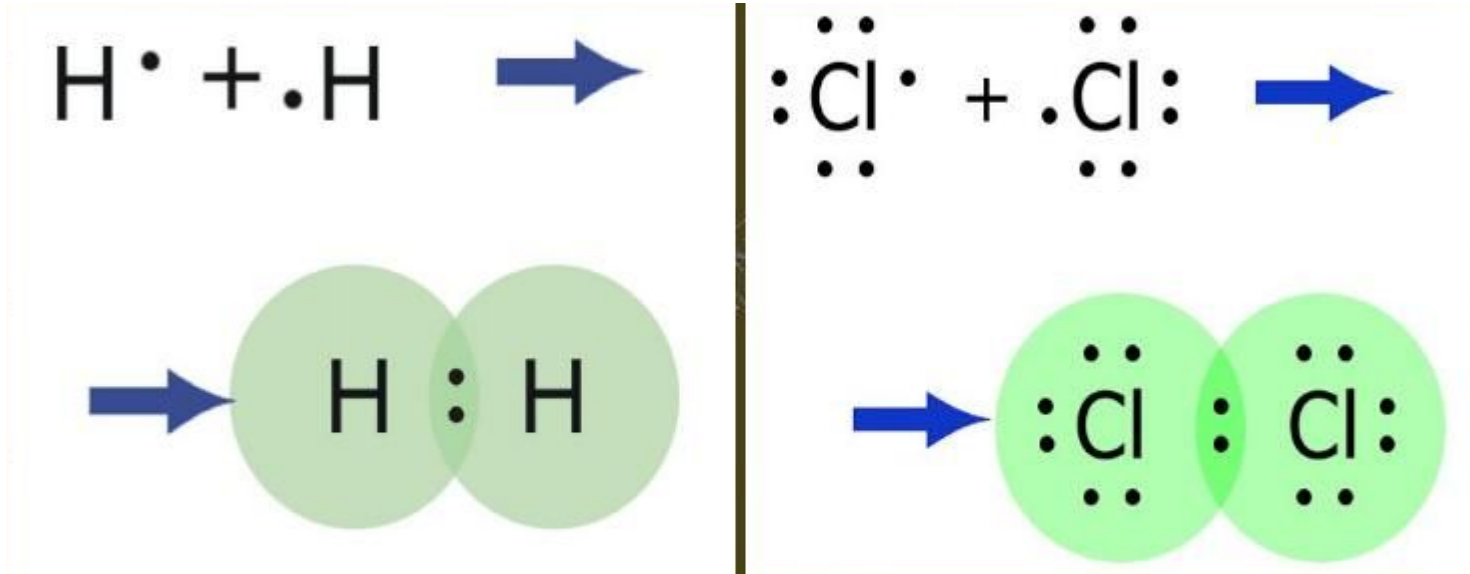


Механизмы образования ковалентной связи

- Обменный
- Донорно-акцепторный
- Дативный

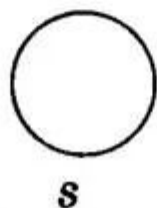
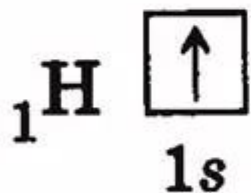
Обменный механизм

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

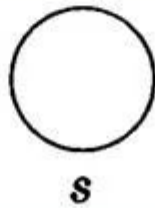


Электронная формула
Графическая (структурная) формула
Электронно-графическая схема

H_2 — водород:



+



=



Порядок ковалентной пары

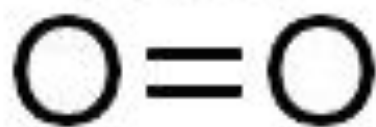
ОДИНАРНАЯ

СВЯЗЬ



ДВОЙНАЯ

СВЯЗЬ



ТРОЙНАЯ

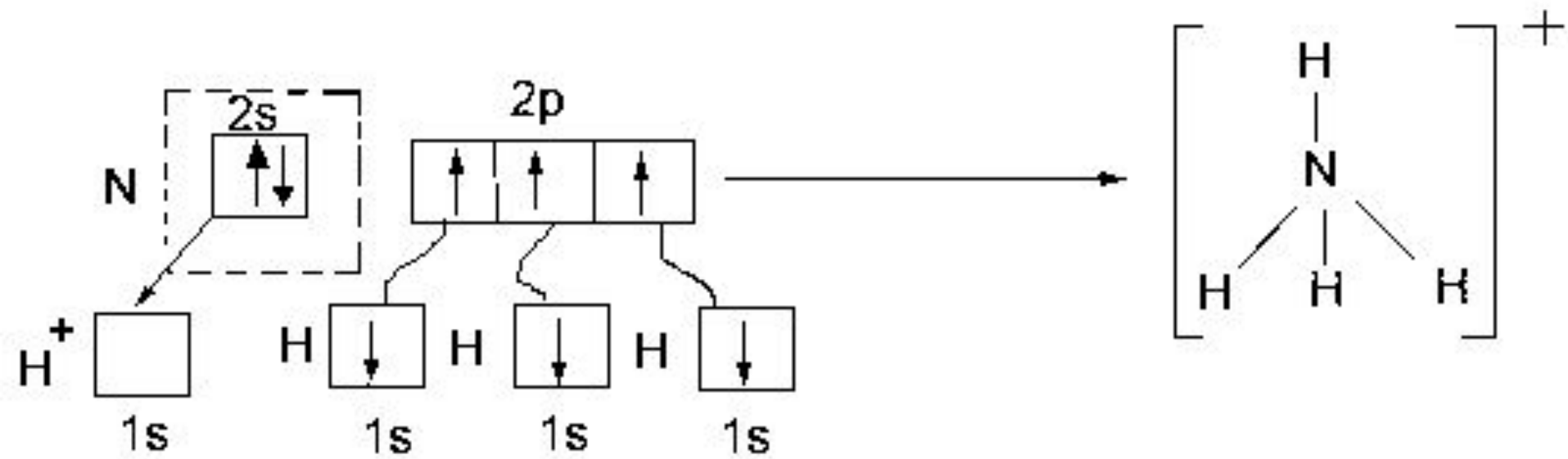
СВЯЗЬ



Донорно-акцепторный механизм

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

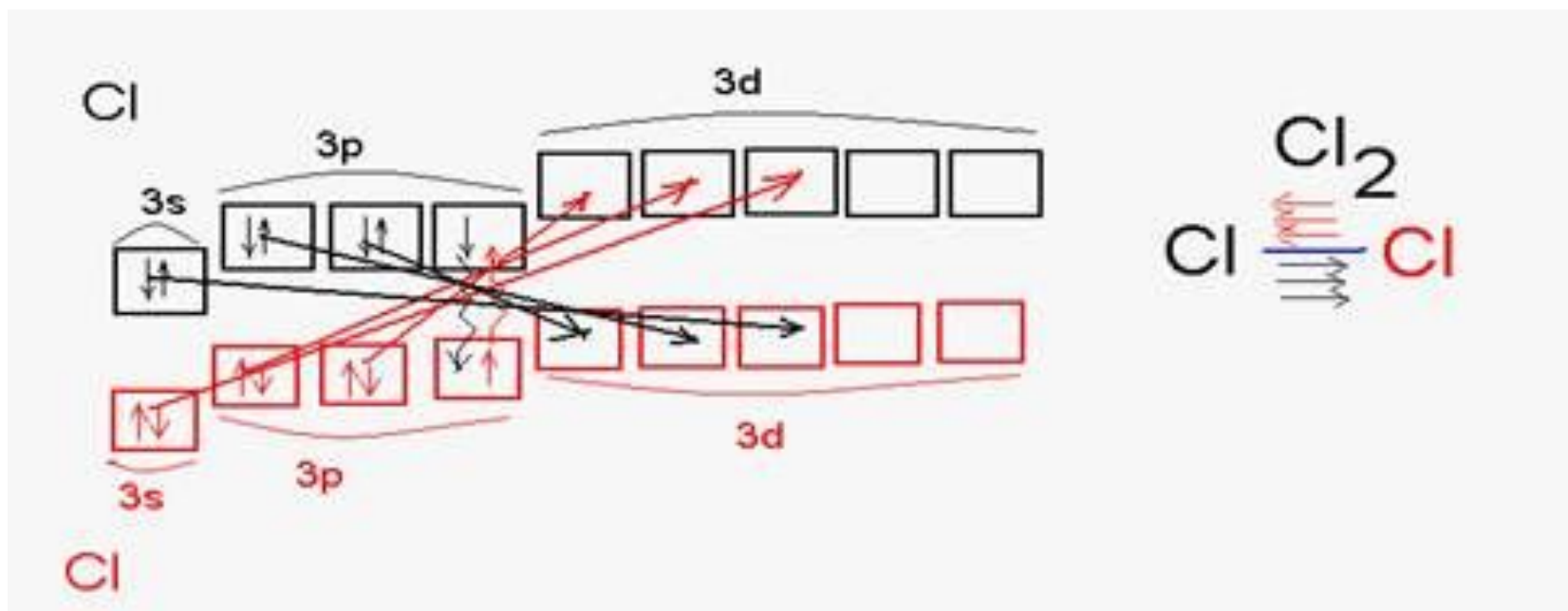




- Все четыре связи равноценны!

Дативный механизм

- Каждый атом хлора одновременно является и донором, и акцептором электронной пары.

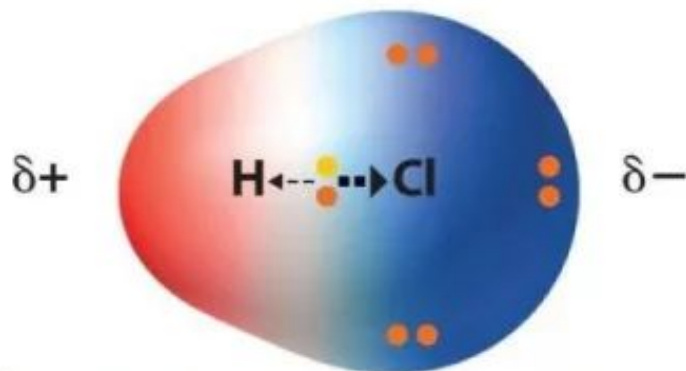


Свойства ковалентной связи

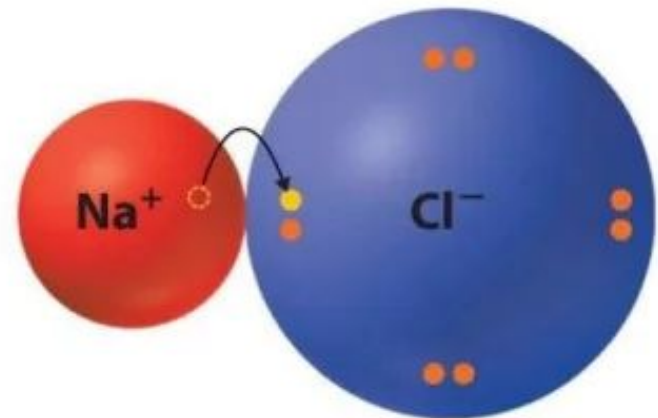
- *Полярность* – смещение электронной плотности к более электроотрицательному атому.
- *Ковалентная неполярная связь* – образована атомами с одинаковыми значениями ЭО: Н-Н, О=О ($\Delta\text{ЭО} = 0$).
- *Ковалентная полярная связь* – образуется между атомами с разными значениями ЭО: Н₂О, NH₃.



Неполярная ковалентная связь
 Связывающие электроны в равной степени принадлежат обоим атомам. На атомах отсутствует заряд.



Полярная ковалентная связь
 Электронная плотность смещена к более электроотрицательному атому, на котором возникает частичный отрицательный заряд. На менее электроотрицательном атоме возникает частичный положительный заряд.



Ионная связь
 Перенос одного или нескольких валентных электронов от атома металла к атому неметалла. Образуются целочисленно заряженные ионы.

Свойства ковалентной связи

- *Насыщаемость* – определенное число химических связей атома, вызванное ограниченным числом валентных связей и АО.
- Отсюда следует, что *максимальная валентность (ковалентность)*:
 - ✓ элементов *первого периода* равна 1,
 - ✓ *второго* – 4 (одна 2s-АО + три 2p-АО),
 - ✓ *третьего* – 9 (одна 3s-АО + три 3p-АО и + 5d-АО).

Свойства ковалентной связи

- *Направленность* — молекулы и ионы с ковалентными связями имеют определённое геометрическое строение.
- Геометрическое строение молекул и ионов объясняется *гибридизацией атомных орбиталей*.

Теория гибридизации

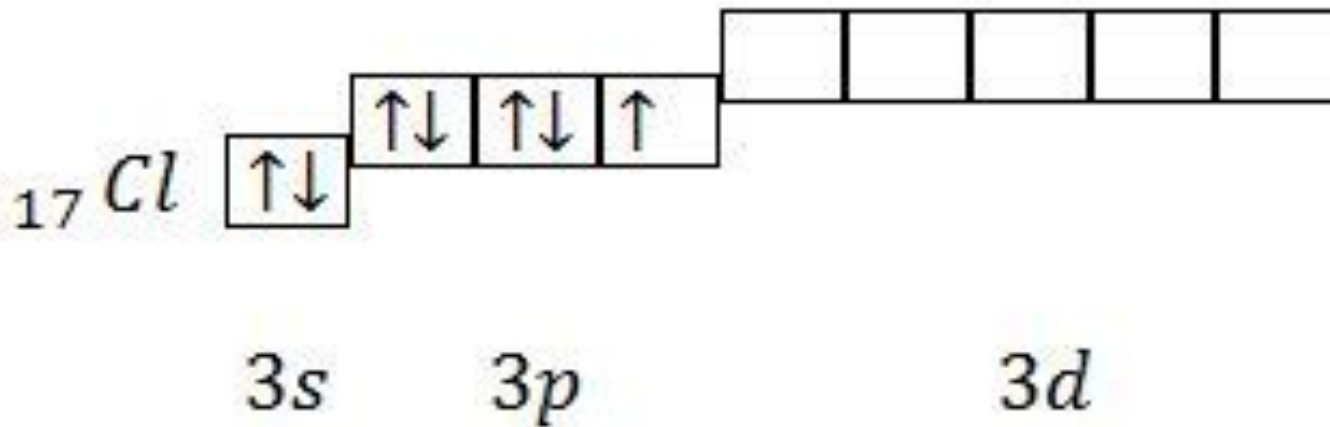
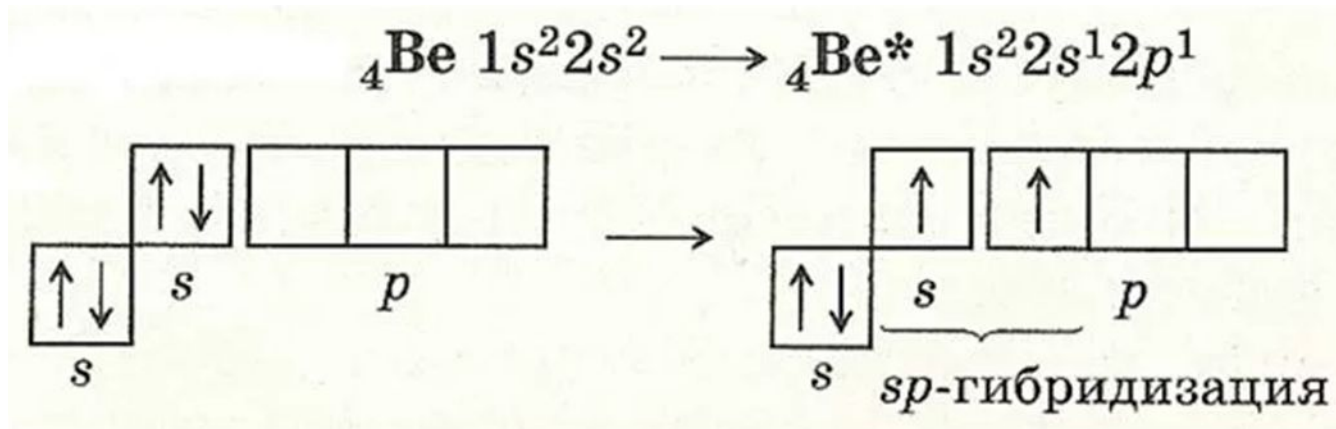
- *Гибридизация* – это выравнивание атомных орбиталей по форме и энергии.
- *Основные положения теории гибридизации:*
 - ✓ гибридизуются АО центрального атома
 - ✓ гибридные АО имеют определённую форму, которая обеспечивает максимальное перекрывание
 - ✓ гибридизуются АО с неспаренными электронами, а также занятые парой электронов
 - ✓ гибридизуются АО, участвующие в сигма-связывании
 - ✓ гибридные АО располагаются в пространстве таким образом, чтобы испытывать минимальное межэлектронное отталкивание
 - ✓ Число АО = числу ГАО!

Алгоритм определения типа гибридизации в молекулах

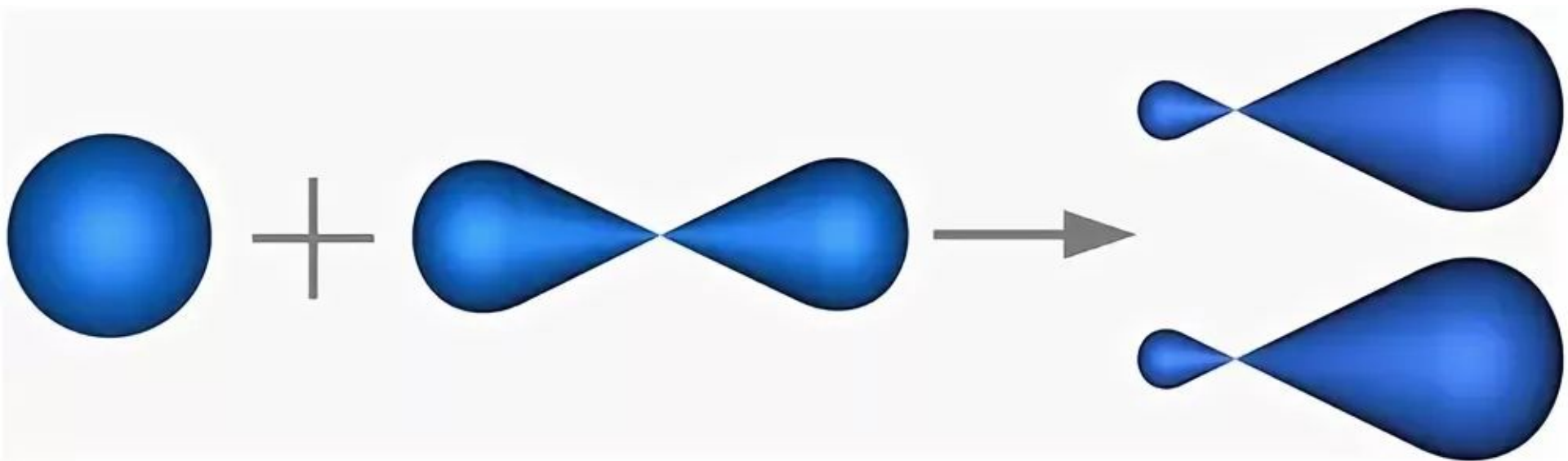
- Записать электронно-графическую формулу для валентных электронов (участвуют в образовании химической связи).
- Записать электронно-графическую формулу центрального атома в возбужденном состоянии (если необходимо).
- По числу АО построить ГАО.
- Определить тип гибридизации по числу атомных орбиталей, участвующих в гибридизации.

sp-гибридизация

(на примере BeCl_2)

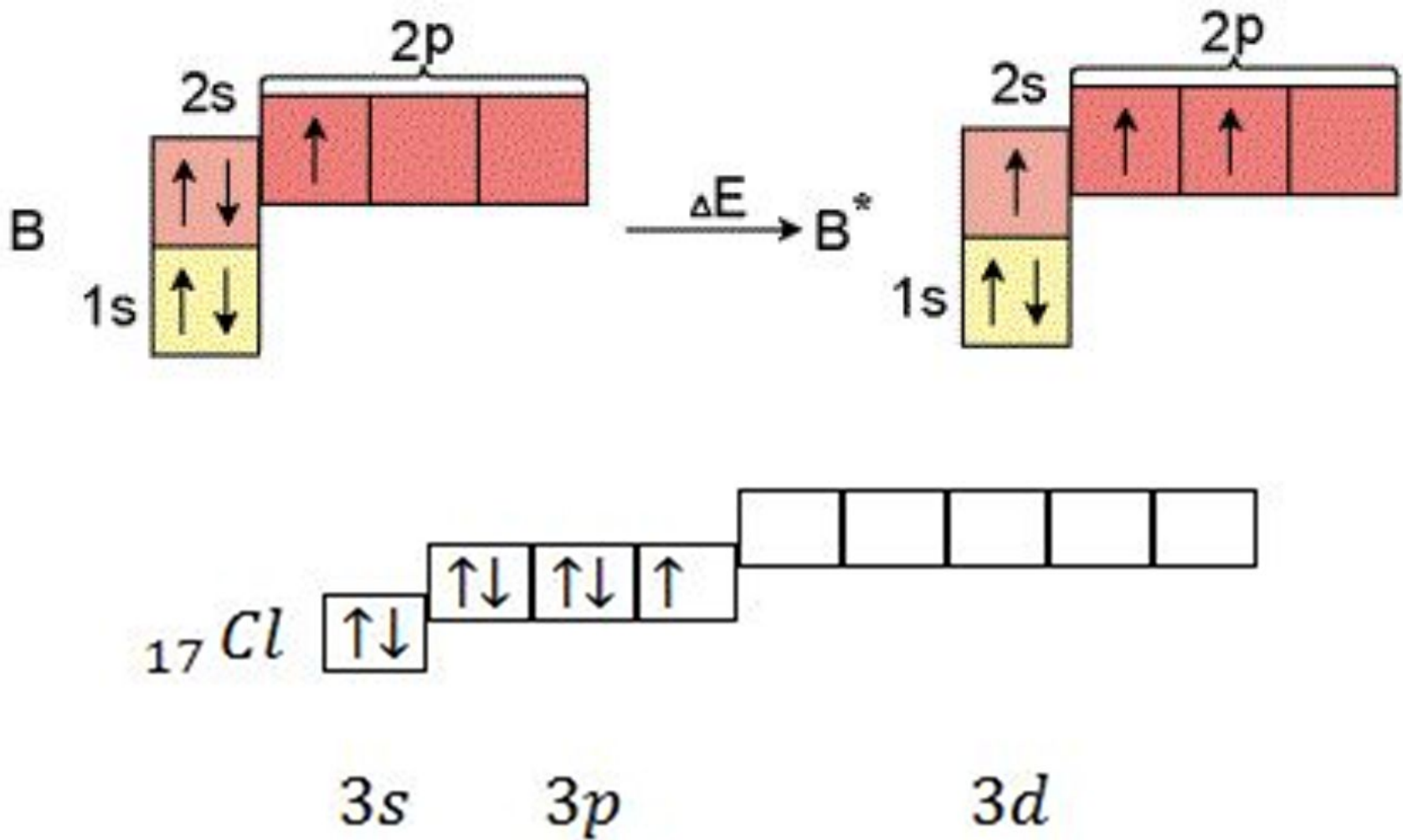


sp-гибридизация

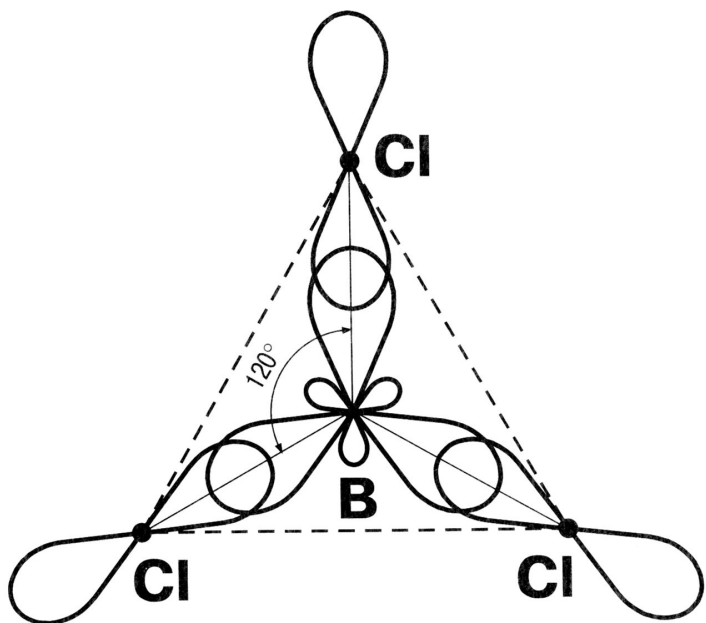
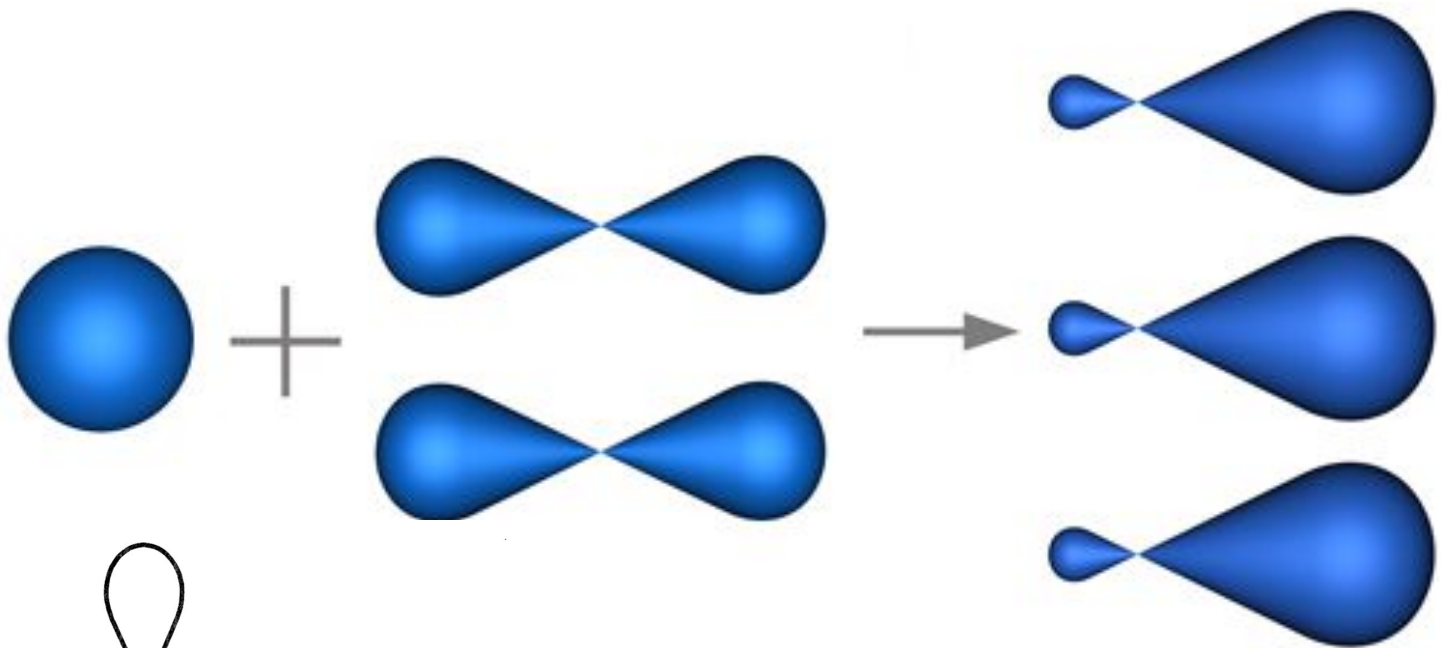


Строение молекулы: **линейное**, угол – **180°**

sp^2 -гибридизация (на примере BCl_3)

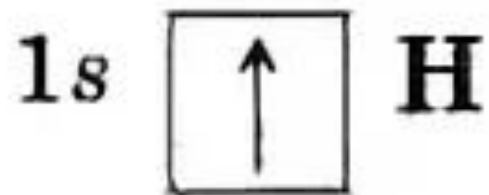
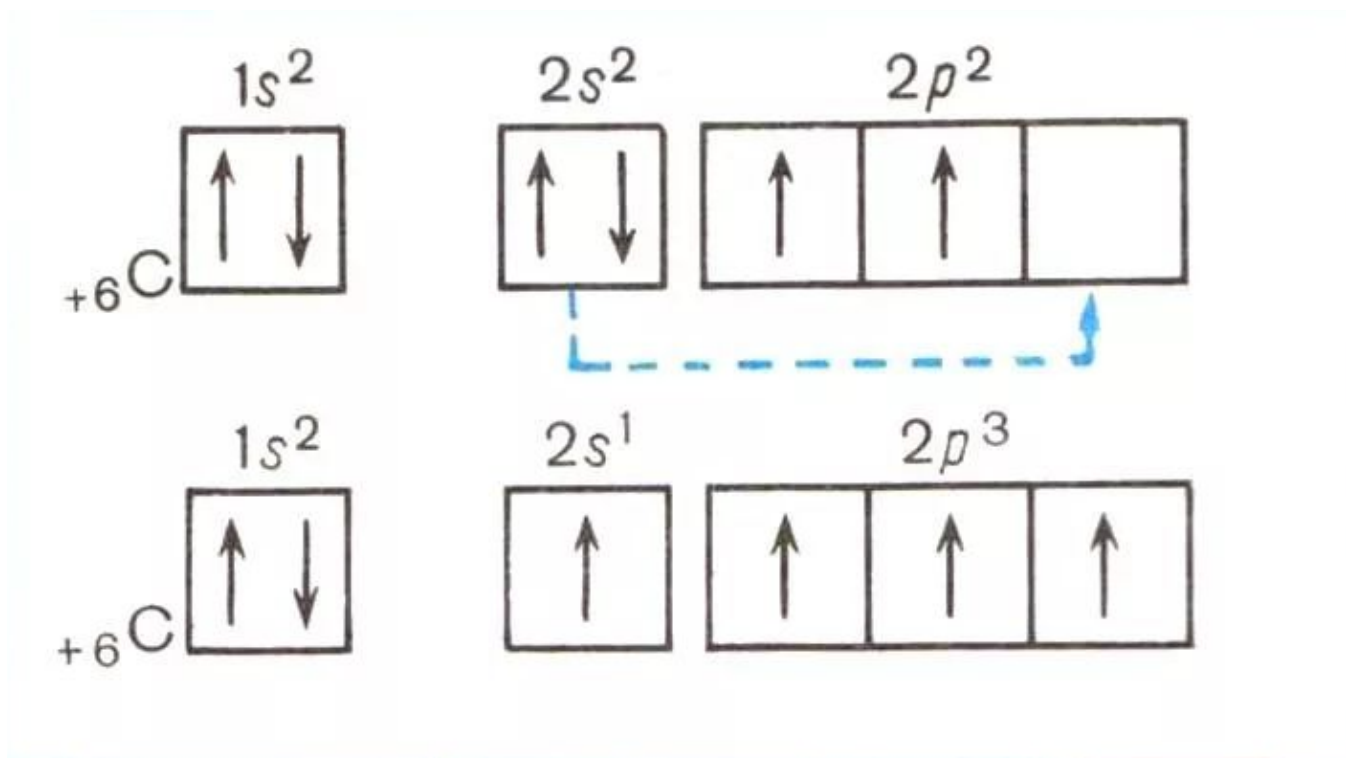


sp²-гибридизация

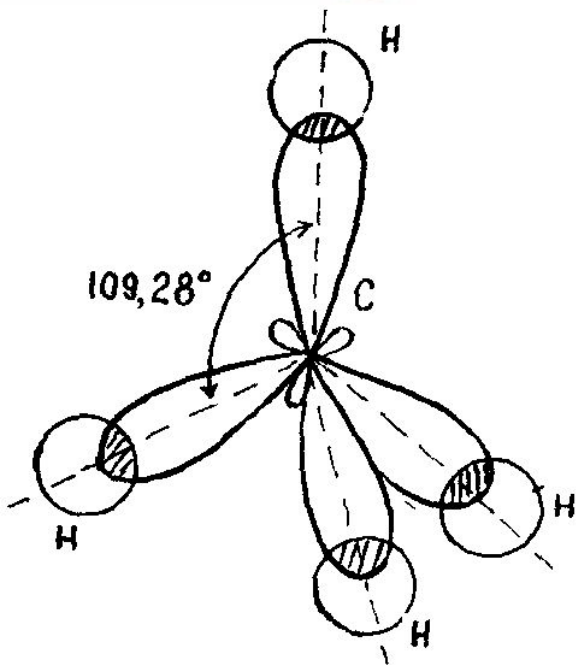
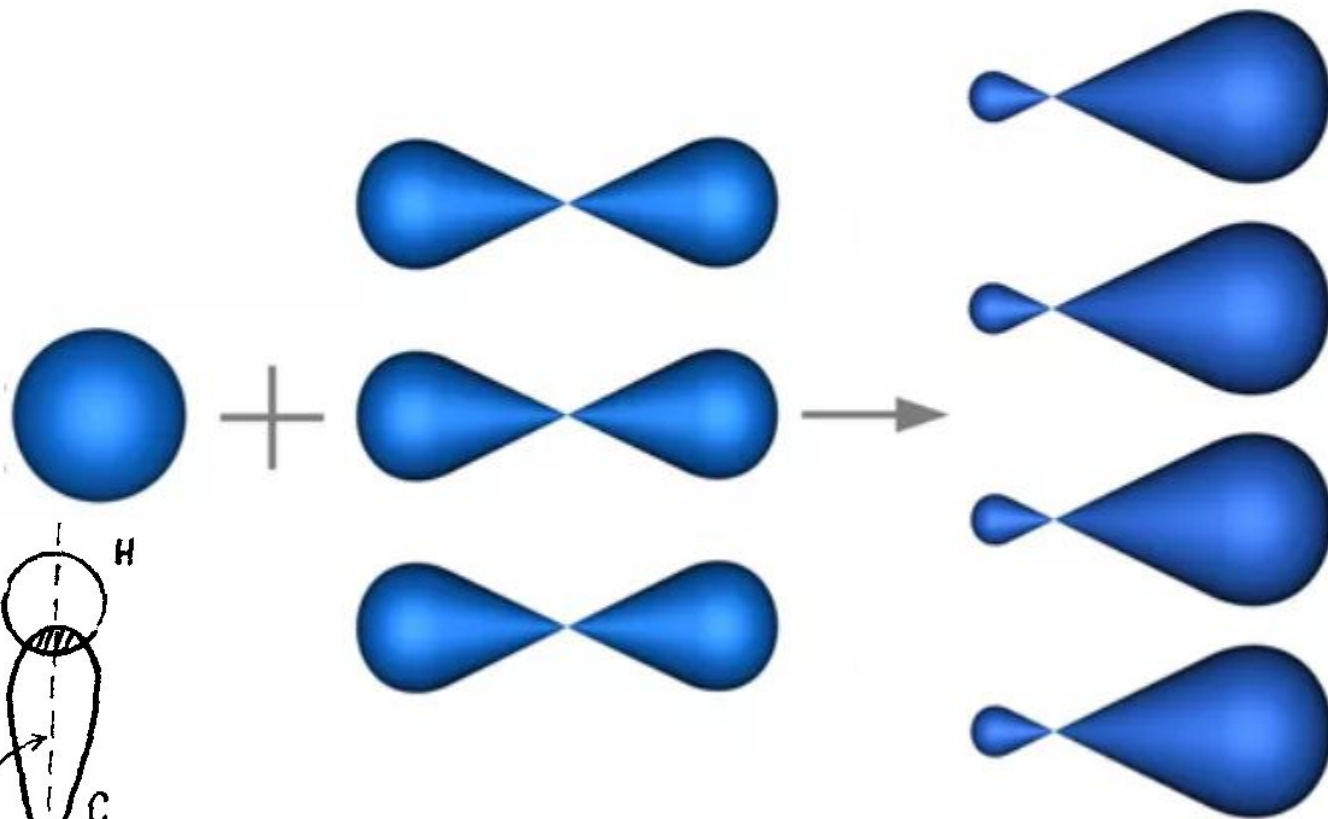


Строение молекулы: **плоский
треугольник, угол – 120°**

sp^3 -гибридизация (на примере CH_4)

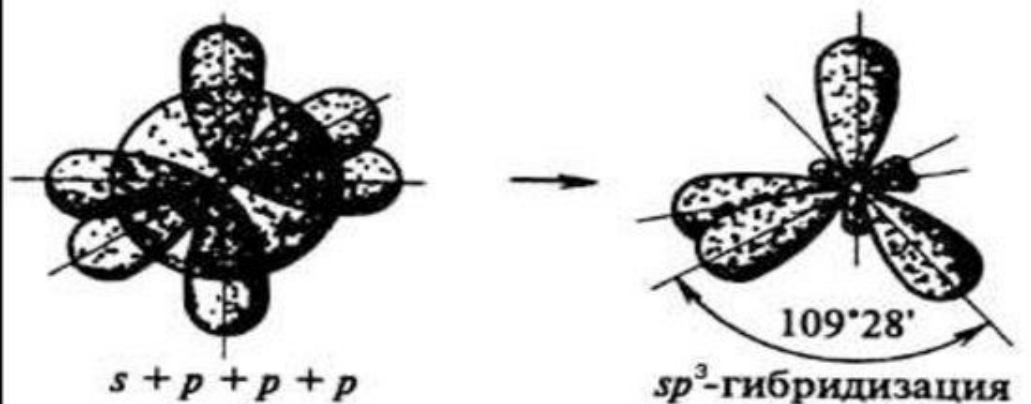
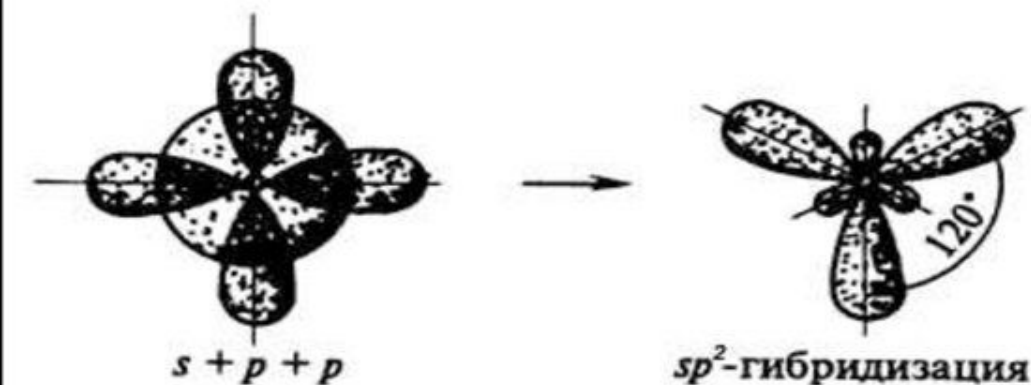
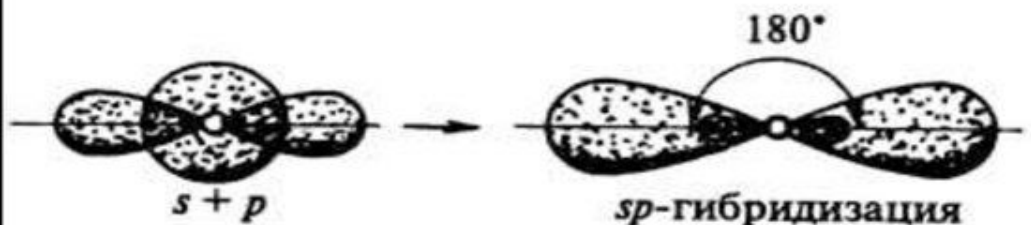


sp³-гибридизация



Строение молекулы:
тетраэдр, угол – **109,28°**

типы гибридизации АО и структура молекул



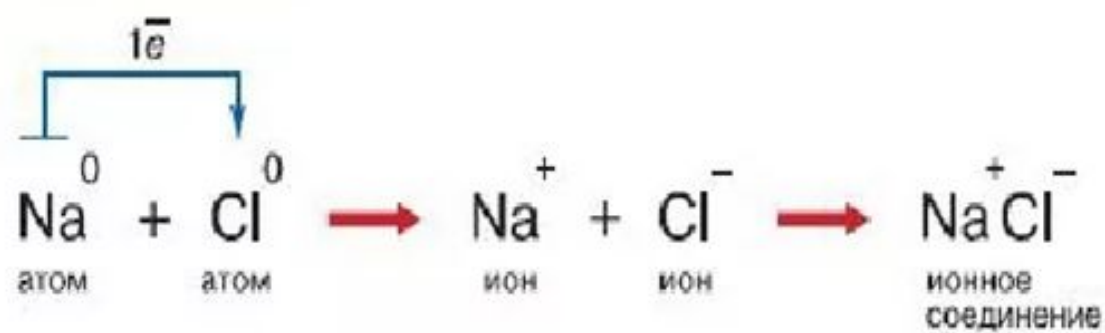
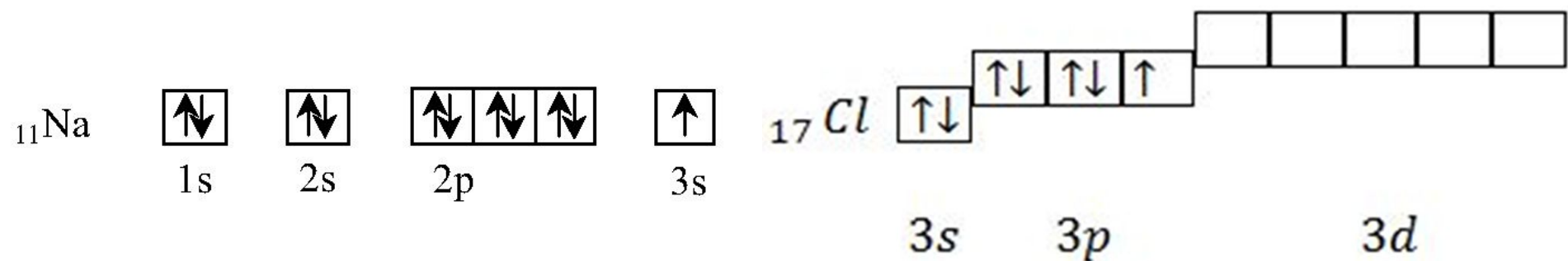
<p>Линейная</p>	<p>Вал. угол 180°</p>
<p>Плоский треугольник</p>	<p>Вал. угол 120°</p>
<p>тетраэдр</p>	<p>Вал. угол 109°28'</p>

Ионная связь

- Осуществляется за счет электростатического взаимодействия противоположно заряженных ионов в химическом соединении.
- Возникает между катионами s-металлов I и II группы п.с. и анионами неметаллов VI и VII группы.

$$\bullet \Delta ЭО > 1,9$$

- *Пример:* NaCl, LiF, K₂O, MgO



Атом натрия



+



Атом хлора



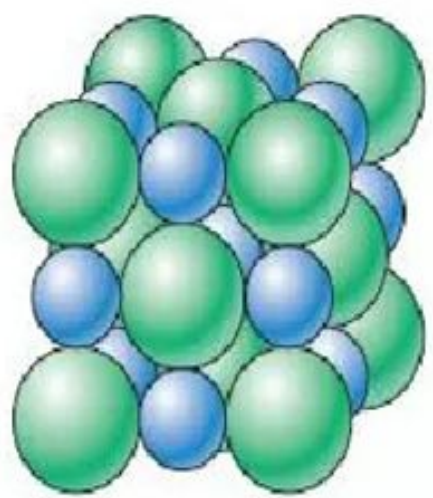
Ион натрия



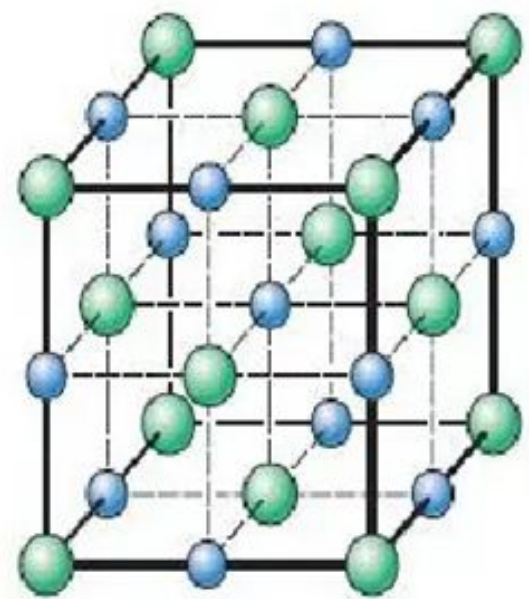
+



Ион хлора

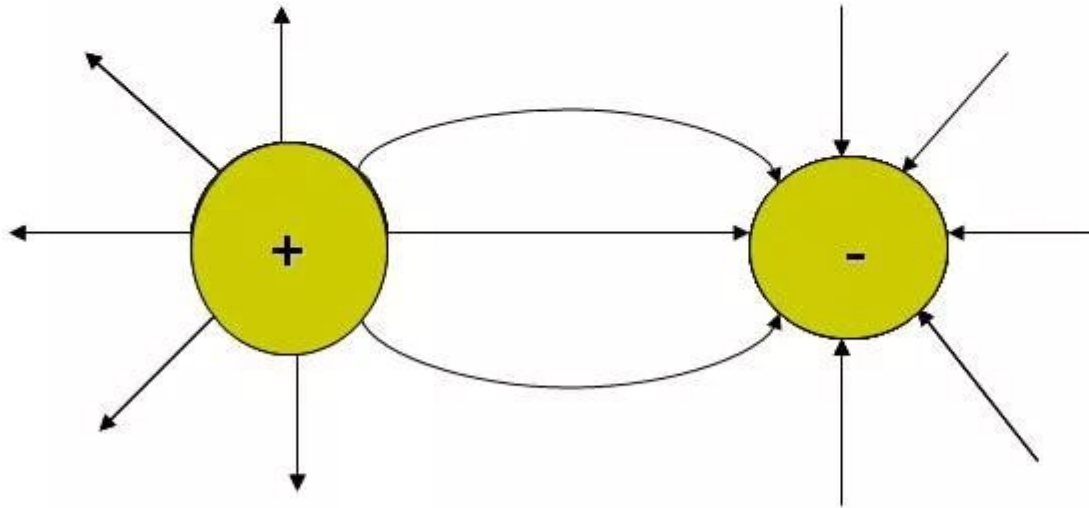


Ионное соединение



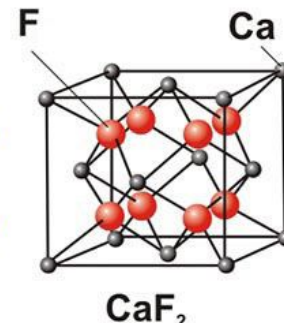
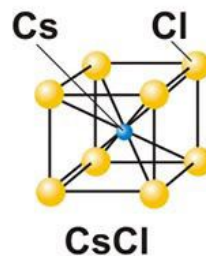
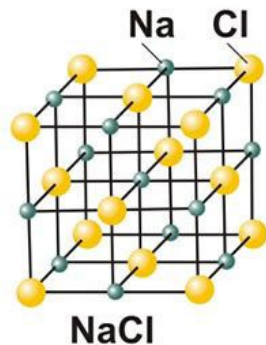
Свойства ионной связи

- *ненаправлена*, т.к. электростатическое поле иона обладает сферической симметрией и способно притягивать ионы противоположного знака в любом направлении.



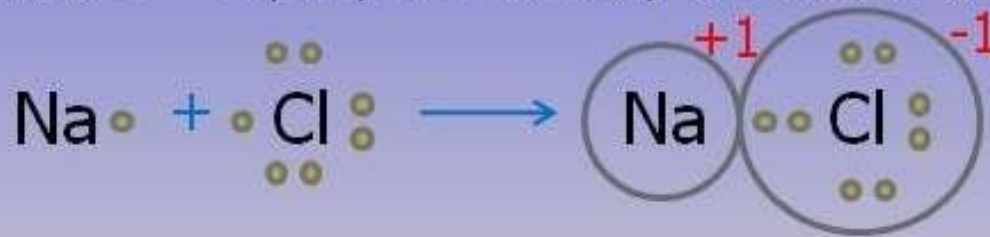
Свойства ионной связи

- *ненасыщаема* – ионы данного знака способны притягивать к себе переменное количество ионов противоположного знака.
- Эти свойства приводят к тому, что соединения с ионной связью имеют *трёхмерные кристаллические решетки*, в узлах которых находятся ионы.
- Весь кристалл можно рассматривать как гигантскую молекулу, состоящую из огромного числа ионов:



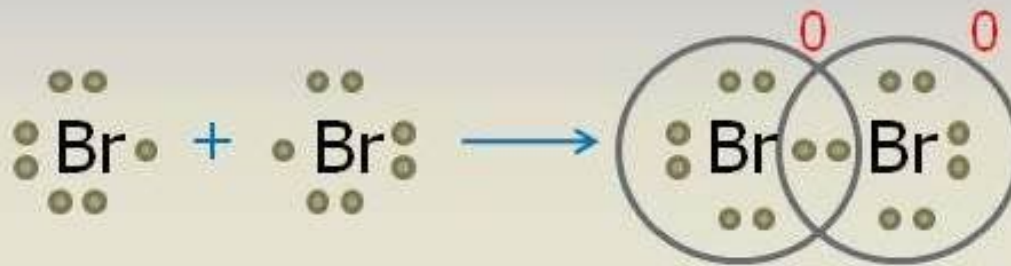
Ионная связь – образуется между металлом и неметаллом

NaCl



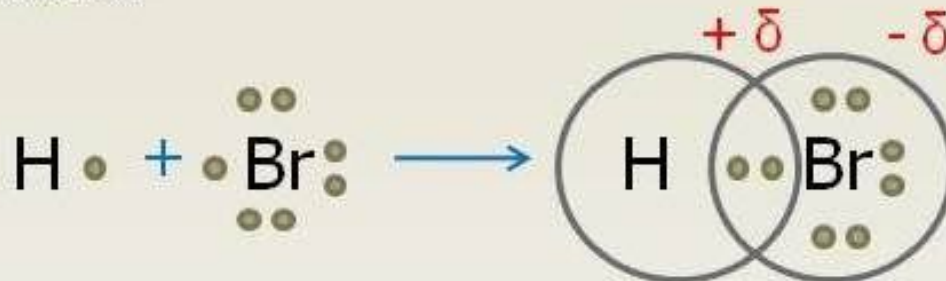
Ковалентная неполярная связь – образуется между одинаковыми неметаллами.

Br₂



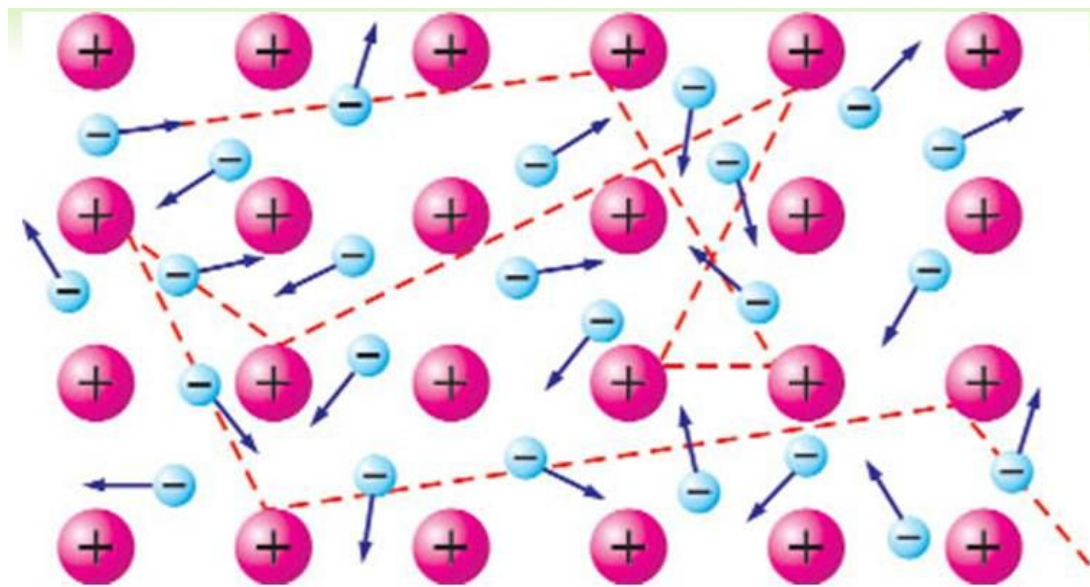
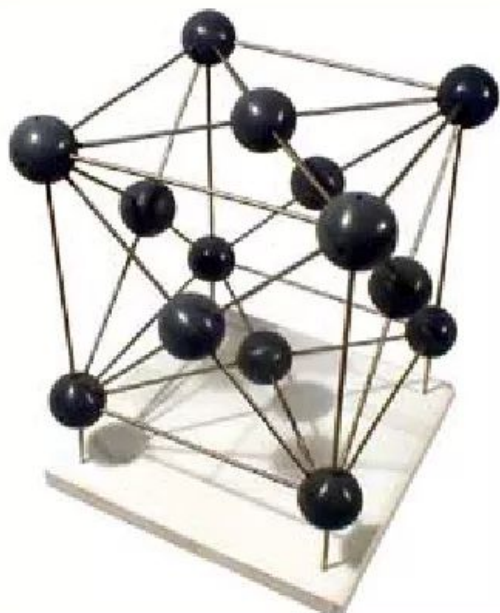
Ковалентная полярная связь – образуется между разными неметаллами.

HBr



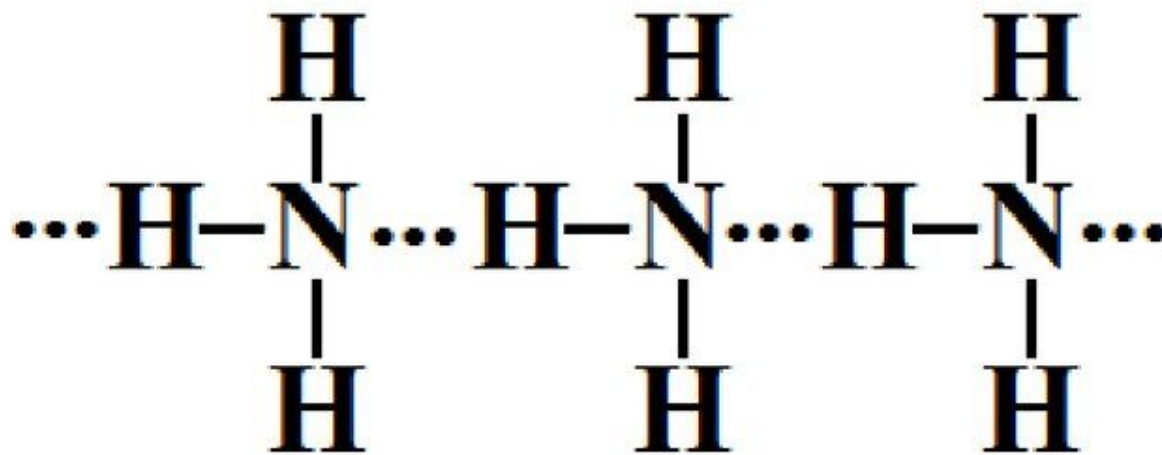
Металлическая связь

- Возникает за счет обобществления валентных электронов, только в металле обобществленные электроны обслуживают весь кристалл (электронный газ).

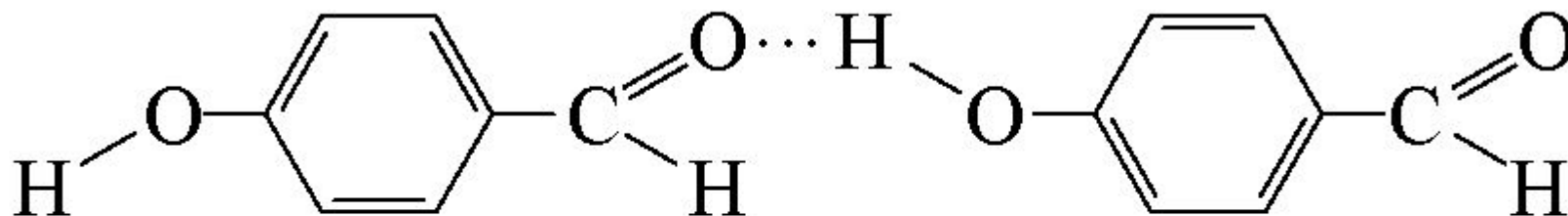


Водородная связь

- Возникает в молекулах или между молекулами, в состав которых входит *атом водорода* и наиболее *электроотрицательный атом* (F, O, N).
- *Пример:* NH₃, H₂O, HF

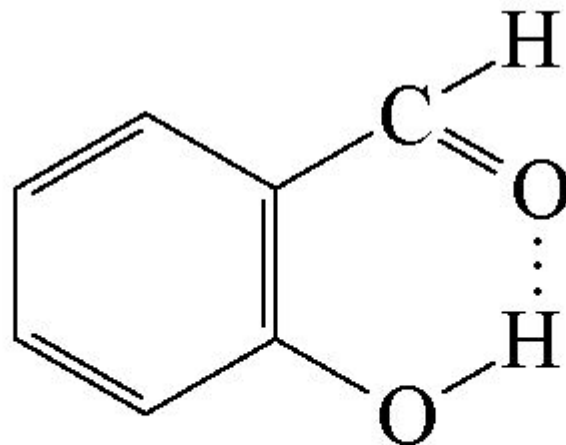


- **Межмолекулярная водородная связь** — это химическая связь между положительно поляризованным атомом водорода одной молекулы и наиболее электроотрицательным атомом другой молекулы.



Межмолекулярная водородная связь
в парагидроксибензальдегиде

- *Внутримолекулярная водородная связь* возникает между функциональными группами внутри одной молекулы.



Внутримолекулярная Н-связь
в салициловом альдегиде

Силы Ван-дер-Ваальса

- Связи между молекулами, обусловленные электростатическим взаимодействием.
- Различают 3 типа сил:
- ***Ориентационное*** (*диполь-дипольное*) взаимодействие возникает между полярными молекулами (HCl-HCl).
- ***Индукционное взаимодействие*** возникает между полярными и неполярными молекулами (H₂-HCl).
- ***Дисперсионное взаимодействие*** возникает между неполярными молекулами (H₂-H₂).

1. Диполь-дипольное (ориентационное)



2. Индукционное

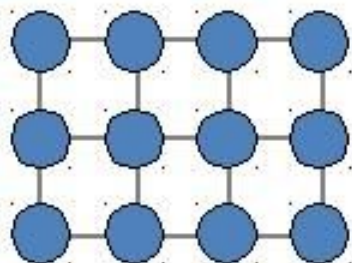


3. Дисперсионное

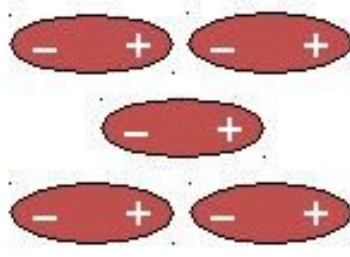


Типы кристаллических решеток

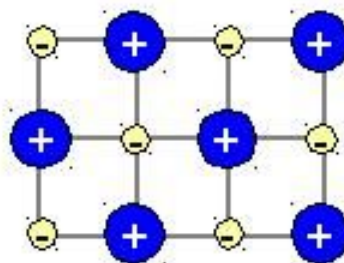
Тип химической связи



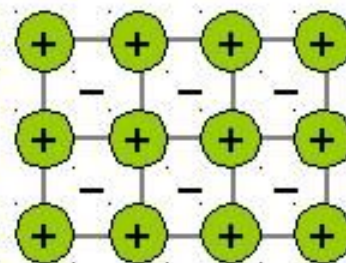
Атомная



Молекулярная



Ионная



Металлическая



Свойства кристаллов определяются особенностями строящих кристаллическую решетку атомов и молекул, силами связей и взаимным расположением в пространстве – структурой кристалла

Особенность кристаллической решетки	Тип кристаллической решетки			
	Молекулярная	Ионная	Атомная	Металлическая
Частицы в узлах решетки	Молекулы	Катионы и анионы	Атомы	Катионы и атомы металлов
Характер связи между частицами	Силы межмолекулярного взаимодействия (в том числе водородные связи)	Ионные связи	Ковалентные связи	Металлическая связь
Прочность связи	Слабая	Прочная	Очень прочная	Разной прочности
Отличительные физические свойства веществ	Легкоплавкие или возгоняющиеся, небольшой твердости, многие растворимы в воде	Тугоплавкие, твердые, многие растворимы в воде. Растворы и расплавы проводят электрический ток	Очень тугоплавкие, очень твердые, практически нерастворимы в воде	Высокая электро- и теплопроводность, металлический блеск
Примеры веществ	Йод, вода, сухой лед	Хлорид натрия, гидроксид калия, нитрат бария	Алмаз, кремний, бор, германий	Медь, калий, цинк, железо

Период	Г р у п п а							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
I							H ₂	He
II	Li	Be	B	C	N ₂	O ₂	F ₂	Ne
III	Na	Mg	Al	Si	P ₄	S ₈	Cl ₂	Ar
IV	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br ₂	Kr
V	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I ₂	Xe
Тип кристаллической решётки	МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ				АТОМНАЯ		МОЛЕКУЛЯРНАЯ	