



ИОННАЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

- ❖ Атомы благородных газов имеют завершённый внешний энергетический уровень. Он наиболее устойчив и стабилен, что является причиной инертности атомов благородных газов.
- ❖ Атомы других элементов пытаются приобрести конфигурацию ближайшего благородного газа и перейти в наиболее устойчивое состояние.
- ❖ Такое состояние атомы приобретают, взаимодействуя между собой, в результате между ними возникает химическая связь.

Химическая связь

- ▶ Это взаимодействие атомов, которое связывает их в молекулы, ионы, радикалы, кристаллы.

**В образовании
химической связи
участвуют только
валентные электроны.**

У элементов главных подгрупп валентные электроны - это электроны внешнего энергетического уровня. Они расположены дальше от ядра и менее прочно связаны с ним. В зависимости от способа образования завершённых электронных структур атомов различают несколько видов химической связи.

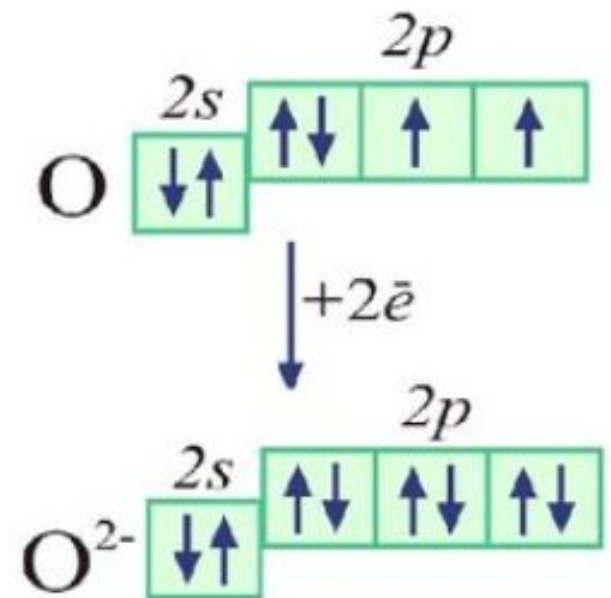
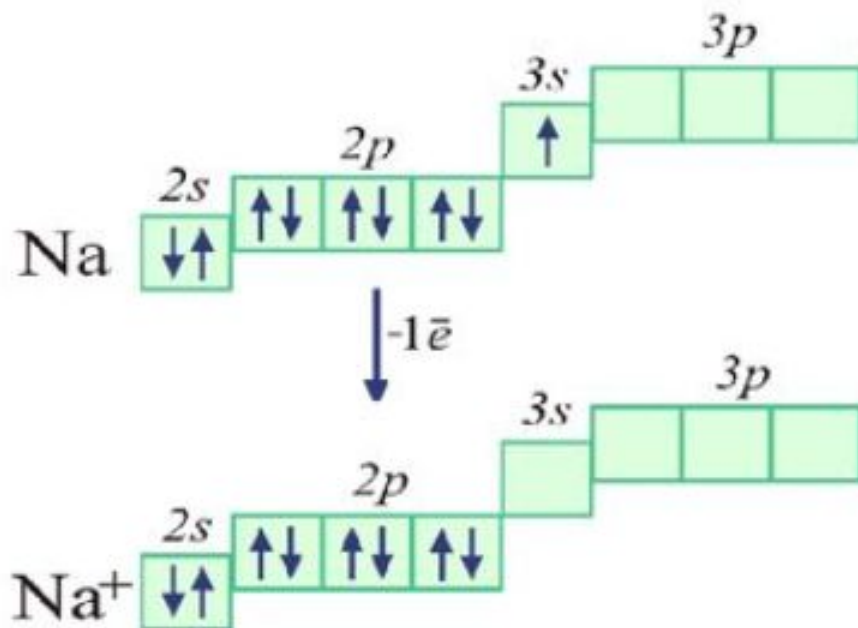


Валентность – это способность атома элемента образовывать различное число химических связей с другими атомами.

Величина валентности элемента определяется числом химических связей, которые атом элемента образует с другими атомами.

Причины образования химической связи:

- *Понижение внутренней энергии*
- *Образование устойчивой системы*

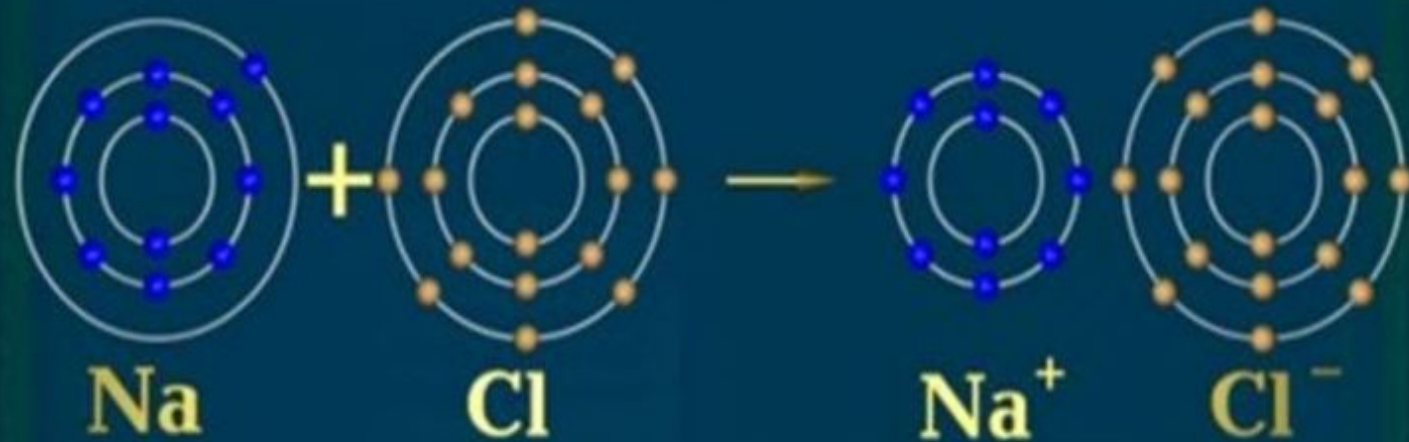


Теория ионной связи

- 1916 год немецкий ученый В.Коссель разработал теорию ионной связи



- Способность отдавать электроны----атомы металлов (легче отдать 1,2,3.электрона ,чем присоединить 7,6,5.)
- Способность принимать электроны ----- атомы неметаллов(атому неметалла легче присоединить 1,2,3электрона,чем отдать7,6,5.)



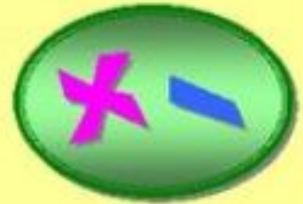
Впервые теорию ионной связи изложил в 1916 г. немецкий физик Вальтер Коссель. Он считал, что образование связи между металлами и неметаллами возможно за счет перехода электронов с внешнего электронного уровня атомов металлов на внешний электронный уровень атомов неметаллов и электростатического притяжения образующихся при этом ионов.

Ионная связь образуется между типичными Me и HeM

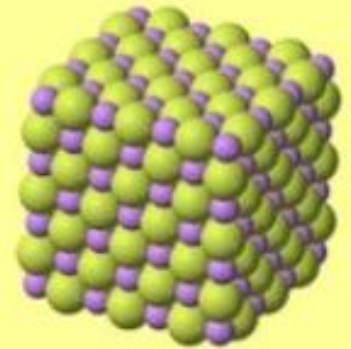
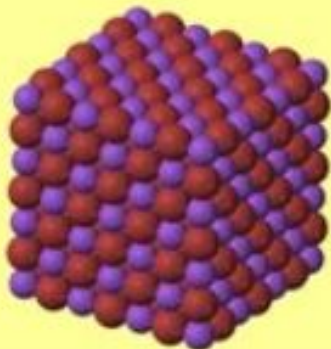
Δ ОЭО элементов ≥ 1,7

периоды	группы элементов									
	а I б	а II б	а III б	а IV б	а V б	а VI б	а VII б	а	VIII	б
1							H 1 водород 1e ¹	He 2 гелий 1e ¹		
2	Li 3 литий 2e ¹	Be 4 бериллий 2e ²	B 5 бор 2e ² 3e ¹	C 6 углерод 2e ² 2e ²	N 7 азот 2e ² 2e ³	O 8 кислород 2e ² 2e ⁴	F 9 фтор 2e ² 2e ⁵	Ne 10 неон 2e ² 2e ⁶		
3	Na 11 натрий 3e ¹	Mg 12 магний 3e ²	Al 13 алюминий 3e ² 3e ¹	Si 14 кремний 3e ² 2e ²	P 15 фосфор 3e ² 2e ³	S 16 сера 3e ² 2e ⁴	Cl 17 хлор 3e ² 2e ⁵	Ar 18 аргон 3e ² 2e ⁶		
4	K 19 калий 4e ¹	Ca 20 кальций 4e ²	21 Sc скандий 3d ¹ 4s ²	22 Ti титан 3d ² 4s ²	23 V ванадий 3d ³ 4s ²	24 Cr хром 3d ⁵ 4s ¹	25 Mn марганец 3d ⁵ 4s ²	26 Fe железо 3d ⁶ 4s ²	27 Co кобальт 3d ⁷ 4s ²	28 Ni никель 3d ⁸ 4s ²
	29 Cu 3d ¹⁰ 4s ¹ медь	30 Zn 3d ¹⁰ 4s ² цинк	31 Ga 3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹ галлий	32 Ge 3d ¹⁰ 4s ² 4p ² германий	33 As 4d ¹⁰ 4s ² 4p ³ мышьяк	34 Se 4d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴ селен	35 Br 4d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵ бром	36 Kr 4d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ криптон		
5	37 Rb 4d ¹⁰ 5s ¹ рубидий	38 Sr 4d ¹⁰ 5s ² стронций	39 Y 4d ¹ 5s ² иттрий	40 Zr 4d ² 5s ² цирконий	41 Nb 4d ⁴ 5s ¹ ниобий	42 Mo 4d ⁵ 5s ¹ молибден	43 Tc 4d ⁵ 5s ² технеций	44 Ru 4d ⁷ 5s ¹ рутений	45 Rh 4d ⁸ 5s ¹ родий	46 Pd 4d ¹⁰ 5s ⁰ палладий
	47 Ag 4d ¹⁰ 5s ¹ серебро	48 Cd 4d ¹⁰ 5s ² кадмий	49 In 4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹ индий	50 Sn 4d ¹⁰ 5s ² 5p ² олово	51 Sb 4d ¹⁰ 5s ² 5p ³ сурьма	52 Te 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴ теллур	53 I 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵ йод	54 Xe 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶ ксенон		
6	55 Cs 5d ¹⁰ 6s ¹ цезий	56 Ba 5d ¹⁰ 6s ² барий	57 La * 5d ¹ 6s ² лантан	72 Hf 5d ² 6s ² гафний	73 Ta 5d ³ 6s ² тантал	74 W 5d ⁴ 6s ² вольфрам	75 Re 5d ⁵ 6s ² рений	76 Os 5d ⁶ 6s ² осмий	77 Ir 5d ⁷ 6s ² иридий	78 Pt 5d ⁹ 6s ¹ платина
	79 Au 5d ¹⁰ 6s ¹ золото	80 Hg 5d ¹⁰ 6s ² ртуть	81 Tl 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹ таллий	82 Pb 5d ¹⁰ 6s ² 6p ² свинец	83 Bi 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³ висмут	84 Po 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴ полоний	85 At 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵ астат	86 Rn 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶ радон		
7	87 Fr 6d ¹⁰ 7s ¹ франций	88 Ra 6d ¹⁰ 7s ² радий	89 Ac * 6d ¹ 7s ² актиний	104 Rf 6d ² 7s ² рефренобий	105 Db 6d ³ 7s ² дубний	106 Sg 6d ⁴ 7s ² сигорбий	107 Bh 6d ⁵ 7s ² борий	108 Hs 6d ⁶ 7s ² хассий	109 Mt 6d ⁷ 7s ² митагбий	

Ионная связь



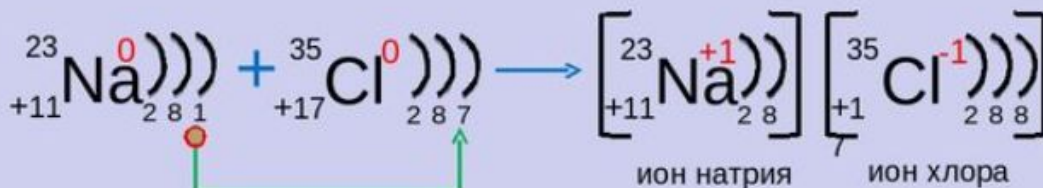
-связь, образующаяся между ионами противоположного знака в результате электростатического притяжения.





I. Ионная связь

Пример:

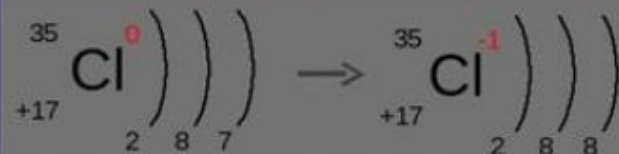
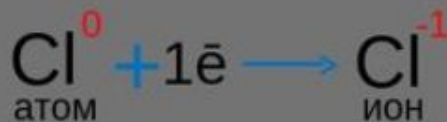
NaCl – хлорид натрия (поваренная, пищевая соль)



Частица, отдающая электроны, превращается в **положительный ион**. 

Частица, принимающая электроны, превращается в **отрицательный ион**. 

Пояснение:



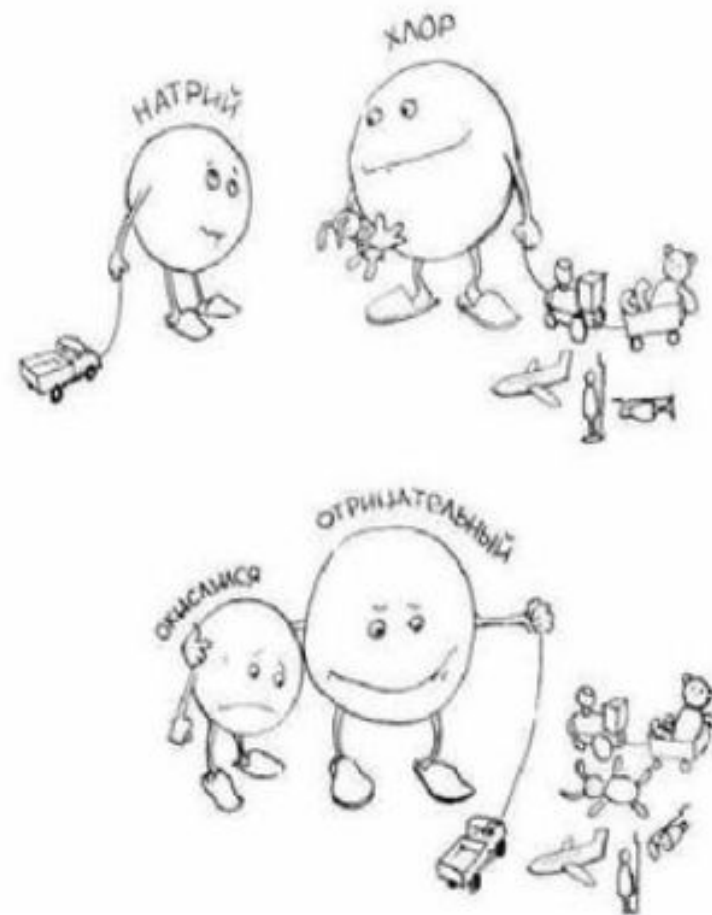
Ионы - это частицы, в которые превращаются атомы, отдавая или принимая электроны.

- Общая электронная пара полностью переходит к более электроотрицательному атому.



Анион – отрицательный ион (принимает электроны)

Катион – положительный ион (отдает электроны)



Катионы

- ▶ Другие соли образуются по аналогичному принципу, что и хлорид натрия. Металл отдает электроны, а неметалл их получает.
- ▶ Из периодической таблицы видно, что: элементы группы IA (щелочные металлы) отдают один электрон и образуют катион с зарядом 1^+ ;
- ▶ элементы группы IIA (щелочноземельные металлы) отдают два электрона и образуют катион с зарядом 2^+ ;
- ▶ элементы группы IIIA отдают три электрона и образуют катион с зарядом 3^+ ;

Пример катионов

Li^+	Катион лития
Na^+	Катион натрия
K^+	Катион калия
Be^{2+}	Катион бериллия
Mg^{2+}	Катион магния
Ca^{2+}	Катион кальция
Sr^{2+}	Катион стронция
Ba^{2+}	Катион бария



Анионы

- ▶ элементы группы VIIA (галогены) принимают один электрон и образуют анион с зарядом 1^- ;
- ▶ элементы группы VIA принимают два электрона и образуют анион с зарядом 2^- ;
- ▶ элементы группы VA принимают три электрона и образуют анион с зарядом 3^- ;

Пример анионов

- ▶ F^- Анион фтора
- Cl^- Анион хлора
- Br^- Анион брома
- I^- Анион йода

- ▶ O^{2-} Анион кислорода
- S^{2-} Анион серы



Ионные соединения

NaOH



NaCl



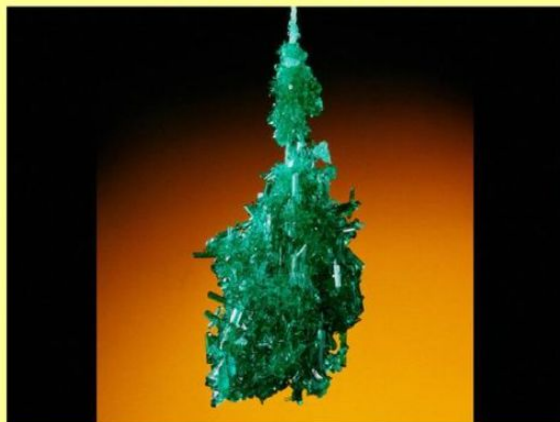
KOH



- 1. Бинарные соединения типичных металлов и неметаллов;
- 2. Соли кислородсодержащих кислот;
- 3. Щёлочи;
- 4. Соли аммония NH_4Cl , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ др.;
- 5. Соли аминов $[\text{CH}_3\text{NH}_3]^+\text{Cl}^-$ и др.

Ионные соединения.

Сульфат никеля



Медный купорос



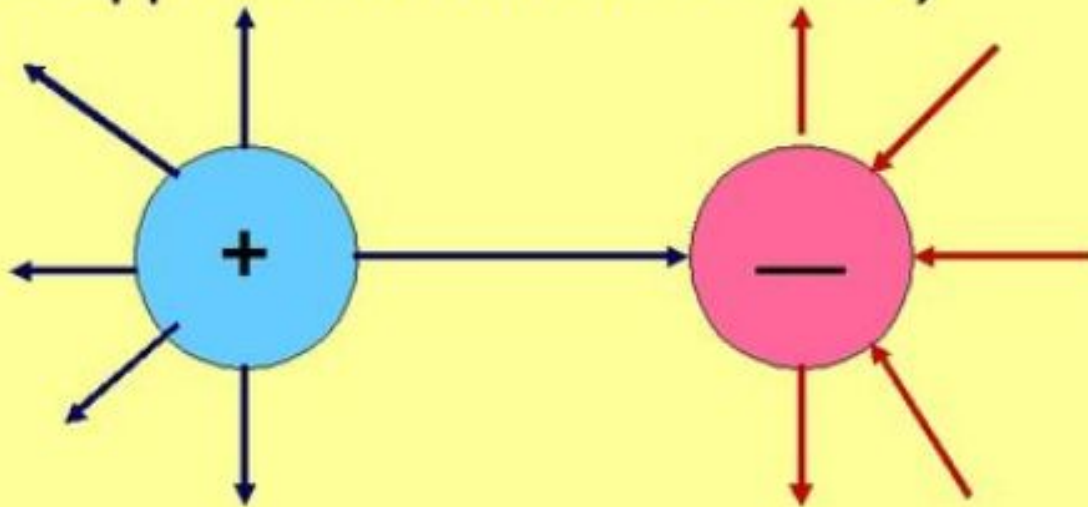
Природный кристалл каменной соли

Ионная химическая связь

- ▶ Это связь, образовавшаяся за счет электростатического притяжения катионов к анионам.
- ▶ Главный закон химической реакции – заполнение валентного энергетического уровня.
- ▶ Когда валентный энергетический уровень заполнен – элемент становится *стабильным* или *насыщенным*.

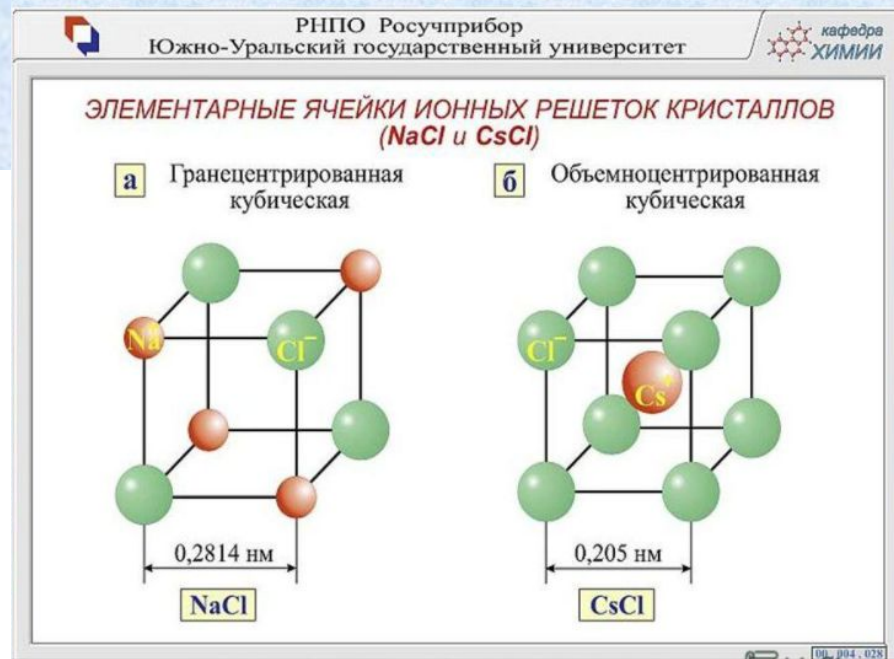
Свойства ионной связи

- **Ненасыщенность** (число ионов, связанных ею, не ограничено)
- **Ненаправленность** (направление присоединения ионов любое)

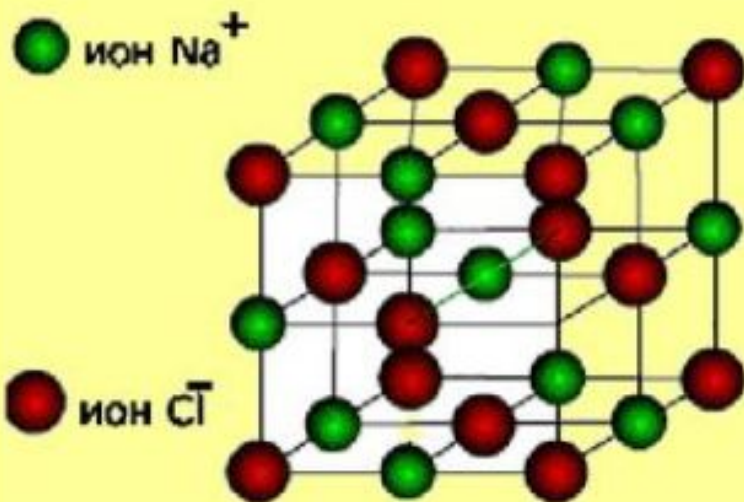


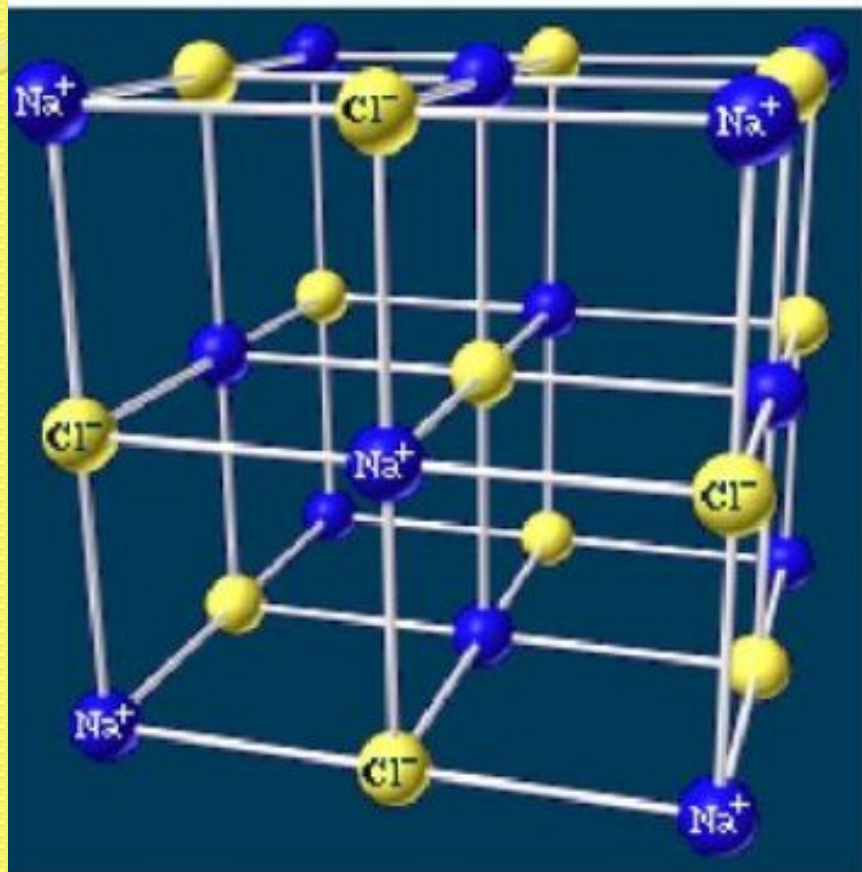
Вещества немолекулярного строения

- Все вещества с ионной связью не обладают молекулярным строением.
- Вещества находятся только в твердом состоянии и образуют **ИОННЫЕ КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ РЕШЕТКИ**.



Ионной кристаллической решёткой называется решётка, в узлах которой расположены ионы, соединённые между собой ионной связью.





Кристаллическая решетка NaCl

*Кристаллическая
решетка ионных
соединений
представляет
собой трехмерную
бесконечную
решетку, в узлах
которой находятся
анионы и катионы*

Свойства ионных соединений

Твердые

Нелетучие

Высокие температуры
плавления и кипения

Хрупкие (легко разрушаются при
деформации или растворении в
воде)

Их растворы и расплавы –
электролиты (проводят
электрический ток)





Плавление ионных кристаллов приводит к нарушению геометрически правильной ориентации ионов относительно друг друга и уменьшению прочности связи между ними. Поэтому расплавы их проводят электрический ток. Ионные соединения, как правило, легко растворяются в жидкостях, состоящих из полярных молекул, например в воде.