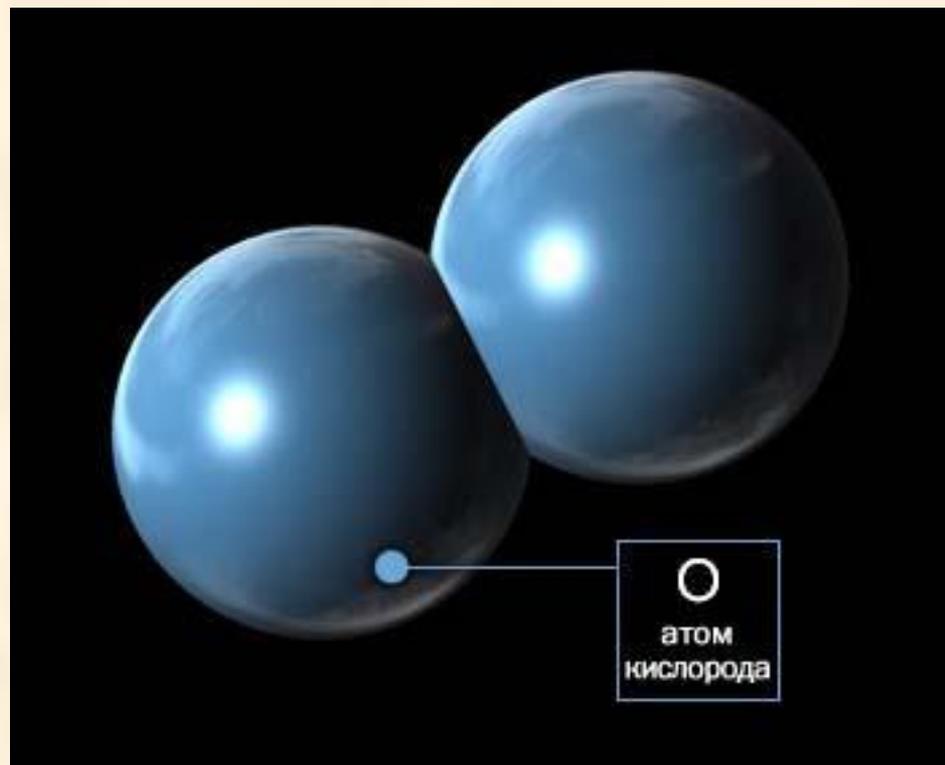
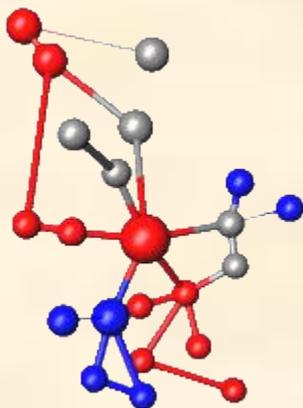


Химическая связь

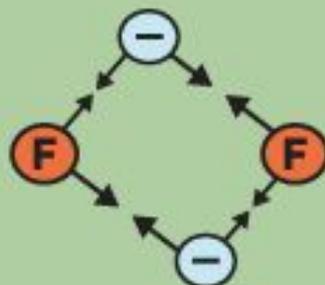
Химическая связь возникает благодаря взаимодействию электрических полей, создаваемых электронами и ядрами атомов.

Химическая связь, представляющая собой совокупность сил, которые связывают и удерживают атомы или ионы вместе в виде устойчивых структур (молекул, ионных и атомных кристаллов и др.), имеет электростатическую природу.



Если два атома имеют одинаковую электроотрицательность, между ними образуется ковалентная полярная связь. При небольшой разнице в электроотрицательности ковалентная связь является полярной. Если электроотрицательности различаются очень сильно — возникает ионная связь.

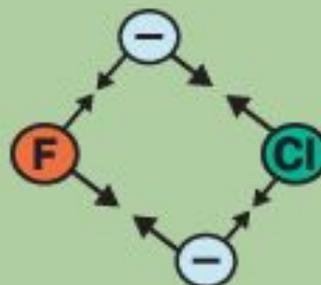
F - F



неполярная
ковалентная
связь

$$\Delta \chi = \chi_{\text{F}} - \chi_{\text{F}} = 0$$

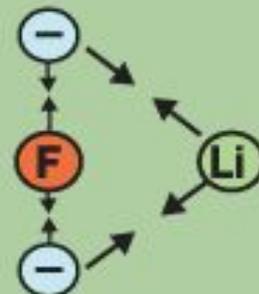
F - Cl



полярная
ковалентная
связь

$$\Delta \chi = \chi_{\text{F}} - \chi_{\text{Cl}} = 1$$

F - Li



ионная
связь

$$\Delta \chi = \chi_{\text{F}} - \chi_{\text{Li}} = 3,1$$

χ — электроотрицательность

тип связи в зависимости от разницы электроотрицательностей элементов

Важной характеристикой химической связи является ее **энергия**. Это мера прочности связи. Ее величина определяется выделенной или поглощенной энергией при разрушении или образовании связи.

Например, образование связей в 1 моль водорода сопровождается выделением 432,1 кДж теплоты. Значит энергия связи **H-H** составляет 432,1 кДж/моль.



$$E = 432,1 \text{ кДж/моль}$$

Также важна **длина связи** - расстояние между центрами ядер атома в молекуле или кристалле.

Например:

Длина C-C связи в молекуле этана равна 0,154 нм

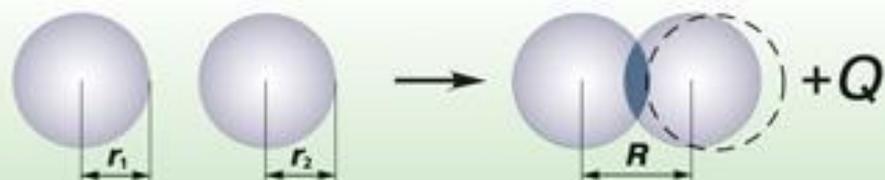
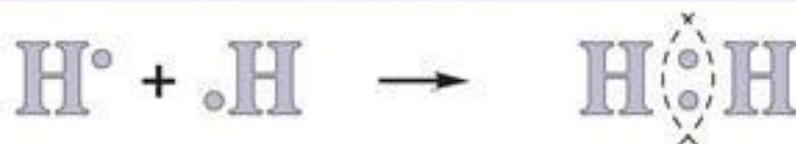
Длина C=C связи в молекуле этена равна 0,134 нм

Длина C \equiv C связи в молекуле этина равна 0,120 нм

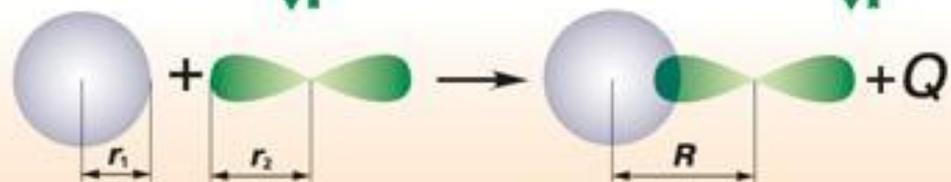
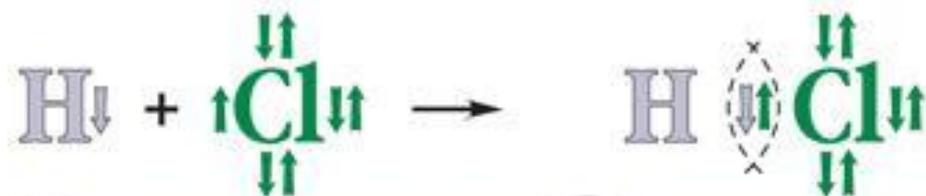
Чем выше энергия связи и чем меньше её длина, тем прочнее химическая связь.

КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

ОБРАЗОВАНИЕ НЕПОЛЯРНОЙ МОЛЕКУЛЫ ВОДОРОДА



ОБРАЗОВАНИЕ ПОЛЯРНОЙ МОЛЕКУЛЫ ХЛОРОВОДОРОДА



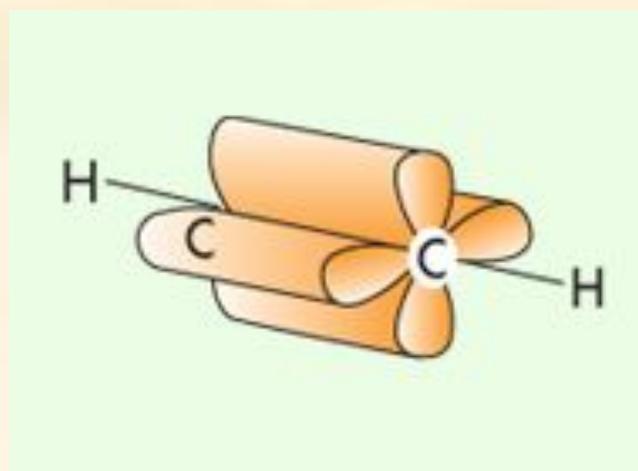
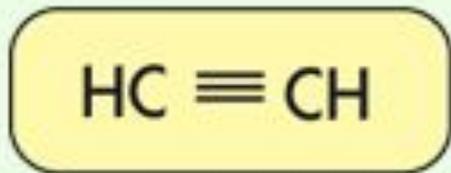
Различают 2 механизма образования ковалентной связи:



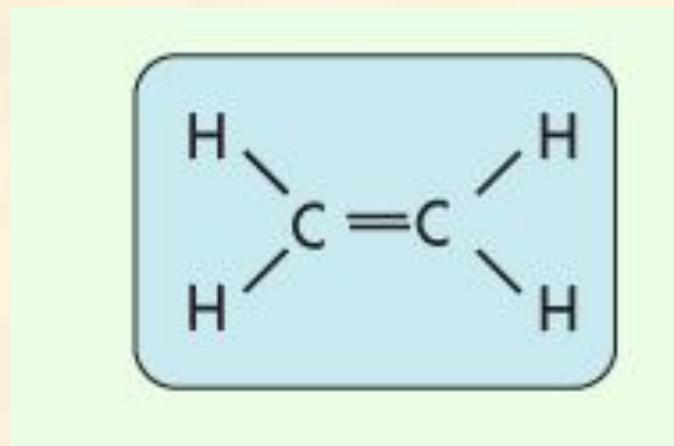
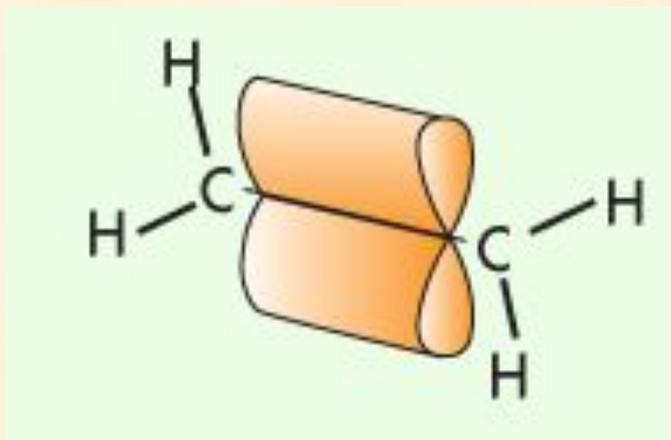
- 1-Обменный, когда каждый атом отдаёт неспаренный электрон для образования общей электронной пары.
- 2- Часто число образуемых элементом связей превосходит число неспаренных электронов в его атомах. Это объясняется существованием особого *донорно-акцепторного механизма* образования ковалентной связи. Он заключается в том, что ковалентная связь образуется в результате оттягивания уже существующей электронной пары *донора* (поставщика неподеленных электронных пар) на свободную орбиталь *акцептора*.

Направленность химических связей

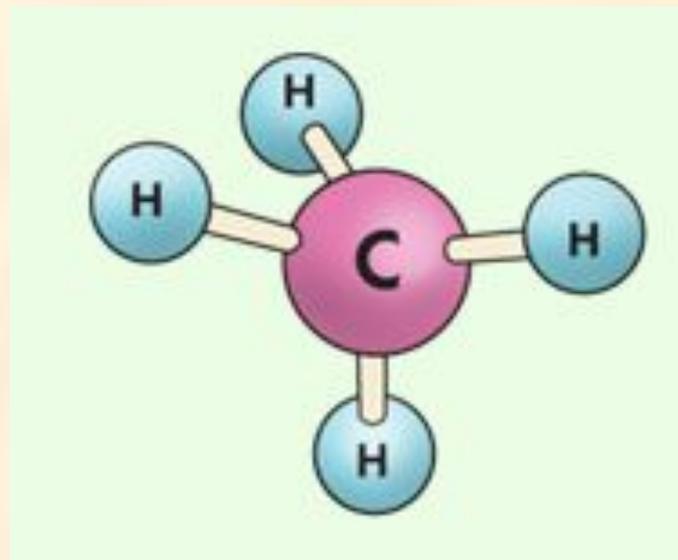
В зависимости от числа участвующих в гибридизации р-орбиталей гибридные орбитали имеют разную ориентацию в пространстве. У атома с одним s-электроном и одним р-электроном возникают две гибридные орбитали, расположенные под углом 180° .



Гибридизация одной s-орбитали и двух p-орбиталей (sp^2 -гибридизация) образует три гибридные орбитали, расположенные в плоскости под углом 120° .



Гибридизация одной s- и трех p-орбиталей (sp^3 -гибридизация) приводит к образованию четырех гибридных орбиталей. Их расположение в пространстве имеет форму тетраэдра, валентный угол составляет $109^\circ 28'$.



Строение частиц, в которых имеются ковалентные связи между атомами, определяется ориентацией атомных орбиталей центрального атома. Различные атомные орбитали могут «выравнивать» свою форму и энергию за счет гибридизации. Для s- и p-элементов часто встречается sp-, sp²- и sp³-гибридизация.

типы гибридизации	геометрическая форма	угол между связями
<i>sp</i>	линейная	180°
<i>sp</i>²	треугольная	120°
<i>sp</i>³	тетраэдрическая	109,5°
<i>sp</i>³<i>d</i>	тригонально-бипирамидальная	90, 120°
<i>sp</i>³<i>d</i>²	октаэдрическая	90°

типы гибридизации

sp 

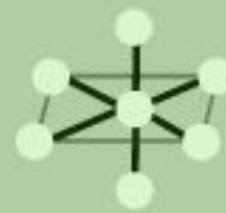
линейная

 sp^2 

треугольная

 sp^3 

тетраэдрическая

 sp^3d тригонально-
бипирамидальная sp^3d^2 

октаэдрическая

Строение частиц, в которых имеются ковалентные связи между атомами, в основном определяется ориентацией атомных орбиталей центрального атома. Различные атомные орбитали могут "выравнивать" свою форму и энергию за счет гибридизации. Для s- и p-элементов часто встречается sp -, sp^2 - и sp^3 -гибридизация. Существует также sp^3d и sp^3d^2 типы гибридизации.

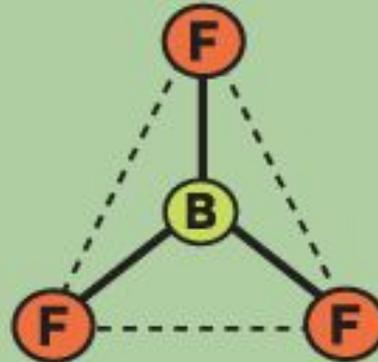
типы гибридизаций атомных орбиталей и геометрические формы частиц

Различные атомные орбитали могут «выравнивать» свою форму и энергию за счет гибридизации. Для s - и p -элементов часто встречается sp -, sp^2 - и sp^3 -гибридизация. В первом случае образуются линейные частицы. Во втором случае геометрия частицы треугольная. Для sp^3 -гибридизации характерной геометрией частицы является тетраэдр.



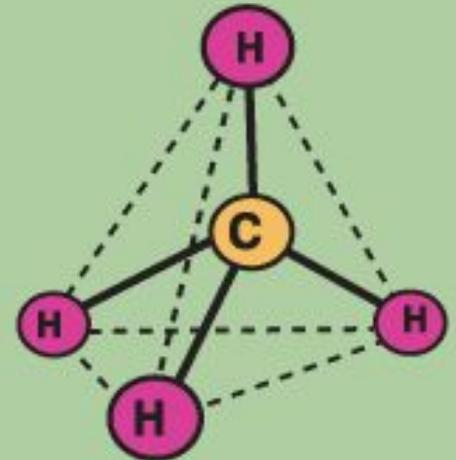
BeF₂
линейная
молекула

sp - гибридизация



BF₃
треугольная
молекула

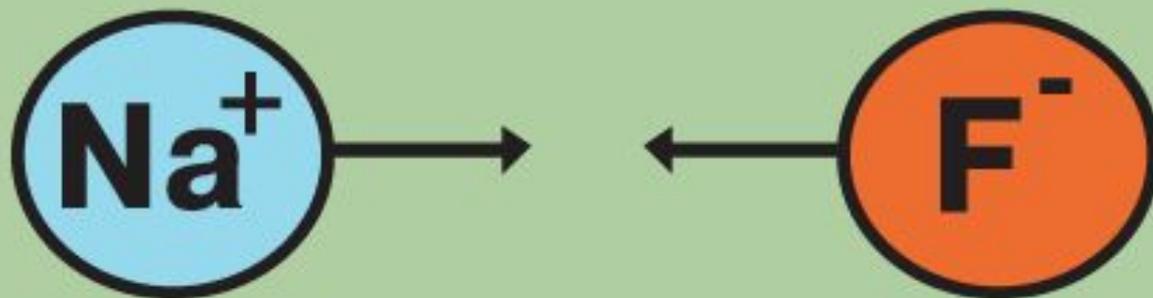
sp^2 - гибридизация



CH₄
тетраэдрическая
молекула

sp^3 - гибридизация

Причиной образования химической связи являются электрические силы, возникающие между электронами и ядрами атомов. Если происходит переход одного или нескольких электронов от одного атома к другому с образованием ионов, катион и анион притягиваются друг к другу. Так образуется ионная связь.



ионная связь

Ионной называется химическая связь между заряженными частицами - ионами, в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов. Вещества, образованные из ионов, называются *ионными*.

Например, хлорид натрия Na^+Cl^-

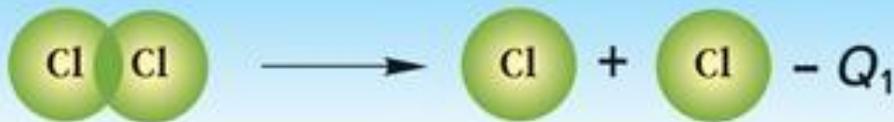


Чем больше дипольный момент - тем выше степень ионности связи и реакционная способность молекул. Чем больше разность электроотрицательностей атомов – тем в большей мере электронное облако смещено к атому с большей электроотрицательностью и тем выше степень ионности связи.

Ионная связь образуется только между атомами таких элементов, которые значительно отличаются по своей электроотрицательности (разность $>1,7$). Однако полного перехода электронов от одних атомов к другим не происходит. Следовательно, полностью ионных соединений не существует. В отличие от ковалентной связи ионная связь не обладает направленностью и насыщенностью.

ИОННАЯ СВЯЗЬ

ОБРАЗОВАНИЕ ХЛОРИДА НАТРИЯ ИЗ ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ



Молекула хлора распадается на свободные атомы ($-Q_1$)



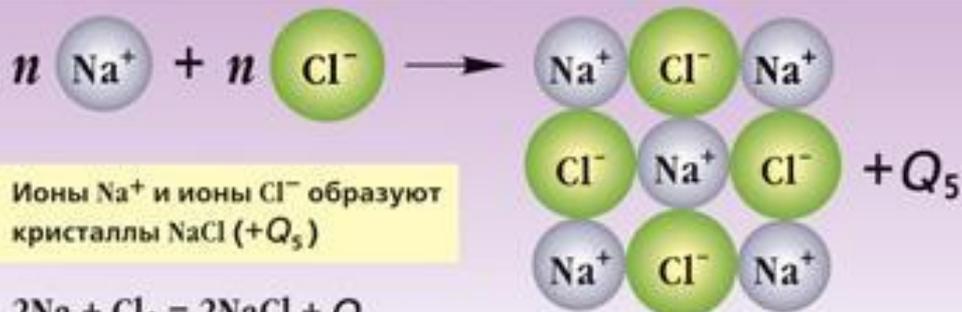
Атом натрия выделяется из массы металлического натрия ($-Q_2$)



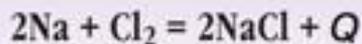
Атом натрия теряет электрон, образуя ион натрия ($-Q_3$)



Атом хлора присоединяет этот электрон, превращаясь в ион хлора ($+Q_4$)



Ионы Na^+ и ионы Cl^- образуют кристаллы NaCl ($+Q_5$)



$$Q = -Q_1 - Q_2 - Q_3 + Q_4 + Q_5$$

$$Q > 0$$

Наиболее электроотрицательные элементы находятся в правой верхней части Периодической таблицы, это типичные неметаллы (F, O и N).

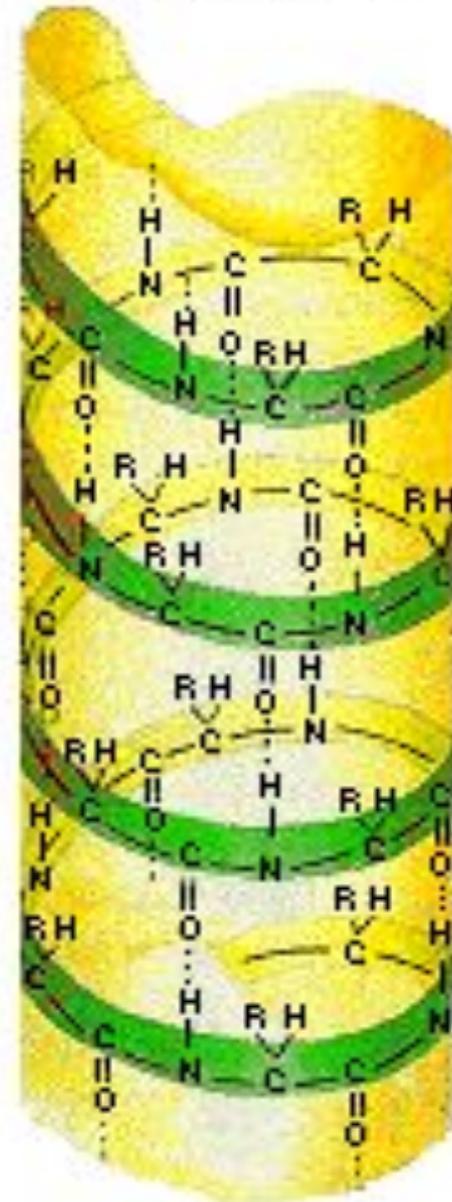
группа \ период	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
1	H						
2					N	O	F
3					неметаллы		
4							
5	металлы						
6	Cs						
7	Fr						

увеличение электроотрицательности

Водородная связь может быть и внутримолекулярной, особенно часто она проявляется в органических веществах.

В частности у белков вторичная структура поддерживается водородными связями.

Вторичная структура (α -спираль)

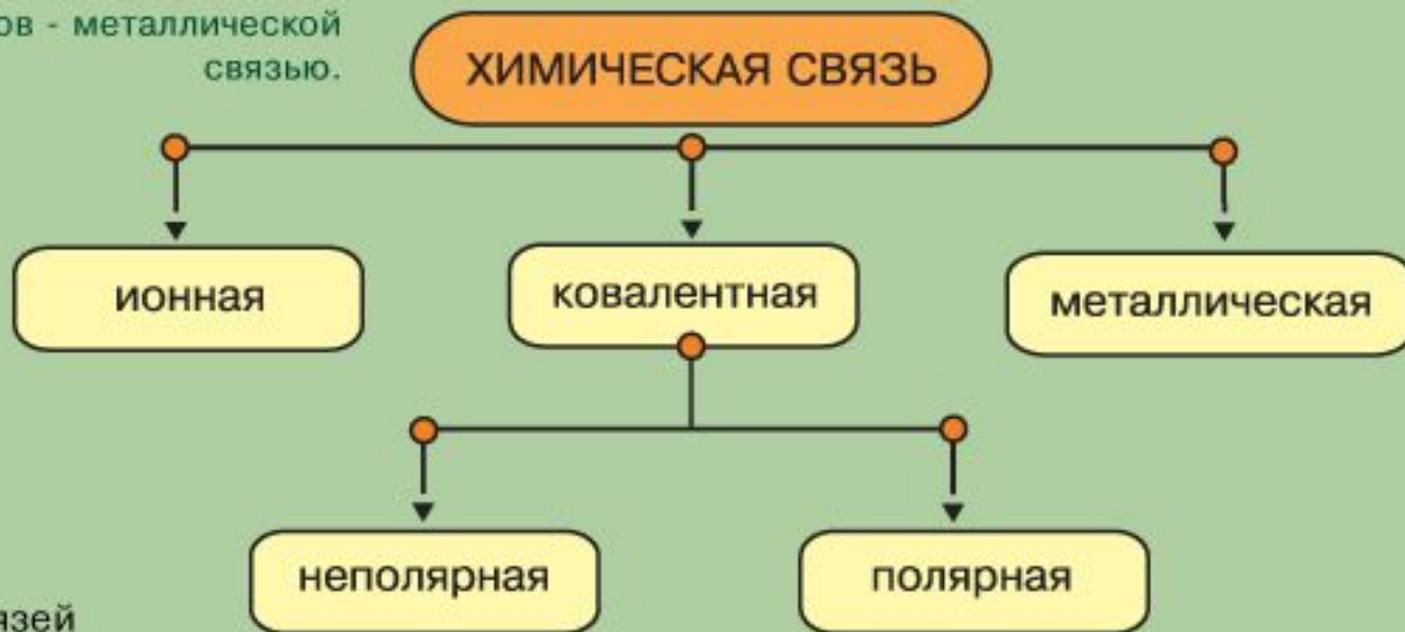


Металлическая химическая связь образуется в металлах и сплавах.

Атомы металлов имеют небольшое число валентных электронов. Они слабо связаны с ядром и могут легко отрываться от него. В результате в узлах кристаллической решетки появляются положительно заряженные ионы, а между ними свободно перемещаются электроны – образуется так называемый “электронный газ”. Вид связи между положительными ионами, осуществляемой за счет притяжения электронов, свободно перемещающихся по кристаллу, называется металлической.

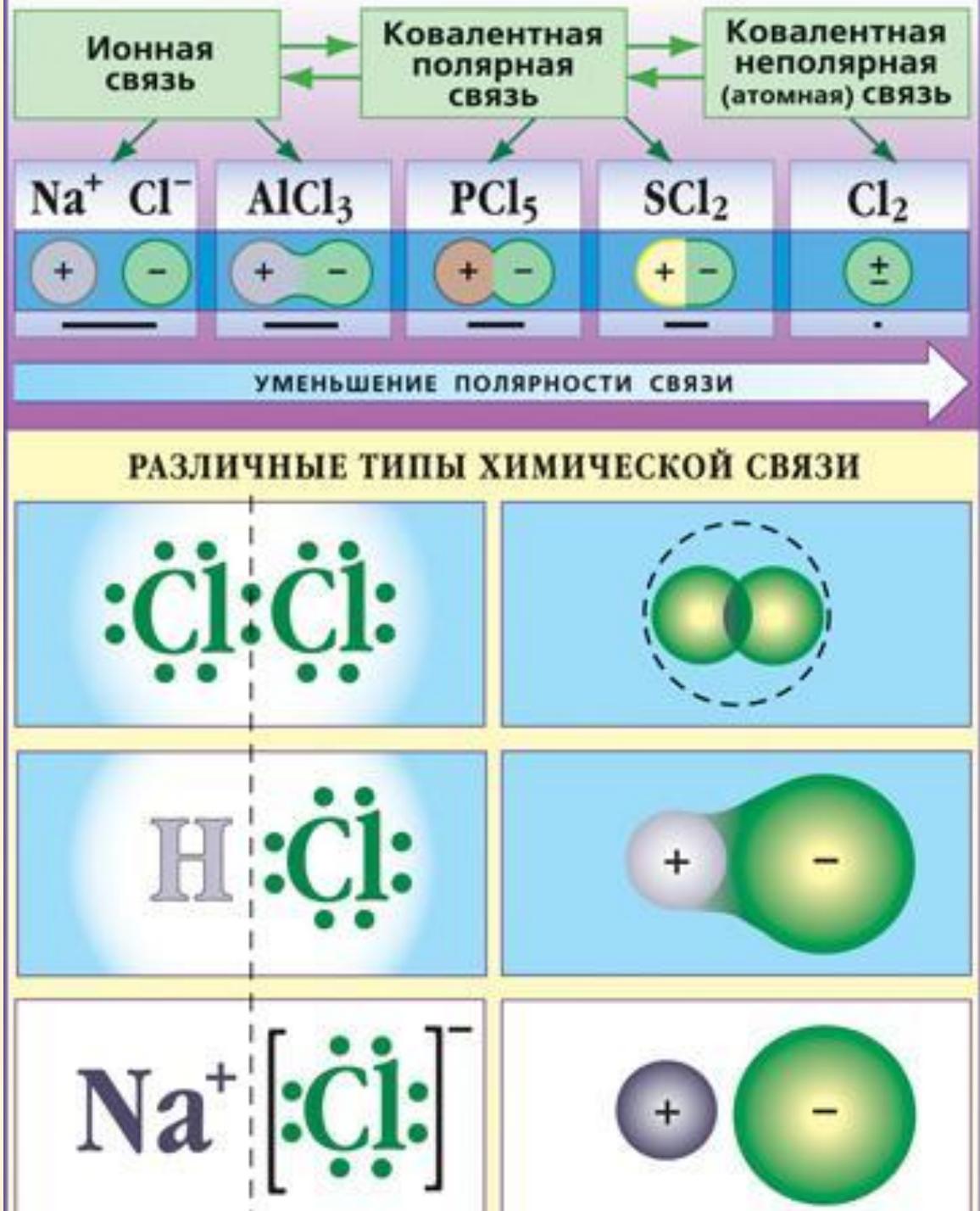


Металлами считаются все s-элементы, кроме водорода и гелия, все d- и f-элементы и некоторые p-элементы. Металлы обладают специфическими свойствами - отражают свет, имеют высокую тепло- и электропроводность, высокие температуры плавления и кипения, пластичность и текучесть. Эти свойства объясняются особым типом многоцентровой химической связи у металлов - металлической связью.



типы химических связей

Соотношение
между
различными
типами
химической связи



Кристаллические решётки



Сульфат
никеля

Кристаллические структуры довольно часто встречаются природе. Многие вещества образуют кристаллогидраты, включающие в свою структуру молекулы воды - кристаллизационную воду. Кристаллогидраты часто бывают красиво окрашены.



**Медный
купорос**



Природный кристалл каменной соли



Если присмотреться, то можно разглядеть кубическое строение кристаллов поваренной соли

Типы кристаллических решёток

```
graph TD; A[Типы кристаллических решёток] --> B[Атомная]; A --> C[Ионная]; A --> D[Молекулярная]; A --> E[Металлическая];
```

Атомная

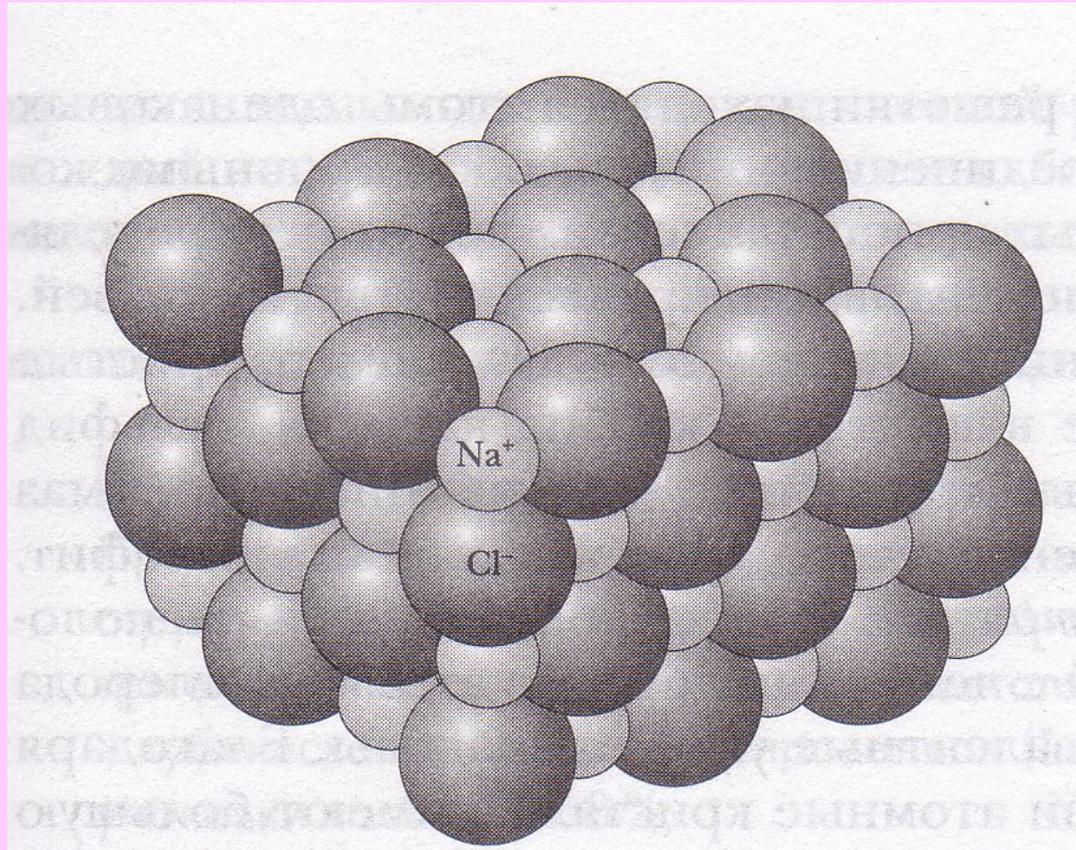
Ионная

Молекулярная

Металлическая

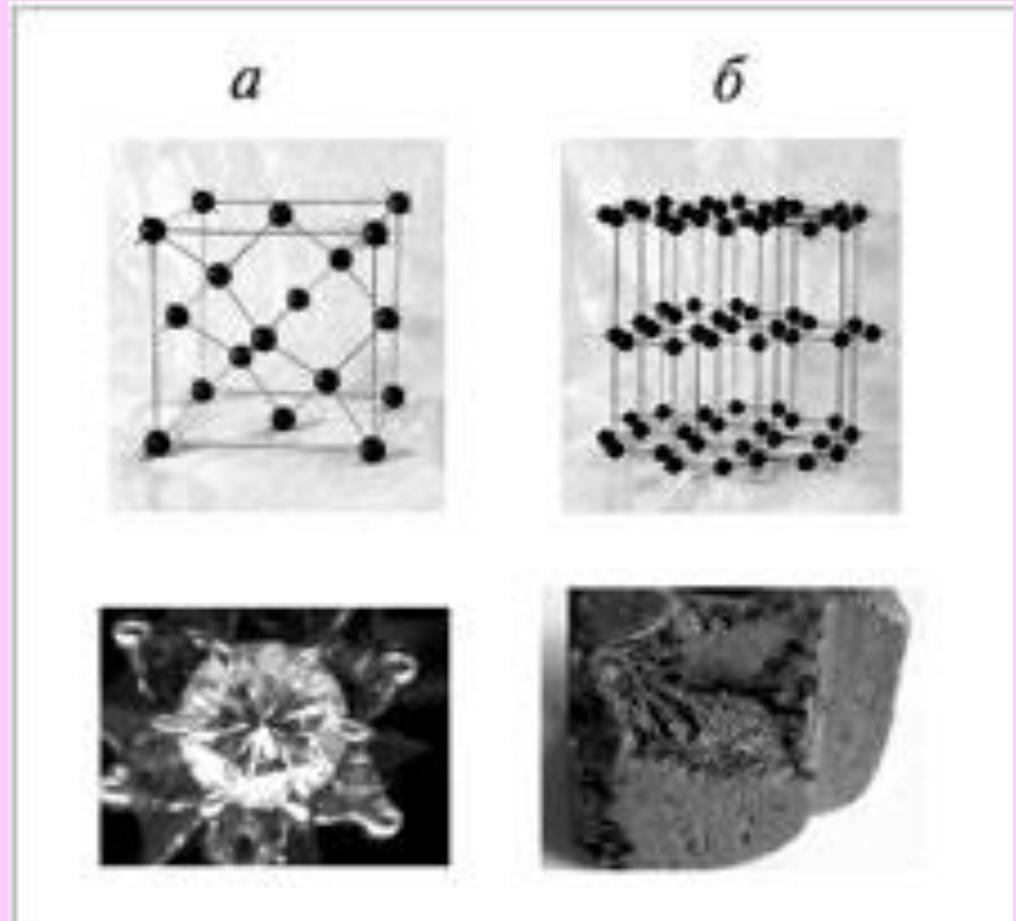
Ионной кристаллической решёткой называется решётка, в узлах которой расположены ионы, соединённые между собой ионной связью. Такие соединения имеют большую твёрдость, высокую температуру плавления, малую летучесть и растворяются только в полярных растворителях, например в воде.

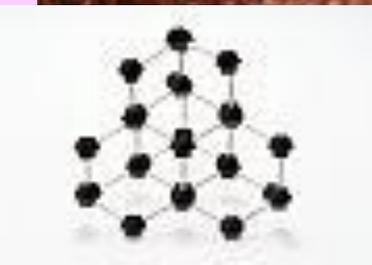
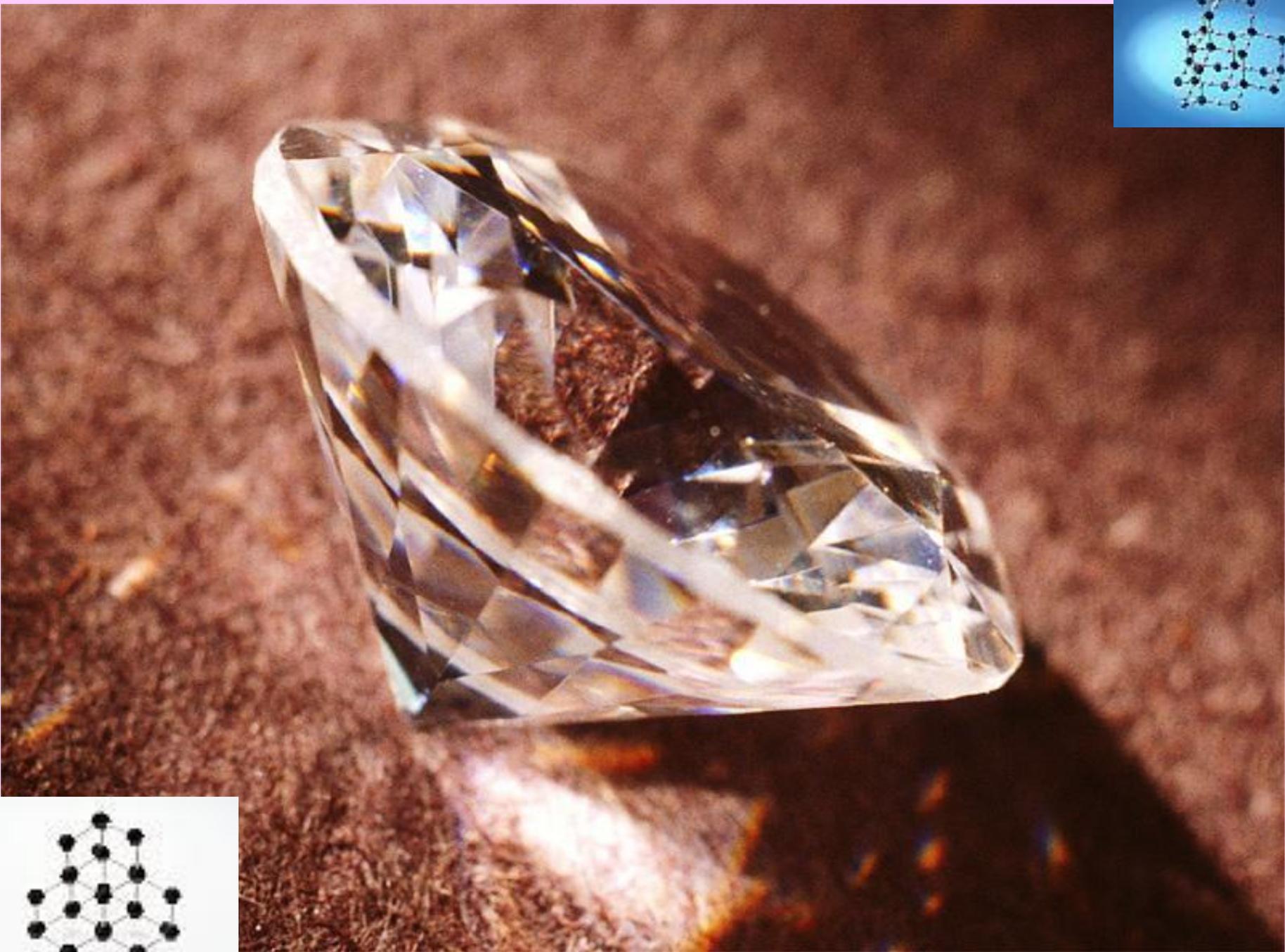
В кристалле поваренной соли около каждого иона хлора расположено 6 ионов натрия (и наоборот). Координационное число иона равно 6.



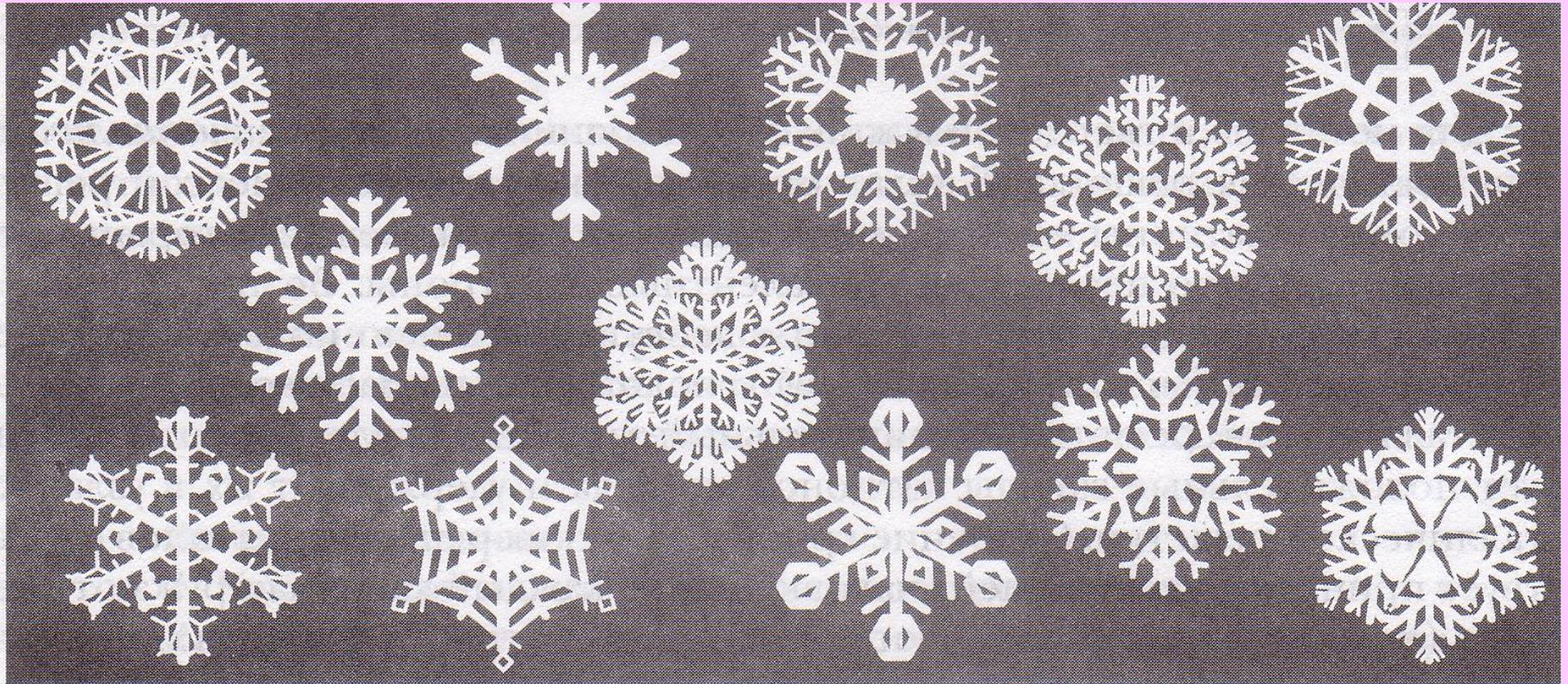
Атомной кристаллической решёткой называется решётка, в узлах которой расположены атомы, соединённые между собой прочными ковалентными связями. Такие соединения имеют большую прочность и тугоплавкость.

Например, в кристалле алмаза атомы углерода соединены в форме тетраэдра (каркасная структура). (Рис.а)
А у кристаллической решётки графита – слоистое строение (б)





Молекулярной кристаллической решёткой называется решётка, в узлах которой расположены молекулы, удерживаемые силами межмолекулярного взаимодействия. Такие соединения легко плавятся. При н.у. часто являются газами или подвижными жидкостями. Наличие водородных связей в воде приводит к образованию причудливой формы снежинок.



Для металлов в твёрдом и жидком состоянии характерна **металлическая** кристаллическая решётка, в узлах которой расположены катионы металла и нейтральные атомы, между которыми относительно свободно перемещаются валентные электроны.

