



# Единая природа химической связи

# Цель:

- дать представление о причинах единства всех типов химической связи

## Задачи.

- Образовательная: углубить и расширить знания о причинах возникновения разных видов химической связи и механизмах их образования;
- дать более полное представление о всех типах кристаллических решеток ;
- Развивающая: научить характеризовать химические связи по определенному плану;
- научить соотносить зависимость физических и химических свойств веществ от вида химической связи и типа кристаллической решетки.
- Воспитательная: развивать представления о взаимосвязи, взаимозависимости явлений окружающего мира.
- Медиасоставляющая: используя различные справочники, дополнительную литературу, интернет ресурсы, материалы CD дисков, презентацию – сформировать целостное представление о химической связи.



Что такое химическая связь?

Какова природа химической  
связи?

Любая химическая связь образуется только тогда, когда сближение частиц приводит к понижению полной энергии системы.

## **Определяющим является:**

- энергия взаимодействия –  $E$
- межъядерное расстояние –  $r$

Причина образования химической связи – стремление системы к минимизации энергии. Энергия образующейся системы – химическое связи – меньше энергии, которой обладают изолированные частицы. Идет выигрыш в энергии.



## Ковалентная связь



Существует несколько гипотез механизма образования ОЭП. Наиболее распространенной и наглядной является следующая. При взаимодействии атомов водорода, содержащих электроны с антипараллельными спинами, наблюдается действие двух типов сил:

- притяжения между ядром одного и электроном другого и
- сил отталкивания между ядрами и электронами различных атомов.

Кроме действия этих классических сил, имеющих электростатическую природу, между электронами с антипараллельными спинами возможно действие особых сил притяжения, связанных с волновым характером электронов.



При достижении расстояния между ядрами 0,2 нм силы притяжения начинают преобладать и взаимосближение атомов будет продолжаться до расстояния 0,074 нм. В этот момент, когда силы притяжения становятся равными силам отталкивания, и происходит образование молекулы водорода - как системы, состоящей из двух ядер и двух электронов. Каждый из электронов находится не только в поле действия своего ядра, но и ядра соседнего атома, что подтверждает гипотезу Льюиса об их обобществлении. Вероятность пребывания электронов в пространстве между центрами ядер атомов наибольшая, что свидетельствует о перекрывании электронных орбиталей.

# Важнейшим фактором характеристики атома является его электроотрицательность

*Таблица 3.2. Значения ЭО элементов по Полингу*

Li	Be	B	H	C	N	O	F	
1,0	1,6	2,0	2,1	2,5	3,0	3,5	4,0	
Na	Mg	Al		Si	P	S	Cl	
0,9	1,3	1,6		1,9	2,2	2,6	3,2	
K	Ca	Sc	Ti	Fe	Ge	As	Se	Br
0,8	1,0	1,3	1,5	1,8	2,0	2,0	2,5	3,0
Rb	Sr	Y	Zr	Ru	Sn	Sb	Te	I
0,8	1,0	1,2	1,4	2,2	2,0	1,9	2,1	2,7



# Определение типа связи(по ЭО):

- Равная ЭО – ковалентная неполярная;
- Разность ЭО < 1,7 -ковалентная полярная;
- Разность ЭО > 1,7 – ионная связь;

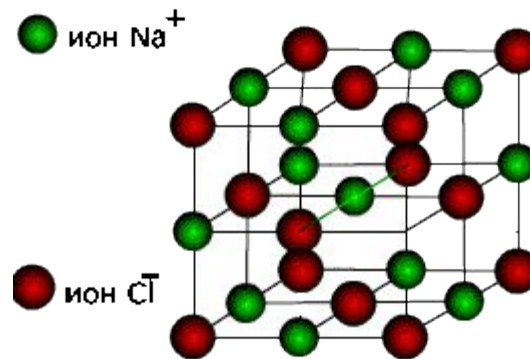
*Кристаллические решётки веществ – это упорядоченное расположение частиц(атомов, молекул, ионов) в строго определённых точках пространства. Точки размещения частиц называют узлами кристаллической решётки.*

В зависимости от типа частиц, расположенных в узлах кристаллической решётки, и характера связи между ними различают 4 типа кристаллических решёток: ионные, атомные, молекулярные, металлические. Рассмотрим каждую из решёток в отдельности и поподробней.

# Ионные

Ионными называют кристаллические решетки, в узлах которых находятся ионы. Их образуют вещества с ионной связью. Ионные кристаллические решётки имеют соли, некоторые оксиды и гидроксиды металлов.

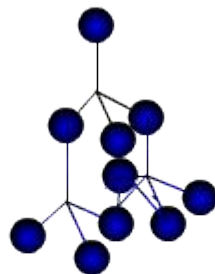
Рассмотрим строение кристалла поваренной соли, в узлах которого находятся ионы хлора и натрия.



Связи между ионами в кристалле очень прочные и устойчивые. Поэтому вещества с ионной решёткой обладают высокой твёрдостью и прочностью, тугоплавки и нелетучи.

# АТОМНЫЕ

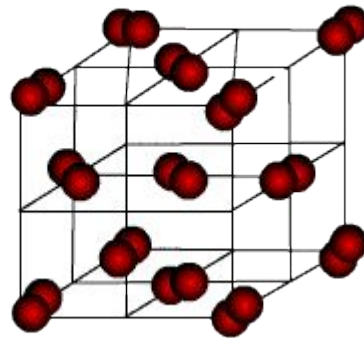
Атомными называют кристаллические решётки, в узлах которых находятся отдельные атомы, которые соединены очень прочными ковалентными связями. Ниже показана кристаллическая решётка алмаза.



В природе встречается немного веществ с атомной кристаллической решёткой. К ним относятся бор, кремний, германий, кварц, алмаз. Вещества с АКР имеют высокие температуры плавления, обладают повышенной твёрдостью. Алмаз-самый твёрдый природный материал.

# Молекулярные

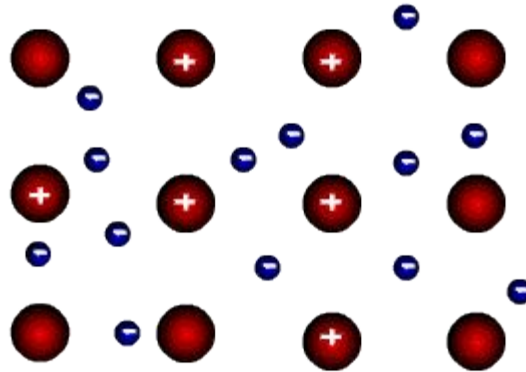
Молекулярными называют кристаллические решётки, в узлах которых располагаются молекулы. Химические связи в них ковалентные, как полярные, так и неполярные. Связи в молекулах прочные, но между молекулами связи не прочные. Ниже представлена кристаллическая решётка  $I_2$



Вещества с МКР имеют малую твёрдость, плавятся при низкой температуре, летучие, при обычных условиях находятся в газообразном или жидком состоянии

# Металлические

Металлическими называют решётки, в узлах которых находятся атомы и ионы металла.



Для металлов характерны физические свойства: пластичность, ковкость, металлический блеск, высокая электро- и теплопроводность

Название	Природа связи	Разность ЭО	В каких соединениях встречается	Тип кристаллической решетки	Свойства	Особенности
ионная	Электростатическое взаимодействие «+» и «-» разноименно заряженных частиц	> 1,7	Соли(включая соли аммония и амины), щелочи I A VII A II A Оксиды типичных металлов. Na <sub>2</sub> O, K <sub>2</sub> O, CaO. Чем меньше размер иона и больше заряд, тем сильнее его электростатическое поле и прочнее химическая связь . Пример: NaCl 755 кДж/моль LiF 1004 кДж/моль	ионная	Тугоплавкие прочные многие растворимы в воде проводят электрический ток в растворах и расплавах	Хрупкие, так как при сдвиге плоскостей в кристалле происходит сближение одинаково заряженных ионов и, при возрастании сил отталкивания, происходит разрыв. При увеличении температуры переходят в газообразное состояние (галогениды)

Название	Природа связи	Разность ЭО	В каких соединениях встречается	Тип кристаллической решетки	Свойства
Ковалентная связь (атомная)	Посредством общих электронных пар, в одинаковой мере принадлежащих обоим атомам.	<1,7 до 0			
а)ковалентная неполярная	Посредством общих электронных пар. Обменного характера Условия: 1)неспаренные электроны; 2)наличие частицы поглощающей выделяющуюся энергию т.к процесс эндотермический	равна 0	Одинаковые атомы неметалла H <sub>2</sub> , Cl <sub>2</sub> , O <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> , F <sub>2</sub> , алмаз, графит(между атомами в плоскости), кремний, твердый бор, германий. Исключение: SiC –карборунд SiO <sub>2</sub> : кварц Оксиды: Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ; Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> .Некоторые силициды Карбиды	<u>Атомная</u> (алмаз,графит (между атомами в плоскости), кремний ,твердый бор, германий, SiC –карборунд SiO <sub>2</sub> : кварц. <u>молекулярная</u> твердые простые вещества, одно- (благородные газы), двух- (F <sub>2</sub> , Cl <sub>2</sub> , Br <sub>2</sub> , I <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> , O <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> ), трех- (O <sub>3</sub> ), четырех- (P <sub>4</sub> ), восьми- (S <sub>8</sub> ) атомными молекулами	Нелетучие, тугоплавкие, высокая твёрдость  имеют малую твердость и низкие температуры плавления, нерастворимы или малорастворимы в воде, их растворы почти не проводят электрический ток.
б)ковалентная полярная	Посредством общих электронных пар. Обменного характера (условия аналогичные)	От 0 до 1.7	Атомы ЭО которых отличается незначительно. HCl, H <sub>2</sub> O, H <sub>2</sub> S, NH <sub>3</sub>	<u>Молекулярная</u> жидкости:спирты, кислоты, Твёрдые в-ва: лед, твердый оксид углеродаCO <sub>2</sub> (IV) ("сухой лед"), твердые галогеноводороды, I <sub>2</sub> , кристаллические органические соединения (нафталин, нефть, глюкоза, сахараза).	имеют малую твердость и низкие температуры плавления, большинство нерастворимы или малорастворимы в воде, их растворы почти не проводят электрический ток.
в)ковалентная донорно-акцепторная	Посредством общих электронных пар, по донорно-акцепторному механизму. Условия: 1)донор, акцептор 2)наличие частицы поглощающей выделяющуюся энергию т.к процесс 'эндотермический		Соли аммония: (NH <sub>4</sub> Cl, (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ). Аммиачная вода NH <sub>4</sub> OH. Комплексные соединения.		



Название	Природа связи	Разность ЭО	В каких соединениях встречается	Тип кристаллической решетки	Свойства	Особенности
Металлическая	Обобществление электронов и свободное перемещение их в поле ядер атомов и ионов металла	0	Металлах и сплавах металлов	металлическая	1) высокая электропроводность; 2) высокая теплопроводность; 3) высокая пластичность 4) металлический блеск	связь по энергии в 3-4 раза слабее ковалентной.

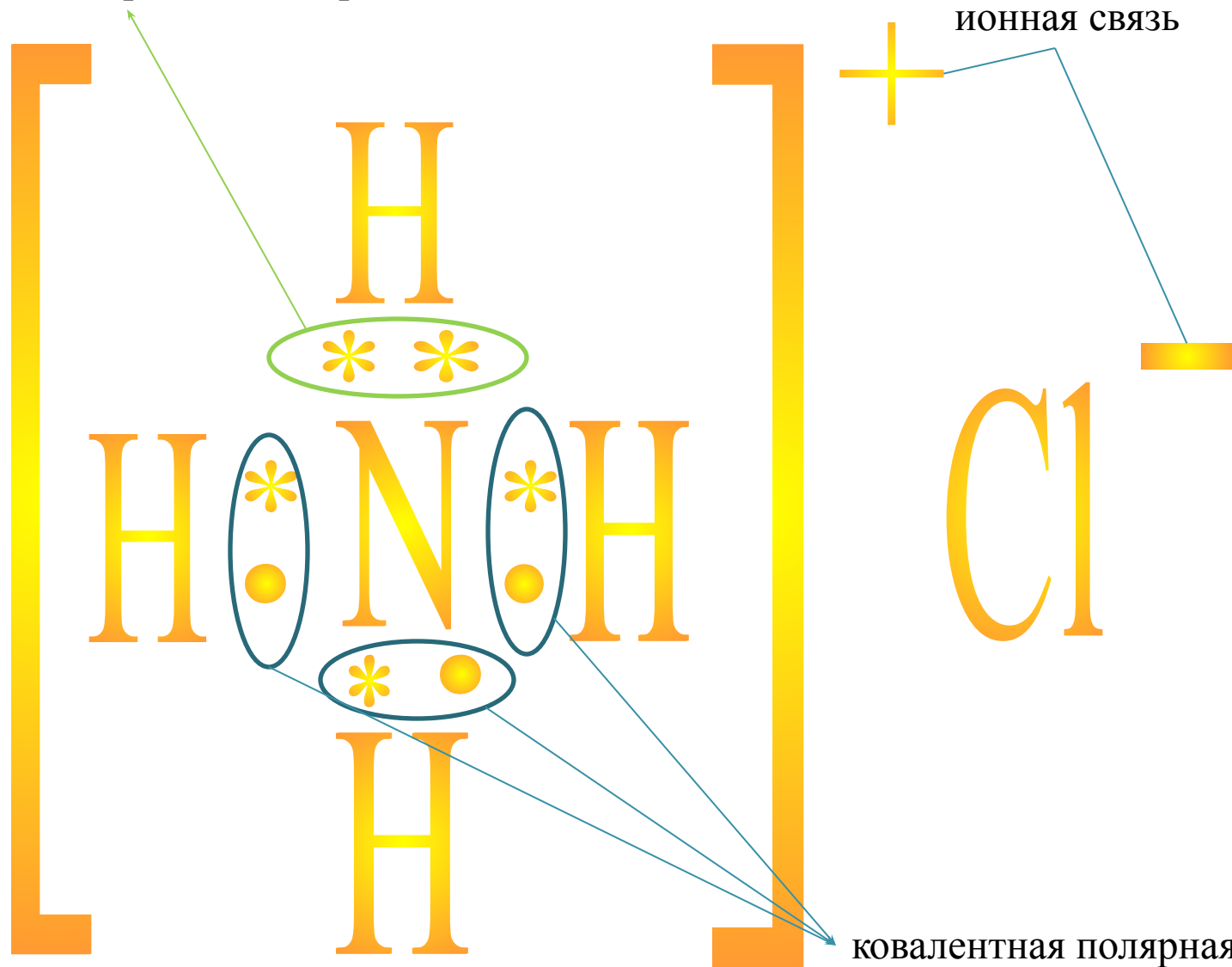
Название	Природа связи	Раз - ность ЭО	В каких соединениях встречается	Тип кристалл ической решетки	Свойства	Особенности
Водородная	частично электростатиче ская частично донорно- акцепторная		Межмолекуля рная: вода, спирт, аммиак, кислоты. Внутримолеку лярная: ДНК, белки.	Ионно- атомная  молекуля рная	По энергии в 15-20 раз слабее ковалентной  H <sub>2</sub> O, фтороводоро д, аммиак	Жидкости или сжижающиеся вещества, имеют повышенную температуру кипения, хорошие растворители. Газы легко переходящие в жидкости

# Какова природа возникновения химической связи?

- Электронно-ядерное взаимодействие атомов, сопровождающееся выделением энергии

Часто встречаются соединения в которых несколько видов связи

донорно-акцепторная



ковалентная полярная

В зависимости от условий,возможен переход от одного вида связи в другой:

1. При электролитической диссоциации, соединения с ковалентной полярной связью, под влиянием сильно полярных молекул воды, становятся соединениями с ионной связью.
2. При испарении металлов, металлическая связь превращается в ковалентную.
3. В органической химии, ковалентная неполярная связь  $\text{Br}_2$ , при его взаимодействии с непредельными углеводородами становится ионной

План характеристики химической связи:

1. Вид химической связи(учитывая ЭО элементов)
2. Механизм их образования  
Какие возникают связи  $\delta$ ,  $\pi$ , кратность связи
3. Соответствующий тип кристаллической решетки, физические свойства данного вещества

# Тест

1. Формула вещества с ионной связью:			
а) $\text{NH}_3$ ;	б) $\text{C}_2\text{H}_4$ ;	в) $\text{KH}$ ;	г) $\text{CCl}_4$ .
2. Ковалентная неполярная связь образуется между атомами:			
а) водорода и кислорода;	б) водорода;	в) водорода и хлора;	г) магния.
3. Наиболее полярной является связь:			
а) $\text{H} - \text{C}$ ;	б) $\text{H} - \text{O}$ ;	в) $\text{H} - \text{S}$ ;	г) $\text{H} - \text{I}$ .
4. Число сигма и пи связей в веществе пропен соответственно:			
а) 7- сигма, 2-пи;	б) 8-сигма, 1-пи;	в) 6- сигма, 2-пи;	г) 8-сигма, 2-пи.
5. Наиболее прочные связи в молекуле вещества, формула которого:			
а) $\text{H}_2\text{S}$ ;	б) $\text{H}_2\text{Se}$ ;	в) $\text{H}_2\text{O}$ ;	г) $\text{H}_2\text{Te}$ .

# Тест

6. Атом азота имеет валентность III и степень окисления 0 в молекуле вещества, формула которого:

а) ) NH <sub>3</sub> ;	б) N <sub>2</sub> ;	в) CH <sub>3</sub> NO <sub>2</sub> ;	г) N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> .
------------------------	---------------------	--------------------------------------	------------------------------------

7. Молекулярное строение имеет вещество с формулой:

а) CH <sub>4</sub> ;	б) NaOH;	в) SiO <sub>2</sub> ;	г) Al.
----------------------	----------	-----------------------	--------

8. Водородная связь образуется между:

а) молекулами воды;	б) молекулами углеводов;	в) молекулами водорода;	г) атомами металлов и атомами водорода.
---------------------	--------------------------	-------------------------	---

9. Какая связь обладает направленностью:

а) ионная;	б) ковалентная;	в)металлическая	
------------	-----------------	-----------------	--

# Самопроверка

1. В

2. б

3. б

4. б

5. В

6. б

7. а

8. а

9. б



# Рефлексия: что? какой? зачем?

- Домашнее задание:
- - повторить § 6;
- - выполнить упр. 3,4,6
- гл.3 Кузьменко. Вопросы 84-112

# Учебно-методический комплект

- Габриелян О.С., Лысова Г.Г., . Общая химия. 11 класс., -М.: Дрофа, 2006.
- Габриелян О.С., Лысова Г.Г., Химия. 11 класс. Методическое пособие в 2х частях., - М.: Дрофа, 2003.
- Горковенко М.Ю. Поурочные разработки по химии 11 класс., - М.: Вако. 2005.
- Лидин Р.А. и др. Химия для школьников старших классов и поступающих в вузы. - М.: Дрофа, 2004.
- Троегубова Н.П. Поурочные разработки по химии. – М.:Дрофа, 2009.