



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.
- Медиа составляющая: 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.

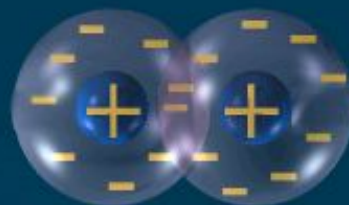
Определяющим является:

- энергия взаимодействия – E
- межъядерное расстояние – r

Причина образования химической связи – стремление системы к минимизации энергии. Энергия образующейся системы – химической 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;

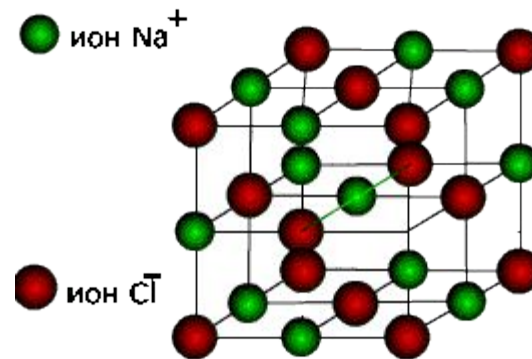
Кристаллические решётки веществ – это упорядоченное расположение частиц(атомов, молекул, ионов) в строго определённых точках пространства. Точки размещения частиц называют узлами кристаллической решётки.

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.

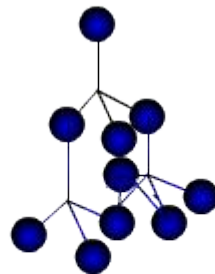
Рассмотрим строение кристалла поваренной соли, в узлах которого находятся ионы хлора и натрия.



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

АТОМНЫЕ

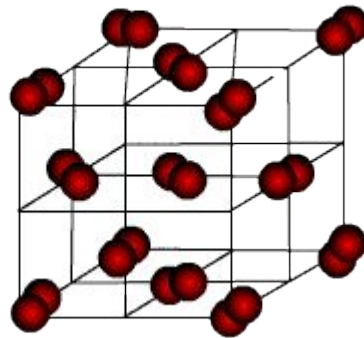
Атомными называют кристаллические решётки, в узлах которых находятся отдельные атомы, которые соединены очень прочными ковалентными связями. Ниже показана кристаллическая решётка алмаза.



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

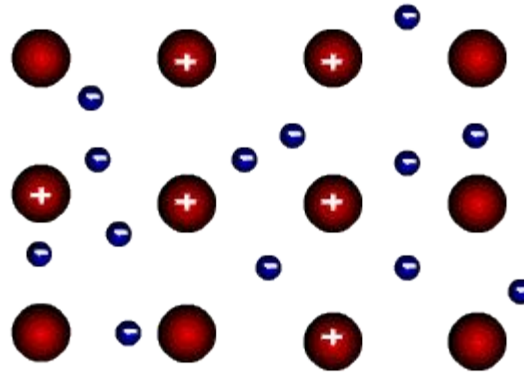
Молекулярными называют кристаллические решётки, в узлах которых располагаются молекулы. Химические связи в них ковалентные, как полярные, так и неполярные. Связи в молекулах прочные, но между молекулами связи не прочные. Ниже представлена кристаллическая решётка I_2



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 ₂ O, K ₂ 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_2, Cl_2, O_2, N_2, F_2 , алмаз, графит(между атомами в плоскости), кремний, твердый бор, германий. Исключение: SiC –карборунд SiO ₂ : кварц Оксиды: Al ₂ O ₃ ; Cr ₂ O ₃ ;Некоторые силициды Карбиды | <u>Атомная</u> (алмаз,графит (между атомами в плоскости), кремний ,твердый бор, германий, SiC –карборунд SiO ₂ : кварц. <u>молекулярная</u> твердые простые вещества, одно- (благородные газы), двух- ($F_2, Cl_2, Br_2, I_2, H_2, O_2, N_2$), трех- (O_3), четырех- (P_4), восьми- (S_8) 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_2O, H_2S, NH_3 | <u>Молекулярная</u> жидкости:спирты, кислоты, Твёрдые в-ва: лед, твердый оксид углеродаCO ₂ (IV) ("сухой лед"), твердые галогеноводороды, I ₂ , кристаллические органические соединения (нафталин, нефть, глюкоза, сахара). | 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 ₄ Cl, (NH ₄) ₂ SO ₄). Аммиачная вода NH ₄ 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 кристаллической решетки | Свойства | Особенности |
|------------|---|----------------|---|-----------------------------------|---|--|
| Водородная | частично электростатическая частично донорно-акцепторная | | Межмолекулярная: вода, спирт, аммиак, кислоты. Внутримолекулярная: ДНК, белки. | Ионно-атомная молекулярная | По энергии в 15-20 раз слабее ковалентной H ₂ O, фтороводород, аммиак | Жидкости или сжижающиеся вещества, имеют повышенную температуру кипения, хорошие растворители. Газы легко переходящие в жидкости |

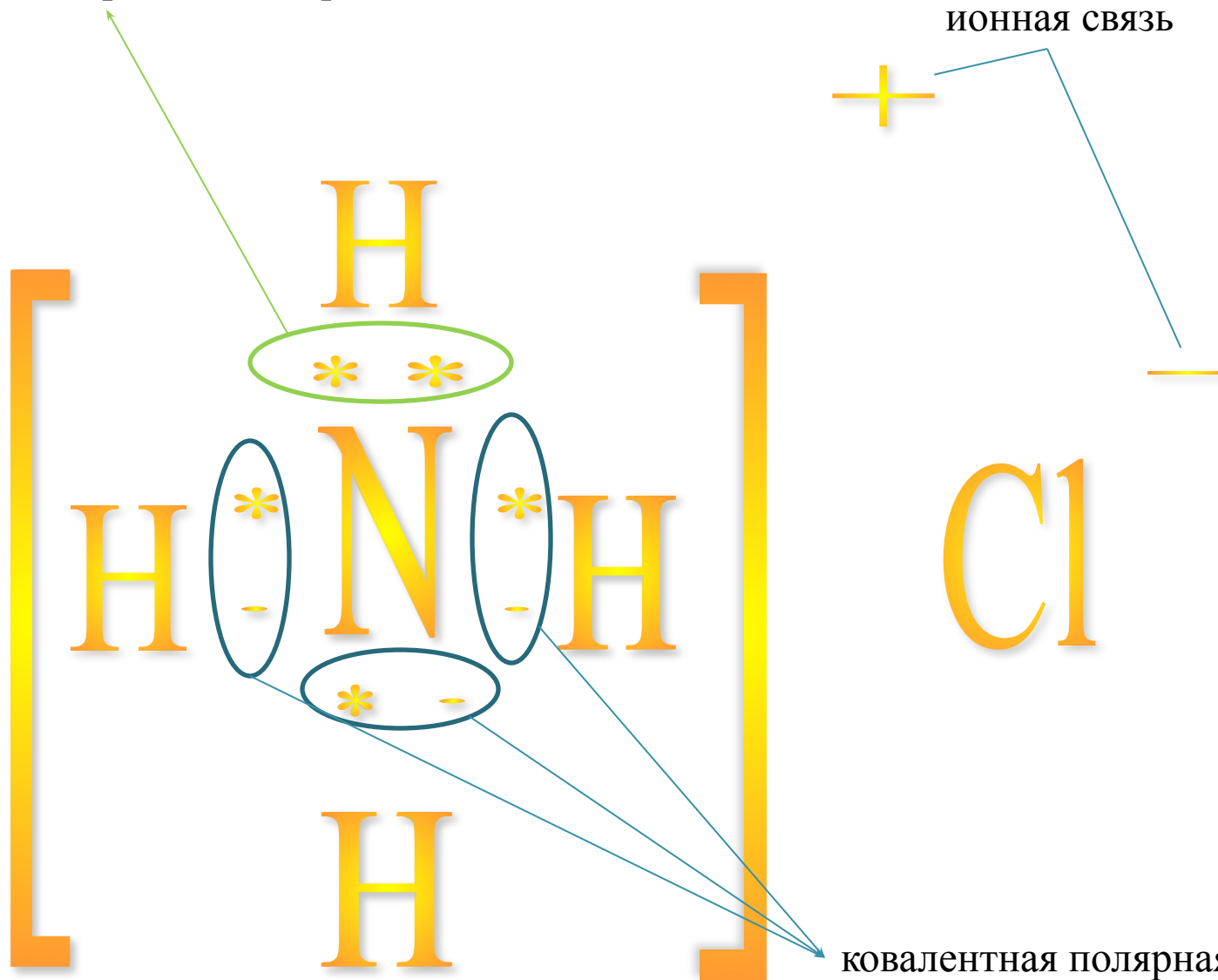
Какова природа возникновения химической связи?

- Электронно-ядерное взаимодействие атомов, сопровождающееся выделением энергии

Часто встречаются соединения в которых несколько видов связи

донорно-акцепторная

ионная связь



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 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 δ , π , кратность связи
3. Соответствующий тип кристаллической решетки, физические свойства данного вещества

Тест

| | | | |
|--|-----------------------------|---------------------------|----------------------------|
| 1. Формула вещества с ионной связью: | | | |
| а) NH_3 ; | б) C_2H_4 ; | в) KH ; | г) 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) H_2S ; | б) H_2Se ; | в) H_2O ; | г) H_2Te . |

Тест

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

а)) NH_3 ;

б) N_2 ;

в) CH_3NO_2 ;

г) $\text{N}_2 \text{O}_3$.

7. Молекулярное строение имеет вещество с формулой:

а) CH_4 ;

б) NaOH ;

в) SiO_2 ;

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.