**Химическая связь 2 часть**

1.Основные типы и характеристики химической связи.

2. Ионная связь.

3. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Типы ковалентных молекул. Понятие о методе молекулярных орбиталей.

4. Металлическая связь.

5.Основные виды межмолекулярного взаимодействия. Силы межмолекулярного взаимодействия.

6. Донорно-акцепторное взаимодействие.

7. Водородная связь.

Ионная связь

**Ионная связь**образуется между атомами с резко различной электроотрицательностью (в молекулах солей, оксидов и гидроксидов).

Рассмотрим образование ионной связи в молекуле NaCl:

NaCl: Na K L 3s1Na0 - 1Na+

Cl K L 3s23p5Cl0 + 1 Cl-

Na+ + Cl-  Na+ Cl-

Взаимодействие друг с другом двух ионов противоположного знака не может привести к полной взаимной компенсации их силовых полей (рис.1).

Ионная связь **ненасыщена,**т.к. ион способен взаимодействовать с соседними ионами противоположного знака и**ненаправлена,**т.к. электрическое поле иона имеет сферический характер.



*Рис.1.*Распределение электрических силовых линий двух разноименных ионов*.*

Соединения с ионным типом химической связи, как правило, тугоплавки,являются типичными электролитами и обладают кристаллической ионной решеткой.

Общая энергия ионной связи складывается по формуле:

,

где - потенциал ионизации;- энергия сродства;- потенциальная энергия.

 Металлическая связь

Атомы металлов на внешнем энергетическом уровне содержат малое число электронов и обладают большим радиусом. Поэтому они легко отдают наружные электроны и превращаются в положительно заряженные ионы. Оторвавшись от атомов, электроны перемещаются между положительно заряженными ионами металлов, находящихся в узлах кристаллической решетки. Таким образом, металл можно рассматривать как плотно упакованную структуру из положительно заряженных ионов, связанных друг с другом коллективизированными электронами (электронным газом).

**Металлическая связь**- это связь между положительно заряженными ионами металлов и делокализованными электронами, принадлежащими всему объему металлического кристалла.

В чистом виде металлическая связь проявляется только для металлов I, II групп, т.к. количество валентных электронов и электронов проводимости у них одно и тоже.

Для металлов III - VIIIгрупп связь в кристаллических решетках будет смешанной (ковалентно - металлической или ковалентно – ионно - металлической).

5. Основные виды межмолекулярного взаимодействия.

**Силы межмолекулярного взаимодействия**

Между молекулами может осуществляться как электростатическое так и донорно - акцепторное взаимодействие.

Силы межмолекулярного взаимодействия, возникающие без передачи атомами электронов, носят название **ван-дер-ваальсовых сил.**

Изучение электростатического межмолекулярного взаимодействия имеет большое значение для исследования свойств и структуры газов, жидкостей и твердых веществ. Ван-дер-ваальсовы силы обусловливают притяжение молекул и агрегацию вещества, превращение газообразного вещества в жидкое и далее в твердое состояние.

По сравнению с ковалентной связью ван-дер-ваальсово взаимодействие очень слабо.

**Ван-дер-ваальсово взаимодействие молекул**рассматривается, как результат трёх эффектов: ориентационного, индукционного и дисперсионного.

Наиболее универсально (т.е. проявляется в любых случаях) **дисперсионное,**так как оно обусловлено взаимодействием молекул друг с другом за счет их мгновенных микродиполей (рис. 15а). При сближении молекул ориентация микродиполей перестает быть независимой, и их появление и исчезновение в разных молекулах происходит в такт друг другу. Синхронное появление и исчезновение микродиполей разных молекул сопровождается их притяжением. При отсутствии синхронности в появлении и исчезновении микродиполей происходит отталкивание.

**Ориентационное**(диполь-дипольное) взаимодействие проявляется между полярными молекулами (рис. 15б), В результате беспорядочного теплового движения молекул при их сближении друг с другом одноименно заряженные концы диполей взаимно отталкиваются, а противоположно заряженные притягиваются. Чем более полярны молекулы, тем сильнее они притягиваются и тем самым больше ориентационное взаимодействие.

**Индукционное**взаимодействие молекул осуществляется за счет их индуцированных диполей (рис. 15в). Допустим, что встречаются полярная и неполярная молекулы. Под действием полярной молекулы неполярная молекула деформируется и в ней возникает (индуцируется) диполь. Индуцированный диполь притягивается к постоянному диполю полярной молекулы и в свою очередь усиливает электрический момент диполя полярной молекулы.

Индукционное взаимодействие тем больше, чем больше момент диполя и поляризуемость молекулы.



*Рис. 16.*Ван-дер-ваальсовы взаимодействия молекул: а - дисперсионное; б - ориентационное (диполь - дипольное); в - индукционное.

 Донорно-акцепторное взаимодействие

Если одна из двух молекул имеет атом со свободными орбиталями, а другая - атом с парой неподелённых электронов, то между ними происходит донорно-акцепторное взаимодействие, которое приводит к образованию ковалентной связи, например:

NH3 + BF3 = NH3BF3

У атома азота в молекуле аммиака имеется неподеленная пара электронов, а у атома бора в молекуле трифторида бора - вакантная орбиталь.

При взаимодействии по донорно - акцепторному механизму атом азота отдает на связь пару электронов, а атом бора - вакантную орбиталь, в результате чего возникает ковалентная связь:



**донор акцептор**

Аналогичным образом образуется комплексное соединение при взаимодействии сульфата меди и аммиака:

CuSO4 + 4NH3 = [Cu (NH3)4] SO4

 Водородная связь.

Водородная связь осуществляется между поляризованным водородом одной молекулы и каким-то электроотрицательным атомом или группой атомов другой или одной и той же молекулы (например, кислородом, гидроксогруппой, фтором, азотом, карбоксильной группой, реже хлором, серой и др.):



С одним из атомов (А) водород обычно связан значительно сильнее (за счет ковалентной связи), чем с другим (В). Последняя связь получила название **водородной.**Ее обычно изображают точками или пунктиром.

Водородная связь - это промежуточный случай между ван-дер-ваальсовым взаимодействием и ковалентной связью. Она по прочности превосходит ван-дер-ваальсово взаимодействие, и ее энергия составляет 8 - 40 кДж/моль. Однако она обычно на порядок слабее ковалентной связи.

Например, в твердом, жидком и даже в газовом состоянии молекулы фторида водорода НF ассоциированы в зигзагообразные цепочки вида

,

что обусловлено водородной связью.

Молекула воды может образовывать четыре водородные связи, так как имеет два атома водорода и две несвязывающие электронные пары:



Эта способность молекулы воды обусловливает строение воды и льда.

Раздел 2. Основные закономерности протекания химических процессов.

2.1. **Основные понятия химической термодинамики.**

1. Основные понятия термодинамики.
2. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Первый закон термодинамики. Тепловой эффект химической реакции.
3. Факторы, определяющие глубину и направленность химических реакций. Понятия об энтропии и энергии Гиббса. Второй и третий законы термодинамики.
4. Термодинамические представления о равновесном состоянии.