

Свойства веществ

Автор Хардигов А.Э.

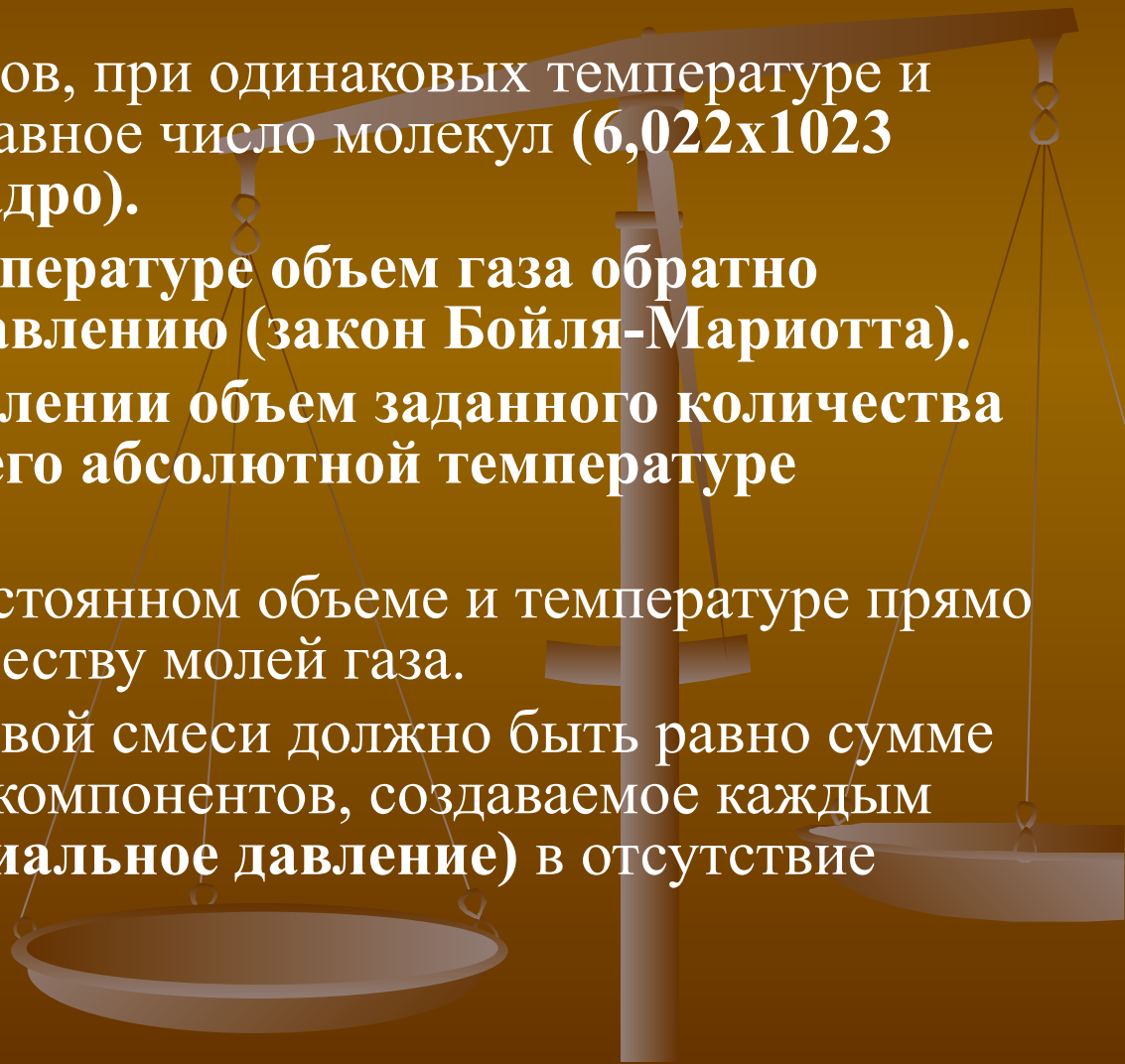


Свойства газов

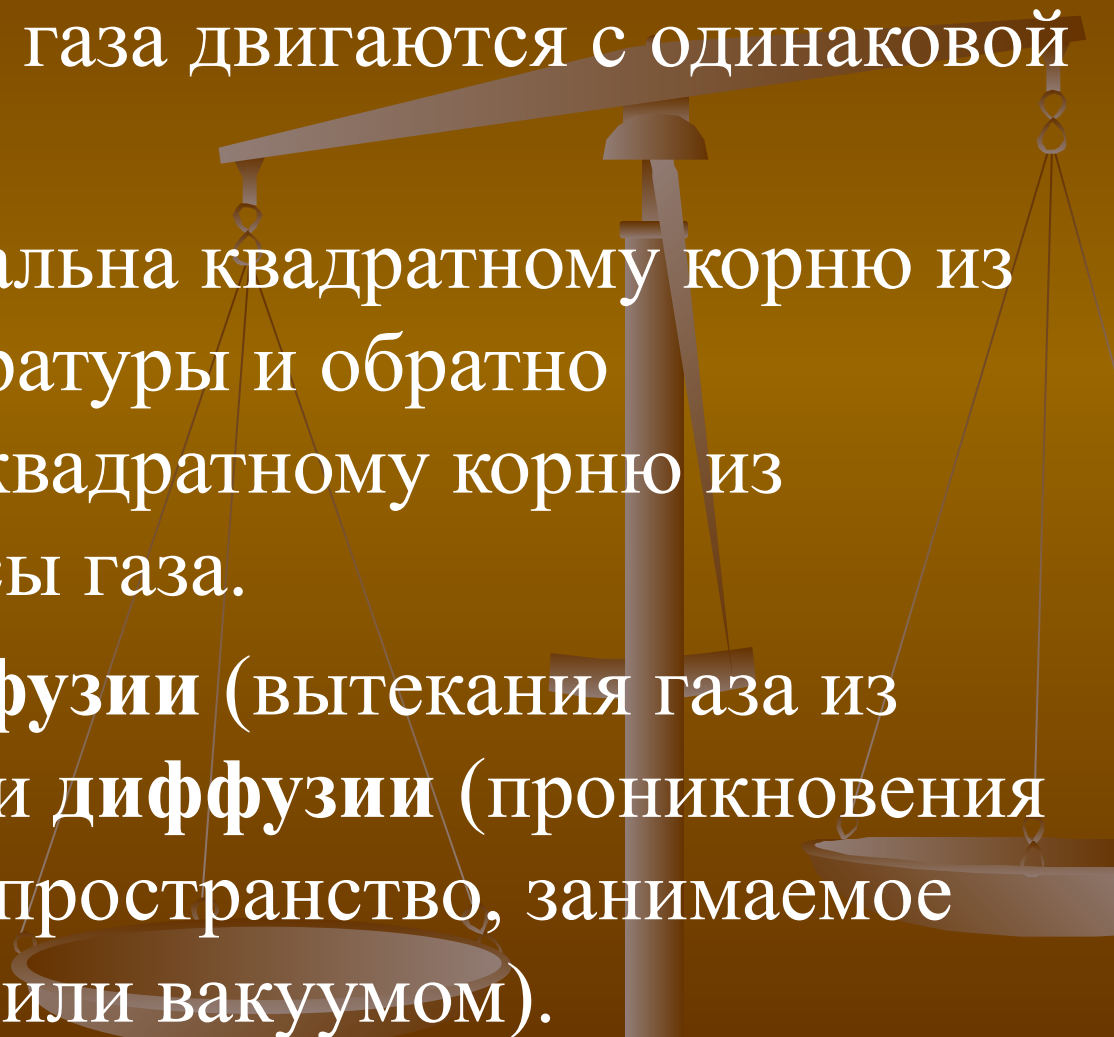
- Характерные свойства газов (способность расширяться, занимая весь свободный объем; способность сильно сжиматься; способность двух или нескольких газов образовывать однородные смеси) обусловлены тем, что отдельные молекулы газа находятся сравнительно далеко друг от друга и не соприкасаются как в жидкости.
- Поэтому между молекулами газов не действуют силы притяжения, удерживающие жидкость в виде единого целого.
- Однако, при сильном сближении между молекулами возникают силы отталкивания, препятствующие их дальнейшему сближению, которые индивидуальны для каждого вещества.
- Для того, чтобы описать состояние газа, необходимо определить его температуру, объем, количество газа и его давление.

Давление газа

- 1. Это сила, действующая на единицу площади и вызывающая перемещение тела в заданном направлении (выражается в атмосферах).
- 2. В равных объемах газов, при одинаковых температуре и давлении, содержится равное число молекул ($6,022 \times 10^{23}$ молекул – число Авогадро).
- 3. При постоянной температуре объем газа обратно пропорционален его давлению (закон Бойля-Мариотта).
- 4. При постоянном давлении объем заданного количества газа пропорционален его абсолютной температуре (закон Гей-Люссака).
- 5. Давление газа при постоянном объеме и температуре прямо пропорционально количеству молей газа.
- 6. Полное давление газовой смеси должно быть равно сумме давлений ее отдельных компонентов, создаваемое каждым отдельным газом (парциальное давление) в отсутствие остальных газов.

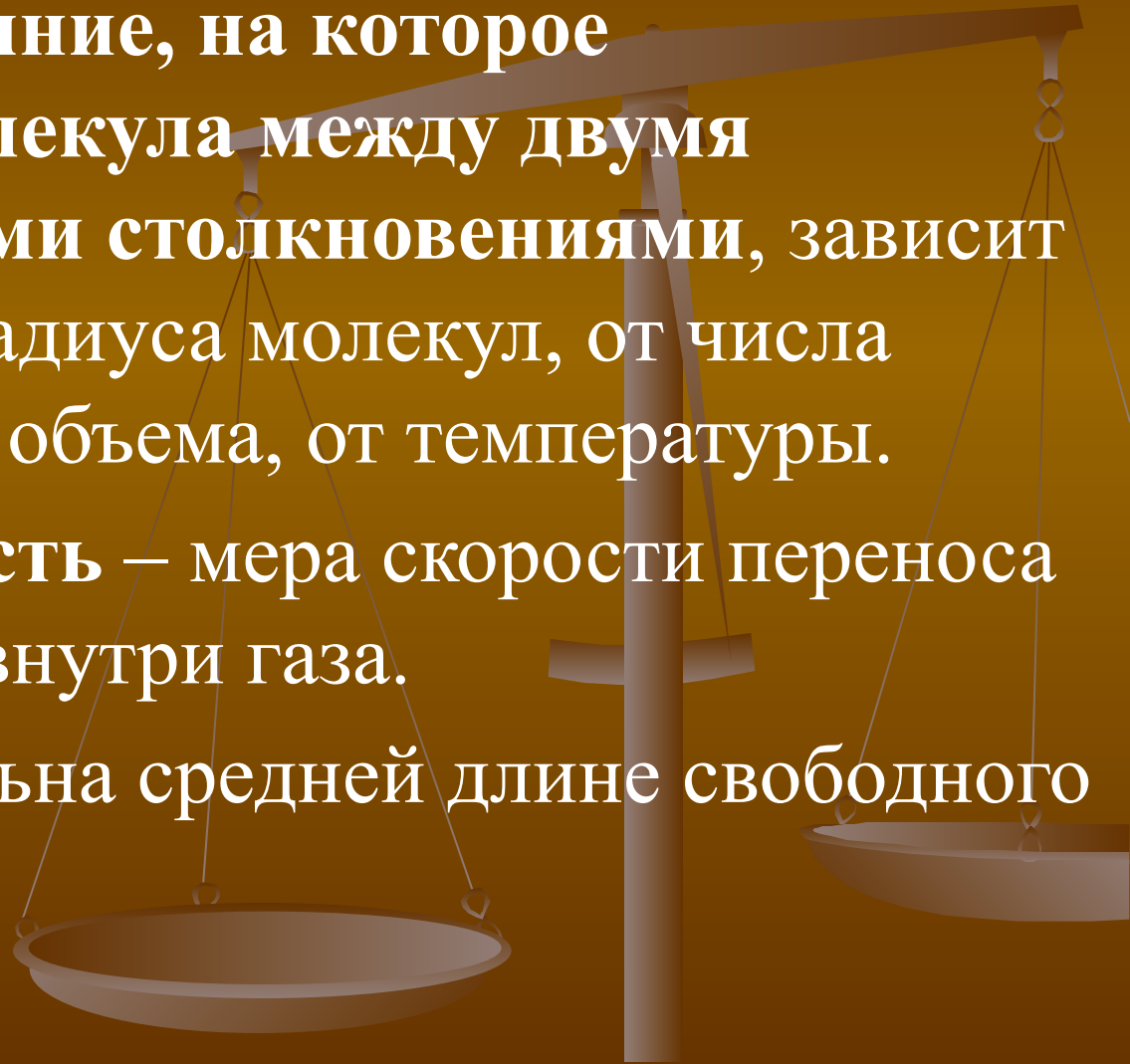


Эффузия и диффузия газа

- 1. Не все молекулы газа двигаются с одинаковой скоростью.
 - 2. Она пропорциональна квадратному корню из абсолютной температуры и обратно пропорциональна квадратному корню из молекулярной массы газа.
 - 3. Это касается эффузии (вытекания газа из малого отверстия) и диффузии (проникновения одного вещества в пространство, занимаемое другим веществом или вакуумом).
- 

Средняя длина свободного пробега молекулы газа и теплопроводность

- **1. Среднее расстояние, на которое перемещается молекула между двумя последовательными столкновениями, зависит от эффективного радиуса молекул, от числа молекул в единице объема, от температуры.**
- **2. Теплопроводность – мера скорости переноса тепловой энергии внутри газа.**
- **Она пропорциональна средней длине свободного пробега.**



Уравнение Ван-дер-Ваальса

Для правильного предсказания соотношений между давлением и объемом реальных газов используется уравнение Ван-дер-Ваальса: $(P + an^2/V^2)(V - nb) = nRT$.

Уравнение Ван-дер-Ваальса отличается от уравнения состояния идеального газа наличием двух поправочных членов: один из них вносит поправку в объем, а другой – в давление.

Член nb в выражении $(V - nb)$ вносит поправку на конечный объем газовых молекул.

Ван-де-Ваальсова постоянная b , имеющая особое значение для каждого газа, выражается в л/моль. Она является мерой истинного объема, занимаемого молекулами газа.

Постоянную b имеет каждый газ. С увеличением массы молекул или сложности их строения величина b возрастает.

Поправка, вносимая в давление, учитывает наличие межмолекулярных сил притяжения. В этот поправочный член входит постоянная a , имеющая индивидуальное значение для каждого газа, а также множитель $(n/V)^2$.

Отношение n/V имеет размерность моль/л. Это отношение в поправочном члене взято в квадрат, потому что число образующихся при столкновениях молекулярных пар пропорционально квадрату числа молекул в единице объема. При увеличении молекулярной массы и сложности строения молекул величина a возрастает.

Свойства жидкости

- 1. Способность начинать кипеть и затвердевать.
- 2. Критическая температура и критическое давление.
- 3. Летучесть.
- 4. Вязкость.
- 5. Поверхностное натяжение.
- 6. Смачиваемость.

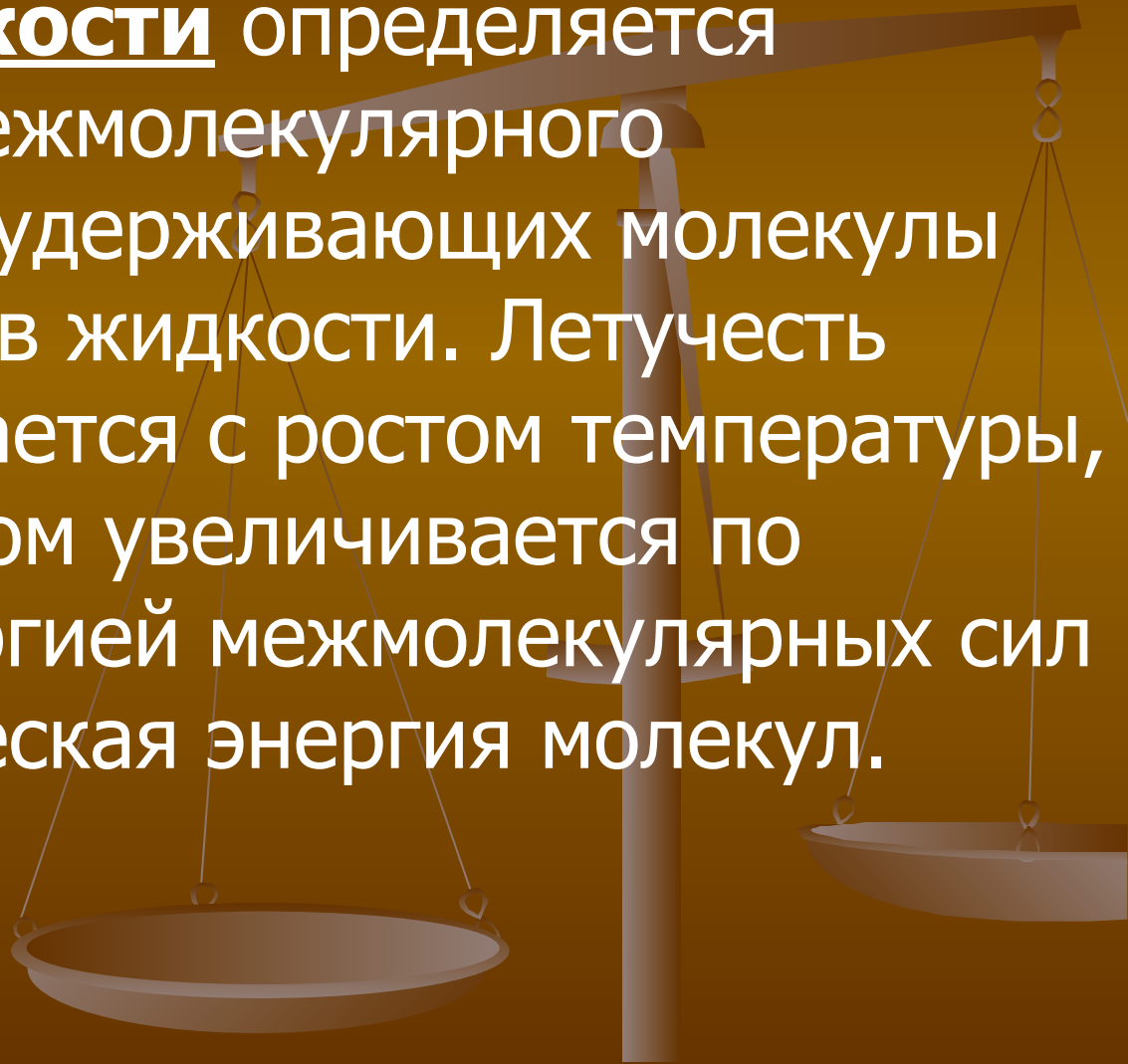


Влияние температуры и давления

- **1. Жидкость начинает кипеть** после того, как давление насыщенных паров жидкости достигает величины внешнего давления, действующего на поверхность жидкости. Следовательно, температура кипения жидкости зависит от внешнего давления. Нормальная температура кипения – это температура кипения при давлении 1 атм.
- **2. Жидкость начинает затвердевать** только в условиях ее переохлаждения.
- **3. Критическая температура** – это самая высокая температура, при которой газ еще удастся превратить в жидкость в результате повышения давления.
- **4. Критическое давление** – это давление, необходимое для сжижения газа при его критической температуре.

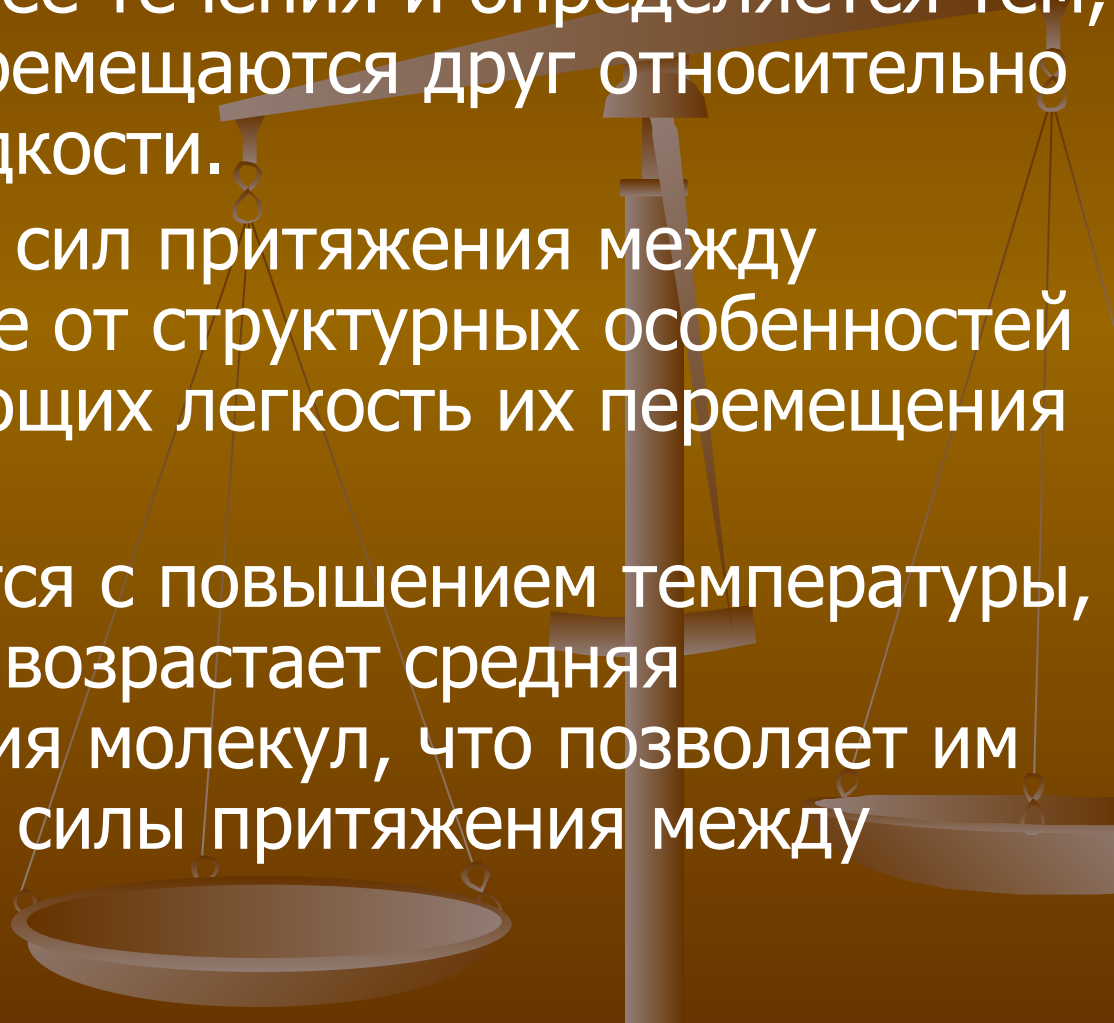
Летучесть жидкости

■ Летучесть жидкости определяется величиной сил межмолекулярного взаимодействия, удерживающих молекулы друг возле друга в жидкости. Летучесть жидкости повышается с ростом температуры, поскольку при этом увеличивается по сравнению с энергией межмолекулярных сил средняя кинетическая энергия молекул.



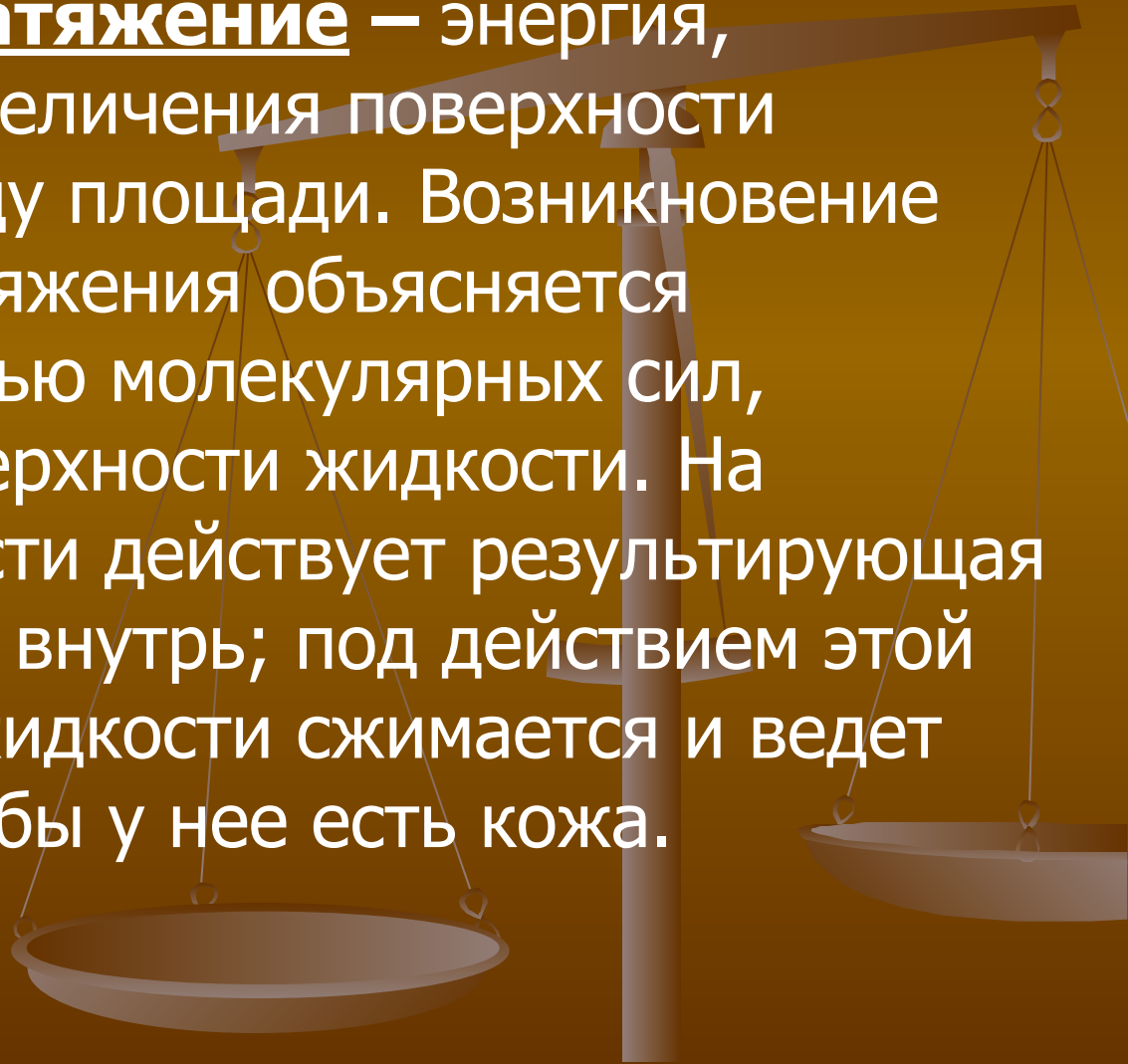
Вязкость жидкости

- Отражает быстроту ее течения и определяется тем, насколько легко перемещаются друг относительно друга молекулы жидкости.
- Вязкость зависит от сил притяжения между молекулами, а также от структурных особенностей молекул, определяющих легкость их перемещения в жидкости.
- Вязкость уменьшается с повышением температуры, поскольку при этом возрастает средняя кинетическая энергия молекул, что позволяет им легче преодолевать силы притяжения между молекулами.



Поверхностное натяжение

- **Поверхностное натяжение** – энергия, необходимая для увеличения поверхности жидкости на единицу площади. Возникновение поверхностного натяжения объясняется неуравновешенностью молекулярных сил, действующих у поверхности жидкости. На поверхность жидкости действует результирующая сила, направленная внутрь; под действием этой силы поверхность жидкости сжимается и ведет себя так, как будто бы у нее есть кожа.



Смачиваемость

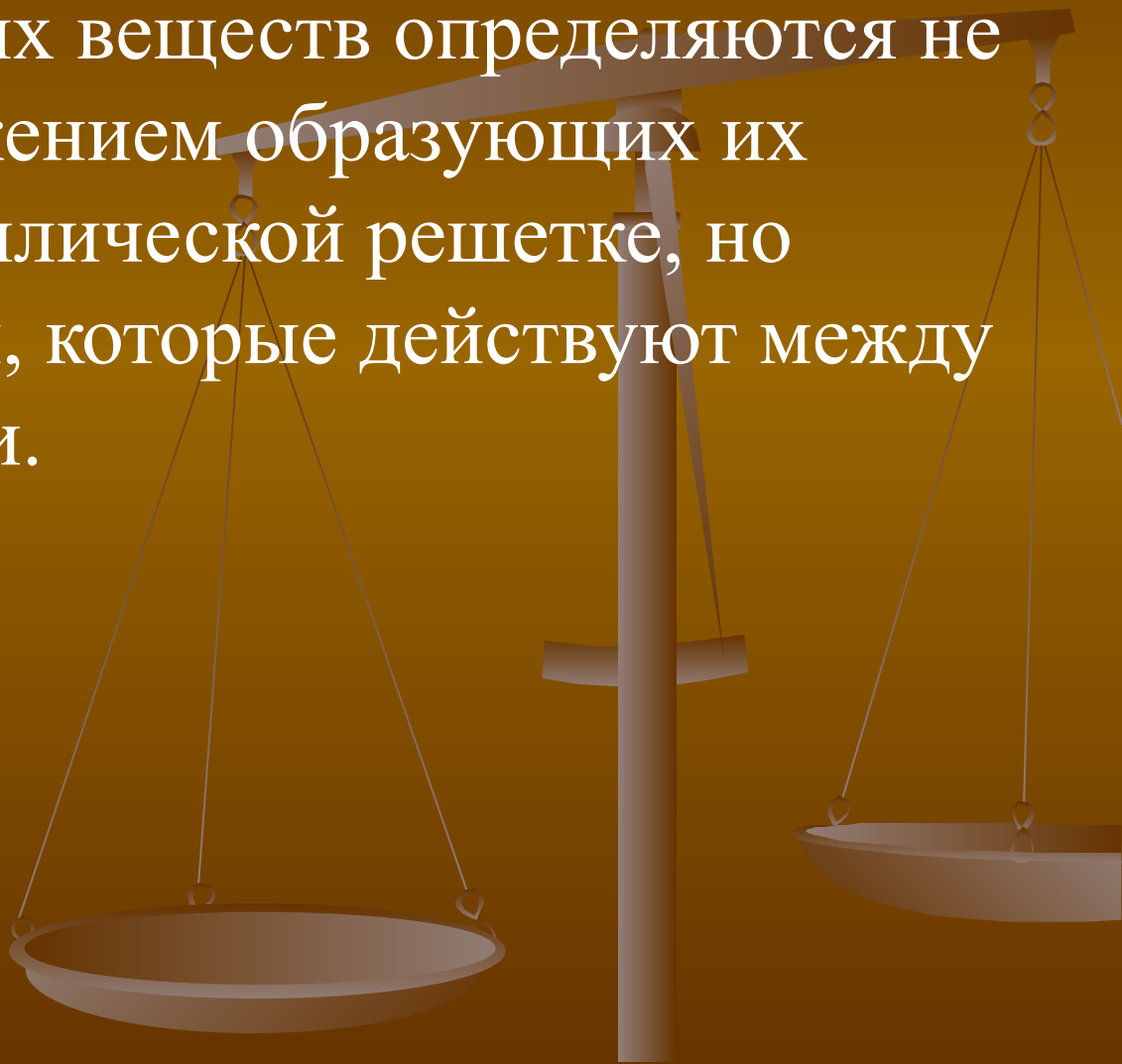
- 1. **Силы когезии** - силы взаимодействия между одинаковыми молекулами, от которых зависит давление насыщенных паров жидкости, ее температура кипения, теплота испарения, вязкость и поверхностное натяжение.
- 2. **Силы адгезии** - силы взаимодействия между частицами разных веществ.
- 3. Если силы когезии жидкости больше сил адгезии – поверхность жидкости (мениск) выпуклая, она не смачивает поверхность другого вещества.
- 4. Если меньше – то поверхность жидкости вогнутая (жидкость смачивает поверхность другого вещества).
- 5. Если жидкость смачивает стенки трубки (капилляра, поры), то уровень жидкости повышается вследствие увеличения площади ее поверхности. Это явление называется **капиллярным действием**. С понижением температуры поверхностное натяжение обычно уменьшается.

Свойства кристаллического вещества

- Хотя обычно считается, что в кристаллических веществах расположение частиц совершенно упорядоченно, это всего лишь допущение.
- В реальных кристаллах имеются отклонения от идеальной структуры (дефекты), число и тип которых оказывают важное влияние на свойство твердого вещества.
- Например, кристаллическая решетка со многим числом вакансий-узлов, не содержащих частиц, - легче деформируется, чем идеальная кристаллическая решетка того же вещества.
- Чем быстрее образуется кристалл, тем более вероятно наличие в нем дефектов.

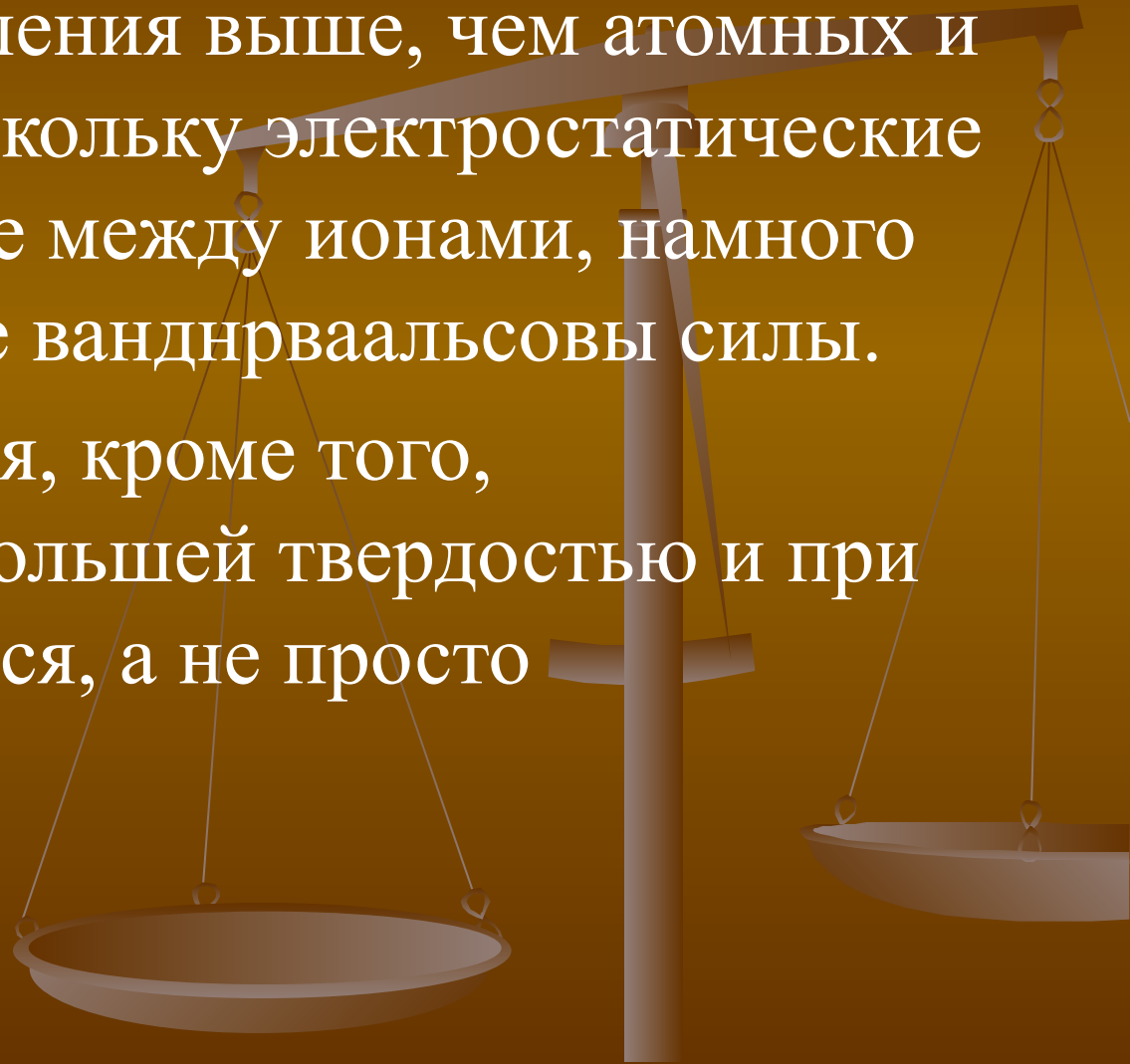
Химическая связь в твердых веществах

- Свойства твердых веществ определяются не только расположением образующих их частиц в кристаллической решетке, но также типом сил, которые действуют между этими частицами.



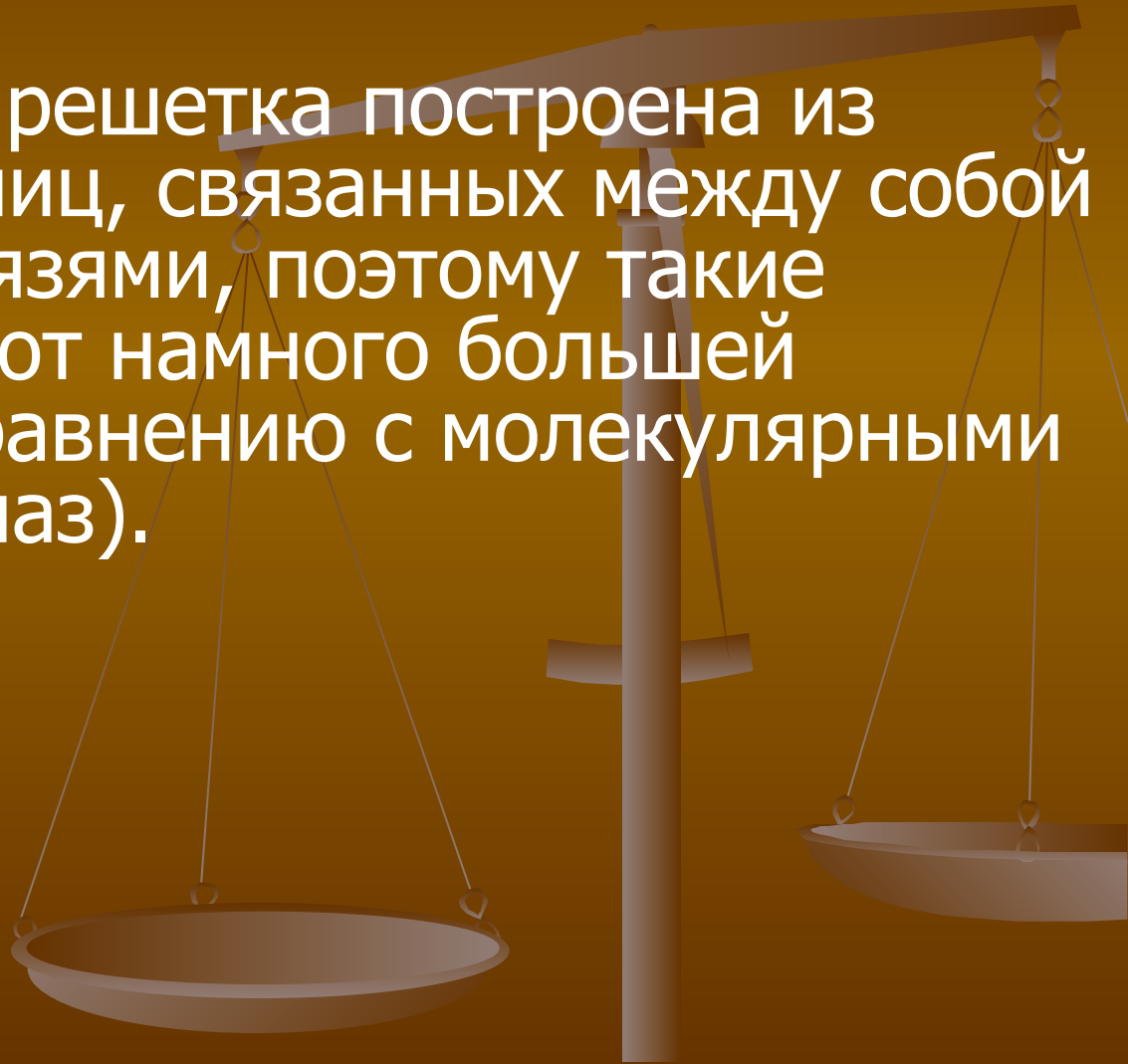
У ионных кристаллов

- Температуры плавления выше, чем атомных и молекулярных, поскольку электростатические силы, действующие между ионами, намного превышают слабые ван-дер-Ваальсовы силы.
- Ионные соединения, кроме того, характеризуются большей твердостью и при ударе раскалываются, а не просто деформируются.



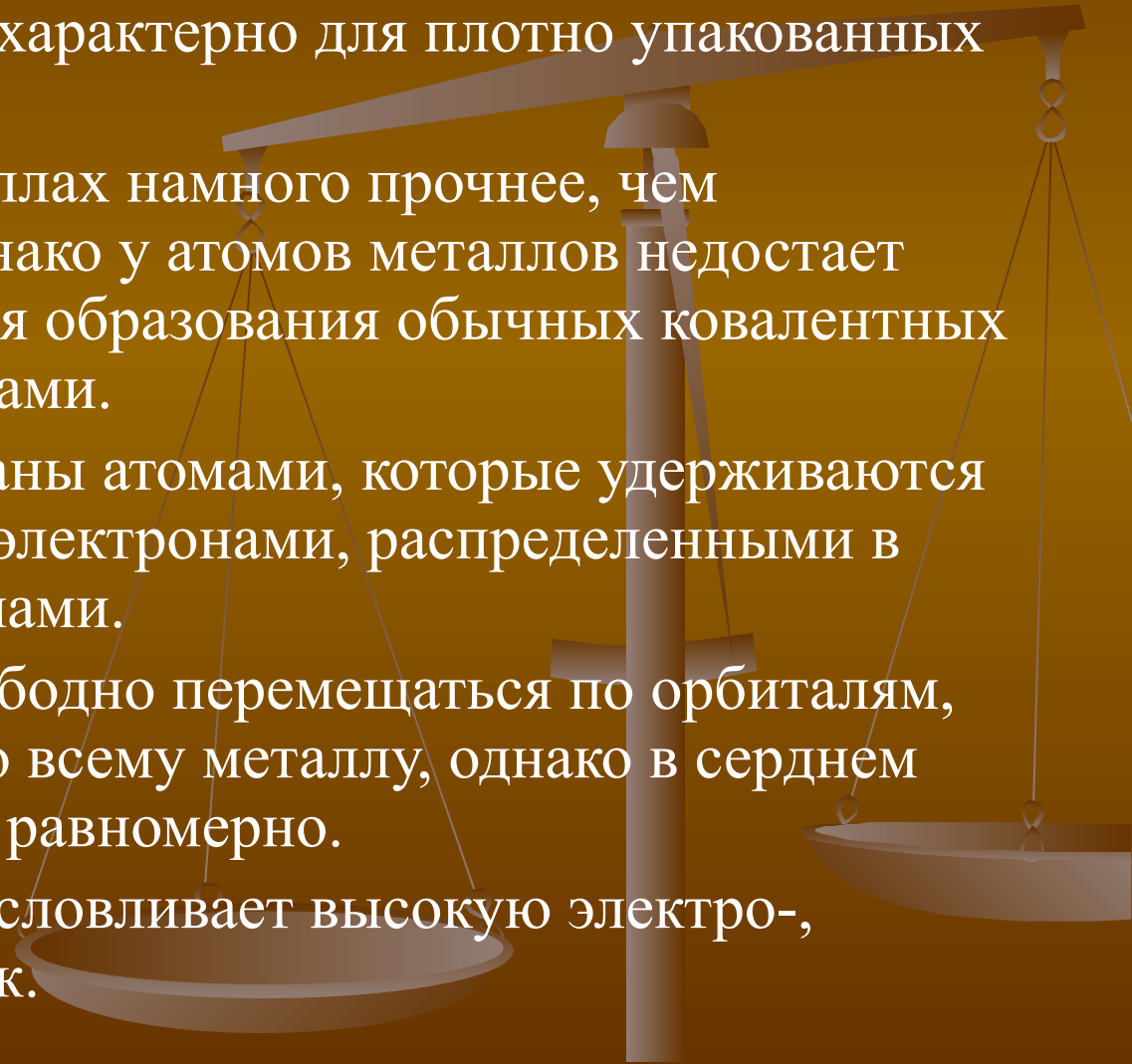
В ковалентных (каркасных) кристаллах

- Кристаллическая решетка построена из структурных единиц, связанных между собой ковалентными связями, поэтому такие вещества обладают намного большей прочностью по сравнению с молекулярными кристаллами (алмаз).

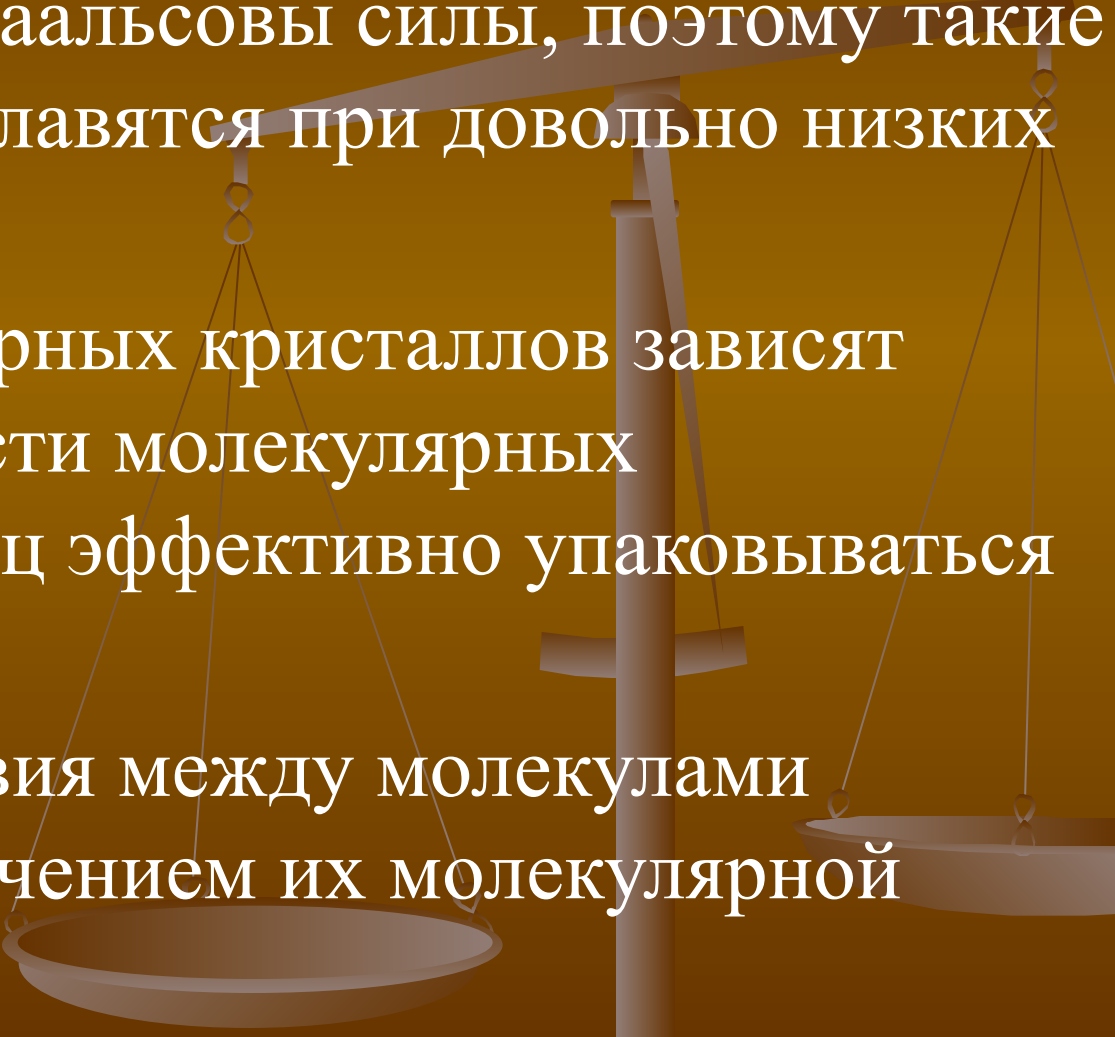


Металлическая связь

- Характеризуется тем, что каждый атом в кристаллической решетке металла обычно имеет от восьми до двенадцати ближайших соседей, что характерно для плотно упакованных структур.
- Химическая связь в металлах намного прочнее, чем вандерваальсова связь, однако у атомов металлов недостает валентных электронов для образования обычных ковалентных связей между всеми атомами.
- То есть металлы образованы атомами, которые удерживаются вместе как единое целое электронами, распределенными в пространстве между атомами.
- Эти электроны могут свободно перемещаться по орбиталям, которые простираются по всему металлу, однако в среднем электроны распределены равномерно.
- Металлическая связь обуславливает высокую электро-, теплопроводность и блеск.



В атомных и молекулярных кристаллах

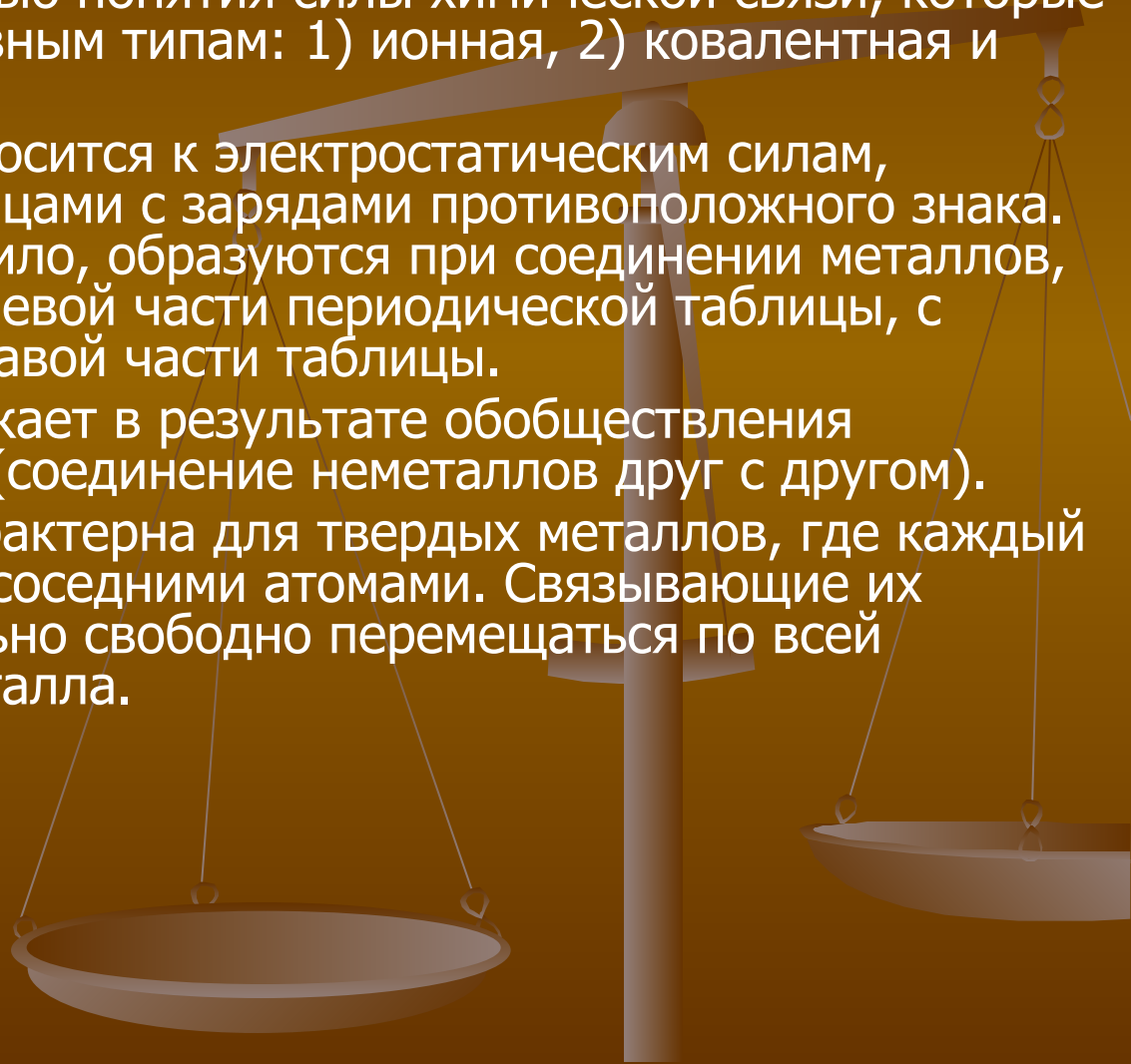
- Действуют вандерваальсовы силы, поэтому такие вещества обычно плавятся при довольно низких температурах.
 - Свойства молекулярных кристаллов зависят также от способности молекулярных структурных единиц эффективно упаковываться в трех измерениях.
 - Силы взаимодействия между молекулами возрастают с увеличением их молекулярной массы.
- 

Свойства аморфного вещества

- При быстром охлаждении расплава атомы не успевают создать в упорядоченное расположение, и в результате образуется аморфное твердое вещество. Даже после того, как твердое вещество утратило присущий кристаллам дальний порядок, в нем еще могут оставаться небольшие области с упорядоченным строением, называемые **кристаллитами**. Наличие подобных областей позволяет характеризовать такие вещества степенью кристалличности. Кристаллиты часто обнаруживаются у полимеров (пластиков), большие молекулы которых состоят из множества молекулярных звеньев. Свойства пластиков (материалов, деформирующихся под действие силы, но восстанавливающих прежнюю форму после устранения ее воздействия) определяются:
 - 1) длиной полимерной цепи;
 - 2) степенью кристалличности;
 - 3) степенью сшивания цепных молекул.

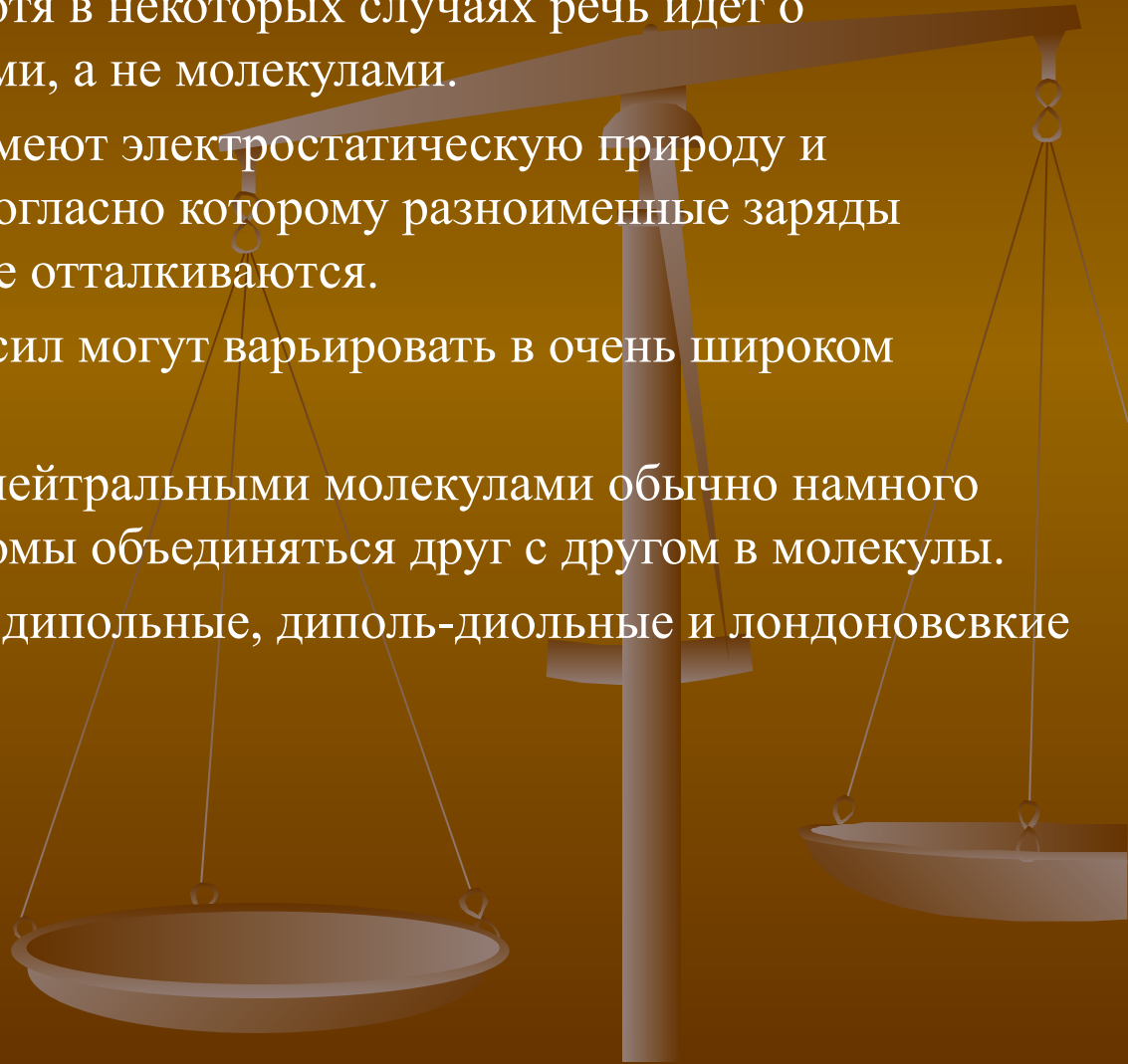
Химическая связь

- Ответить на вопрос, почему одни вещества состоят из атомов, а другие из молекул, можно с помощью понятия силы химической связи, которые можно отнести к трем основным типам: 1) ионная, 2) ковалентная и 3) металлическая.
- **Термин ионная связь** относится к электростатическим силам, существующим между частицами с зарядами противоположного знака. Ионные вещества, как правило, образуются при соединении металлов, расположенных в крайней левой части периодической таблицы, с неметаллами из крайней правой части таблицы.
- **Ковалентная связь** возникает в результате обобществления электронов двумя атомами (соединение неметаллов друг с другом).
- **Металлическая связь** характерна для твердых металлов, где каждый атом связан с несколькими соседними атомами. Связывающие их электроны могут относительно свободно перемещаться по всей трехмерной структуре кристалла.



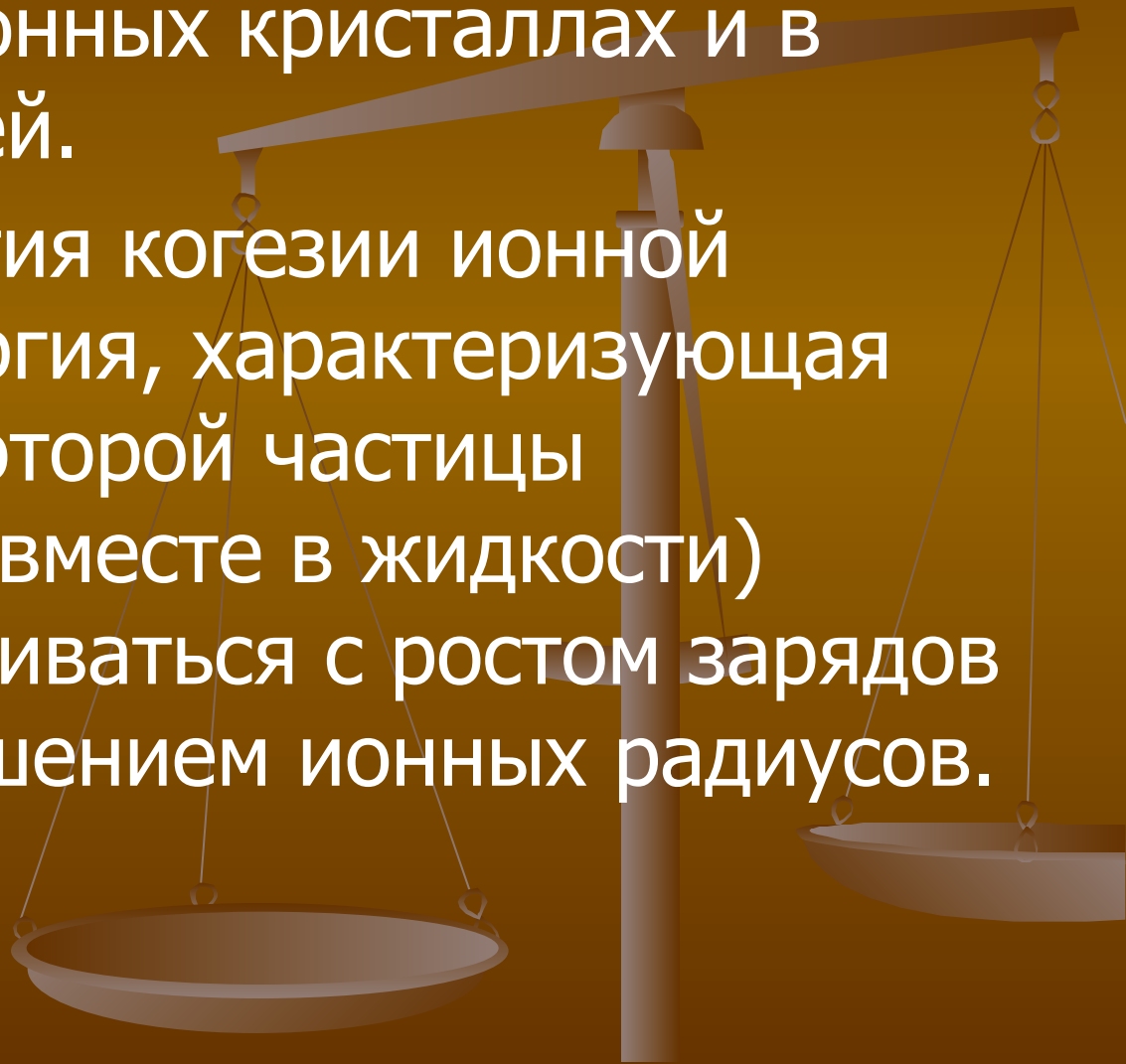
Межмолекулярные силы

- Существование вещества в жидкой и твердой формах является свидетельством того, что между атомами, молекулами и ионами действуют силы притяжения (**межмолекулярные силы**), хотя в некоторых случаях речь идет о взаимодействии между ионами, а не молекулами.
- Все межмолекулярные силы имеют электростатическую природу и подчиняются закону Кулона, согласно которому разноименные заряды притягиваются, а одноименные отталкиваются.
- Величины межмолекулярных сил могут варьировать в очень широком диапазоне.
- Силы взаимодействия между нейтральными молекулами обычно намного меньше сил, заставляющих атомы объединяться друг с другом в молекулы.
- Выделяются ион-ионные, ион-дипольные, диполь-дипольные и лондоновские дисперсионные силы.



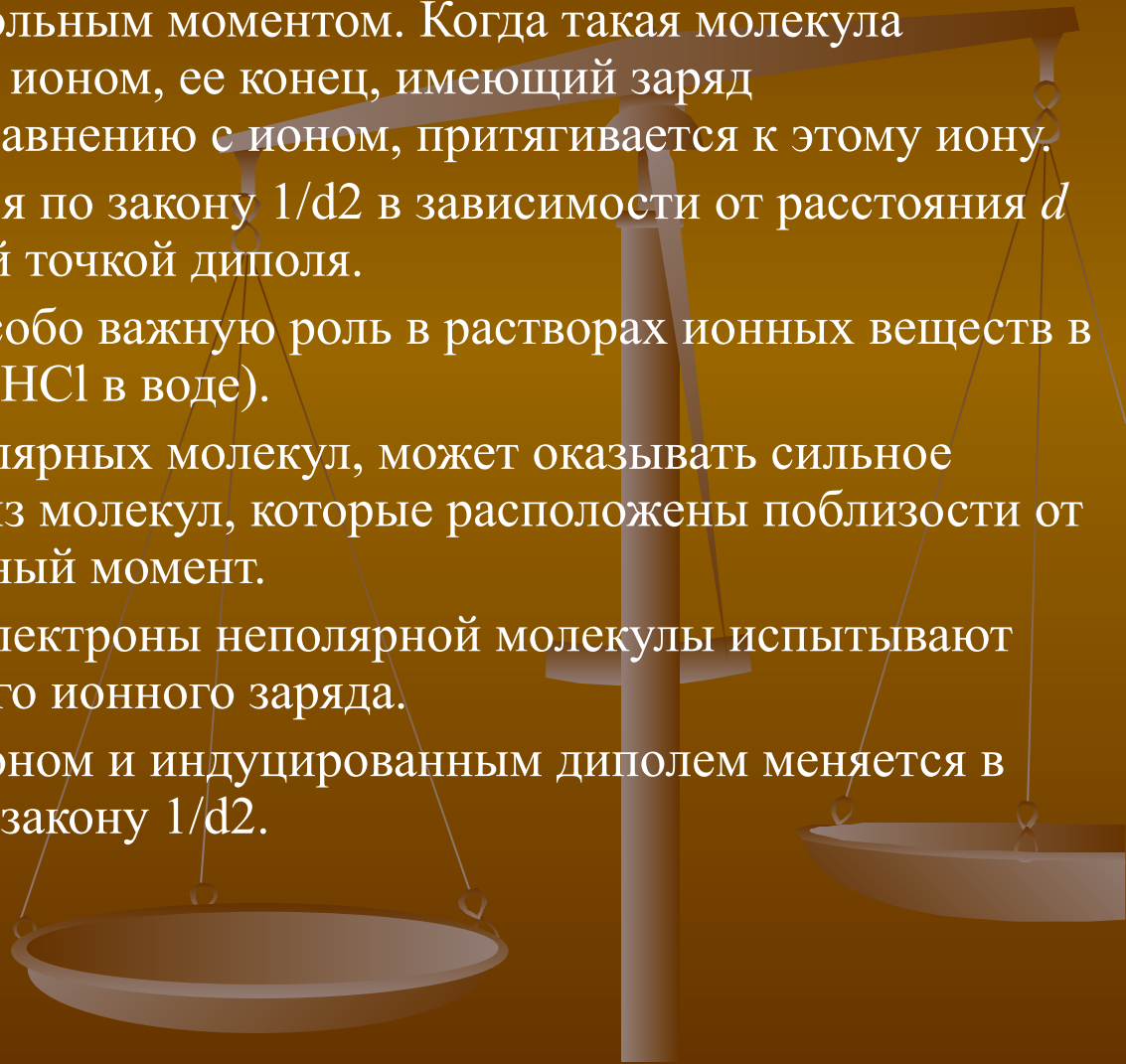
Ион-ионные силы

- Действуют в ионных кристаллах и в расплавах солей.
- При этом энергия когезии ионной жидкости (энергия, характеризующая прочность, с которой частицы удерживаются вместе в жидкости) должна увеличиваться с ростом зарядов ионов и уменьшением ионных радиусов.



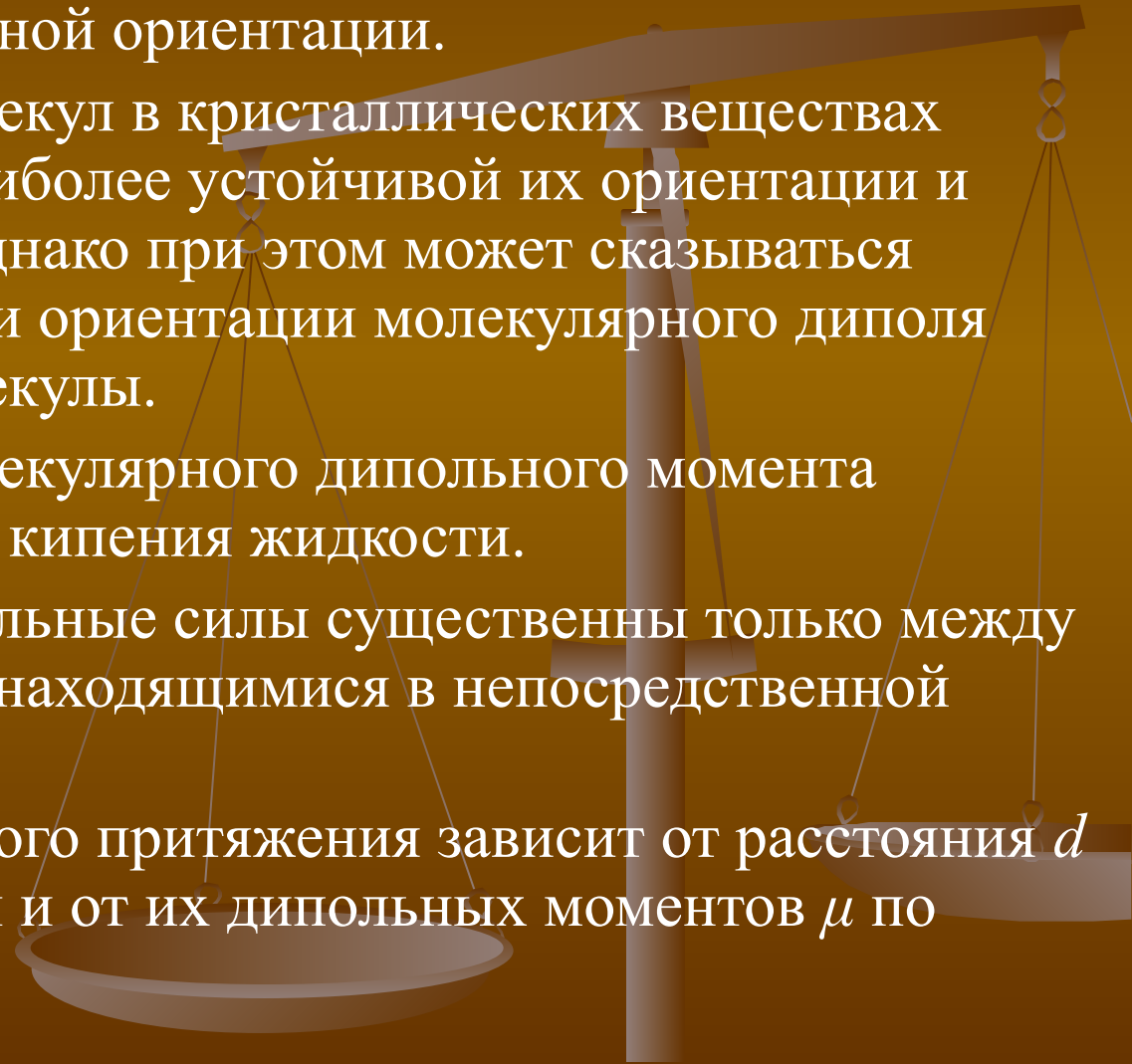
Ион-дипольные силы

- Действуют между ионом и нейтральной полярной молекулой (молекулой, которой можно приписать положительно и отрицательно заряженные концы), обладающей постоянным дипольным моментом. Когда такая молекула взаимодействует с каким-либо ионом, ее конец, имеющий заряд противоположного знака по сравнению с ионом, притягивается к этому иону.
- Ион-дипольные силы меняются по закону $1/d^2$ в зависимости от расстояния d между центром иона и средней точкой диполя.
- Ион-дипольные силы играют особо важную роль в растворах ионных веществ в полярных жидкостях (раствор HCl в воде).
- Ион, находящийся среди неполярных молекул, может оказывать сильное поляризующее влияние на те из молекул, которые расположены поблизости от него, индуцируя у них дипольный момент.
- Это происходит по тому, что электроны неполярной молекулы испытывают влияние близко расположенного ионного заряда.
- Энергия притяжения между ионом и индуцированным диполем меняется в зависимости от расстояния по закону $1/d^2$.



Диполь-дипольные силы

- Действуют между полярными молекулами.
- Знак и величина энергии взаимодействия между двумя диполями зависит от их относительной ориентации.
- Упаковка дипольных молекул в кристаллических веществах обычно соответствует наиболее устойчивой их ориентации и минимальной энергии, однако при этом может сказываться влияние формы молекул и ориентации молекулярного диполя относительно самой молекулы.
- По мере возрастания молекулярного дипольного момента повышается температура кипения жидкости.
- В жидкости диполь-дипольные силы существенны только между полярными молекулами, находящимися в непосредственной близости друг от друга.
- Энергия диполь-дипольного притяжения зависит от расстояния d между центрами диполей и от их дипольных моментов μ по закону μ^4/d^6 .

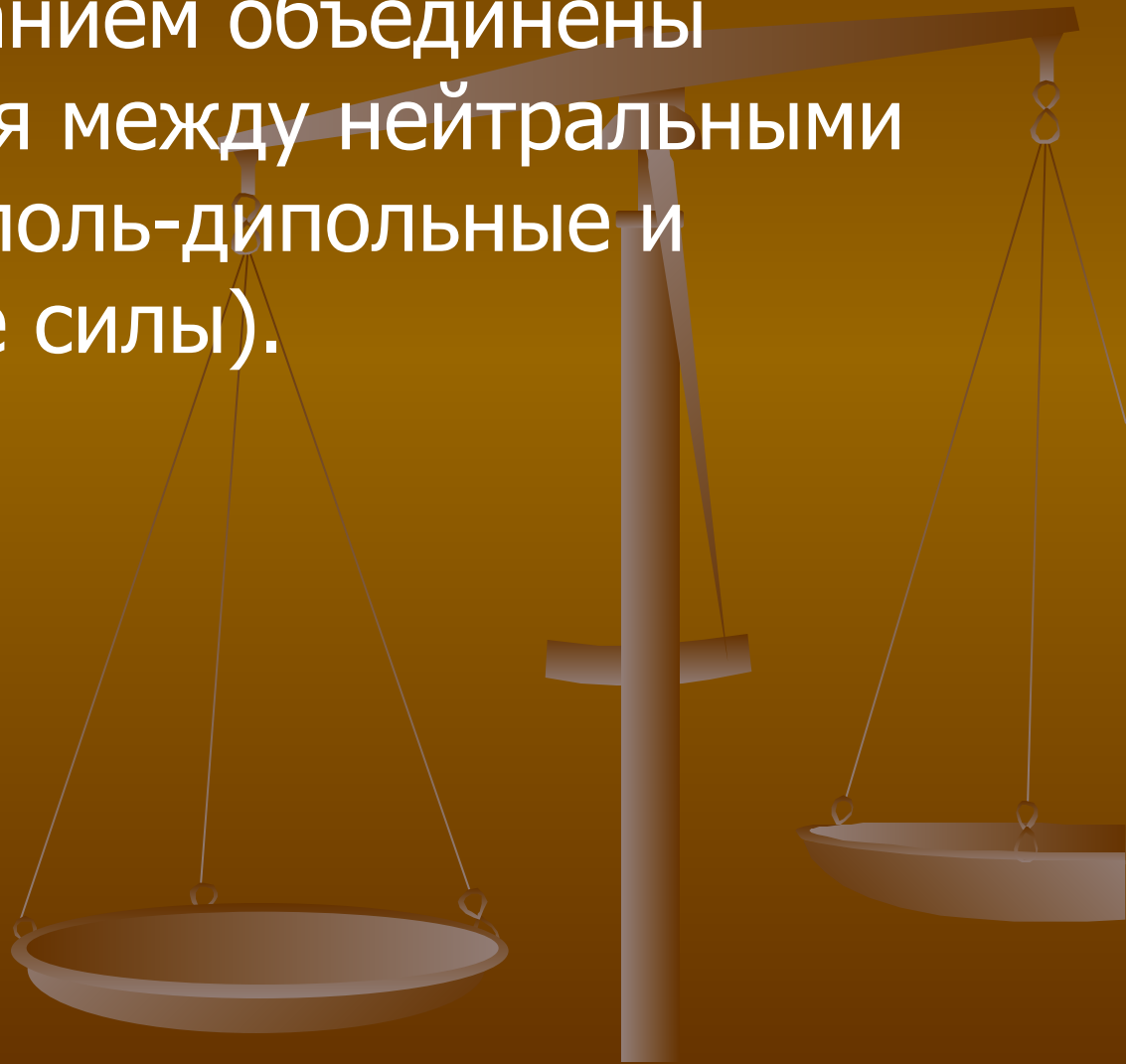


Лондоновские дисперсионные силы

- Возникают вследствие того, что электроны находятся в постоянном движении. Поскольку каждый электрон постоянно испытывает отталкивание от других электронов того же атома и от электронов соседних атомов, движение каждого электрона, по крайней мере отчасти, определяется движениями его ближайших соседей.
- Если в некоторый момент времени электроны в рассматриваемом атоме несколько сместились в одну сторону от ядра, так что атом приобрел мгновенный дипольный момент, то он должен индуцировать аналогичный дипольный момент у соседнего атома, потому что перемещение электронов в соседних атомах в некоторой степени синхронизировано из-за взаимного отталкивания.
- В результате между двумя атомами возникает притяжение, называемое лондоновской дисперсионной силой, изменяющейся в зависимости от расстояния d между молекулярными центрами по закону $1/d^6$.
- Величина дисперсионных сил притяжения между молекулами зависит от того, насколько может деформироваться, или поляризоваться, их электронное облако.
- Вообще говоря, чем больше молекула и чем дальше ее электроны располагаются от ядер, тем больше ее поляризуемость.
- Следовательно, величина лондоновских дисперсионных сил должна возрастать с увеличением размеров молекул.
- А поскольку размеры и масса молекул обычно взаимосвязаны, дисперсионные силы играют тем большую роль, чем больше молекулярная масса вещества.

Вандерваальсовы силы

- Под этим названием объединены взаимодействия между нейтральными частицами (диполь-дипольные и дисперсионные силы).



Водородная связь

- Вода обладает многими аномальными свойствами, отличающими ее от других веществ с близкими к ней молекулярной массой и полярностью.
- К числу этих свойств относятся высокая температура плавления, большая теплоемкость, большая теплота испарения и исключительно высокая способность растворять ионные вещества.
- Все эти свойства объясняются существованием в воде межмолекулярного взаимодействия особого типа, называемого **водородной связью**.
- Межмолекулярные силы притяжения этого типа играют особенно важную роль в тех веществах, где атом водорода присоединен к атомам азота, кислорода или фтора.
- Электроотрицательность водорода равна 2,2, что намного меньше электроотрицательности азота (3,0), кислорода (3,4) и фтора (4,0).
- По этой причине связь между водородом и любым из этих трех элементов обладает довольно высокой полярностью, причем атом водорода находится на положительном конце диполя.
- Каждый из этих диполей связи способен взаимодействовать с неполной электронной парой атома азота, кислорода или фтора, принадлежащего соседней молекуле.
- Именно это электростатическое взаимодействие между диполем связи Н-Х одной молекулы и не поделенной электронной парой другой молекулы и называется водородной связью.
- Водородная связь определяет довольно некомпактную упаковку молекул во льду, вследствие чего плотность льда меньше плотности жидкой воды.
- Этим вода отличается от большинства веществ, у которых в твердом состоянии плотность больше, чем в жидком.