# http://www.clker.com/cliparts/0/E/g/0/a/i/openbook-hi.png 2 ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ И СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

## § 2.1 Понятие о дисперсных системах

Практически все природные объекты представляют собой смеси веществ. Раздробленное вещество называют *дисперсной фазой*, а среду, в которой оно распределено, – *дисперсионной средой*. В зависимости от степени дисперсности (раздробленности) компонентов различают:

* **Истинные (*молекулярно-дисперсные*)растворы** – смеси, в которых вещества диспергированы до молекулярного, атомного или ионного состояния. Размер частиц в истинных растворах имеет порядок 10 − 9 м.

Это устойчивые и гомогенные системы, встречающиеся в разных агрегатных состояниях: газообразном (смеси газов), жидком (растворы растворимых веществ), твёрдом (сплавы металлов).

* **Коллоидные (*коллоидно-дисперсные*)растворы**, содержащие вещества, диспергированные до частиц размером порядка 10 − 7 м. Такие частицы представляют собой агрегаты молекул и называются *коллоидными*.

Размер коллоидных частиц мал, для того, чтобы обнаружить с помощью глаза или микроскопа. Их нельзя выделить из раствора путём фильтрования, но можно под внешним воздействием заставить увеличить свой размер и превратиться в более крупные грубодисперсные частицы. Такой процесс называют – *коагуляция*.

Размер коллоидной частицы соизмерим с длиной волны оптическое части электромагнитного спектра, поэтому в коллоидных растворах наблюдаются различные оптические эффекты: *опалесценция*, *рассеивание света* и т.д. Коллоидные растворы устойчивы в определённых температурных, временных рамках, а также чувствительны к добавлению электролитов. По большому счёту это гетерогенные системы. Примерами коллоидных систем могут быть дым, мутная речная вода, полупрозрачные минералы и т.д.

Следует сказать, что размер молекул некоторых высокомолекулярных соединений (ВМС), таких как белки или полисахара, сопоставим с размером коллоидных частиц. Однако при растворении ВМС образуют устойчивые молекулярно-дисперсные системы.

* **Грубодисперсные системы** состоят из частиц, обладающих размером более 10 − 7 м, они гетерогенны. Дисперсная фаза в грубодисперсной системе имеет размеры частиц различимые глазом или при увеличении.

Некоторые грубодисперсные системы получили специфические названия. Так, смесь, состоящая из жидкого компонента, распределённого в газообразной среде, носит название *аэрозоля*. Две несмешивающихся жидкости при перемешивании образуют *эмульсию*, а смесь твердого вещества с жидкостью называют *суспензией* или *взвесью*. Примерами могут являться туман, смесь масла и воды, водный раствор извести.

Грубодисперсные системы неустойчивы, легко разделяются на составные части, формирую отдельные фазы компонентов. Для повышения их «времени жизни» добавляют стабилизаторы. Например, *эмульгаторы* – это вещества увеличивающие растворимость компонентов эмульсии друг в друге и на некоторое время продлевающие внешне гомогенное состояние системы.

### Взаимные превращения дисперсных систем

Коллоидно-дисперсные системы могут быть получены двумя группами методов – диспергирование и конденсация. На схеме показаны пути их получения из молекулярно-дисперсных и грубодисперсных систем.



При диспергировании происходит уменьшение размеров частиц. При этом связи между частицами вещества разрываются, для чего потребляется энергия извне. Следовательно, эти процессы являются эндотермическими и несамопроизвольными. Методами диспергирования являются: ***механическое*** ***дробление*** вещества в коллоидных мельницах, ***ультразвуковое*** ***дробление*** – быстрое сжатие и расширение под действием ультразвука, ***пептизация***, заключающаяся в добавлении к системе «раствор-осадок» электролита, снижающего прочность связи между частицами осадка и вызывающего растворение осадка.

Диспергирование высокомолекулярных соединений при действии воды проходит путём гидратации их функциональных групп, приводящей к переходу крупных частиц в раствор.

В природных условиях диспергирование происходит при воздействии на крупные объекты воды, ветра, температуры, растительных организмов. Например, горные породы в прибрежной части моря дробятся под действием прибоя. Процесс их выветривания активно проходит при резком изменении атмосферного давления. Переход температуры окружающей среды через 0°С вызывает акты замораживания и размораживания содержащейся в трещинах горных пород воды и вследствие разности плотностей льда и воды приводит к дроблению горных пород. Корневища растений вследствие осмоса при набухании также вызывает диспергирование камня. Чем интенсивнее колебание этих факторов, тем мельче становятся размеры частиц системы. Из монолитных камней образуются щебни, далее гравий, песок, глина и, наконец, коллоидно-дисперсные частицы.

Конденсация вещества из молекулярно-дисперсных систем, приводящая к образованию коллоидно-дисперсных, происходит с увеличением размера частиц. Этот процесс проходит самопроизвольно и с выделением тепла.

В основе методов конденсации чаще всего лежат ***химические реакции***, продуктами которых являются малорастворимые соединения. Например:

реакция окисления 2H2S + O2 → 2H2O + 2S↓,

реакция обмена AgNO3 + KCl → KNO3 + AgCl↓,

реакция гидролиза FeCl3 + 3H2O → 3HCl + Fe(OH)3↓.

Коллоидно-дисперсные системы могут быть получены также ***заменой растворителя***. Например, золь[[1]](#footnote-1)\* серы в воде может быть получен добавлением воды к её спиртовому раствору. В воде сера нерастворима, а в этиловом спирте её растворимость значительно больше. При добавлении большого количества воды к насыщенному раствору серы в спирте происходит смена растворителя. Частицы серы укрупняются в агрегаты, размер которых соответствует коллоидному состоянию системы.

Образование коллоидной системы из молекулярно-дисперсной и дальнейший её переход в грубодисперсную, в результате протекания процессов конденсации, можно наблюдать на примере атмосферных осадков. Если воздух, содержащий пары воды (молекулярно-дисперсная система), охлаждается, то это приводит к образованию тумана, представляющего собой коллоидно-дисперсную систему. Укрупнение частиц проходит с образованием водородных связей и поэтому с выделением тепла. При этом, согласно правилу Ле Шателье, равновесие пар-жидкость смещается в сторону образования капелек тумана. По той же причине дальнейшее понижение температуры вызывает ещё большее укрупнение частиц, образование капель дождя или снежинок (грубодисперсные частицы). Такой переход коллоидной системы в грубодисперсное состояние называется ***коагуляцией***.

Коагуляция коллоидных частиц, заключающаяся в укрупнении их размера, может происходить как в газообразной, так и в жидкой дисперсионной средах.

* Факторами, способствующими коагуляции, являются:
* повышение температуры,
* механические воздействия (конвекция, перемешивание и т.д.),
* добавление электролитов (в т.ч. изменение кислотности среды),
* длительный диализ (обессоливание раствора),
* спонтанная коагуляция – самопроизвольный процесс так называемого старения коллоидов, протекающий при их хранении.

Свойства гетерогенных систем отличаются от свойств истинных растворов и изучаются в рамках ***коллоидной химии***. Далее речь пойдёт об истинных растворах.

## § 2.2 Истинные растворы

* **Раствором** называютгомогенную многокомпонентную систему, находящуюся в состоянии химического равновесия.

Компонент, который при образовании раствора не меняет своего агрегатного состояния или находится в большем количестве, как правило, считают ***растворителем*.**

Процесс образования растворов – ***растворение*** – представляет собой переход молекул вещества из одной фазы в другую с образованием гомогенной смеси. Обратный процесс – формирование фазы вещества из раствора, называется ***кристаллизацией***.

растворение

кристаллизация

- частицы растворителя

- частицы растворяющегося вещества

Таким образом, растворение – обратимый процесс. С кинетической точки зрения растворы можно выделить:

* ***ненасыщенные*** растворы, в которых скорость процесса растворения порции добавленного вещества больше скорости его кристаллизации;
* ***насыщенные*** растворы, в которых скорость растворения вещества равна скорости кристаллизации. В таком растворе осадок находится в равновесии с растворённым веществом;
* ***пересыщенные*** растворы, в которых скорость кристаллизации вещества из раствора больше скорости его растворения.

Пересыщенные растворы можно получить из насыщенных, если увеличить растворимость вещества, например, нагреть раствор. При нагревании осадок вещества растворяется и насыщенный раствор становится ненасыщенным. При последующем охлаждении происходит возвращении системы в исходное состояние и образуется пересыщенный раствор, в котором происходит кристаллизация вещества – выпадение осадка.

Процесс образования раствора сопровождается изменением физических и химических свойств системы. Например, изменением температуры, плотности, вязкости, цвета раствора по сравнению с исходными компонентами. Даже суммарный объём компонентов может не совпадать с объёмом образовавшегося раствора. Химические свойства растворённого вещества могут сильно отличаться от его свойств в чистом виде. Таким образом,

* **растворение *–* это обратимый физико-химический процесс*.***

Причина образования раствора кроется во взаимодействии молекул растворителя и растворяемого вещества. Чем легче происходит разрыв межмолекулярных связей в структуре растворяемого компонента и чем больше выигрыш в энергии при образовании новых межмолекулярных связей в растворе, тем лучше вещество растворяется. Близость свойств растворителя и растворяемого вещества часто становится причиной хорошей растворимости.

* Способность соединения образовывать с другими веществами истинные растворы характеризуется **растворимостью**.

Растворимость (*S*) выражается [содержанием](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9A%D0%BE%D0%BD%D1%86%D0%B5%D0%BD%D1%82%D1%80%D0%B0%D1%86%D0%B8%D1%8F) вещества в его [насыщенном растворе](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9D%D0%B0%D1%81%D1%8B%D1%89%D0%B5%D0%BD%D0%BD%D1%8B%D0%B9_%D1%80%D0%B0%D1%81%D1%82%D0%B2%D0%BE%D1%80), выраженном в [процентах](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9F%D1%80%D0%BE%D1%86%D0%B5%D0%BD%D1%82), либо в граммах, отнесённых к 100г или 100 мл растворителя.

Растворимость существенно зависит от природы компонентов раствора, температуры и давления. С повышением температуры растворимость твердых веществ и жидкостей увеличивается, а растворимость газов – уменьшается. Изменение давления на растворимость твёрдых и жидких веществ не влияет, однако увеличение давления в газовой системе увеличивает растворимость газов.

Растворимость существенно зависит от природы компонентов раствора, температуры и давления. С повышением температуры увеличивается растворимость твердых веществ и жидкостей, растворимость газов уменьшается. Изменение давления на растворимость конденсированных сред практически не влияет, увеличение давления увеличивает растворимость газов.

* **Солевой эффект** – это явление растворения осадка труднорастворимого вещества при добавлении сильного [электролита](http://www.xumuk.ru/encyklopedia/2/5306.html), не содержащего одноимённых с осадком ионов.

Например, растворимость осадка AgCl в присутствии Na2SO4 увеличивается.

* **Высаливание** – это явление выпадения осадка вещества при добавлении другого вещества (высаливателя), обладающего большей растворимостью в данном растворителе.

Различают:

1) высаливание веществ *добавлением электролитов*, содержащих одноимённые с высаливаемым веществом ионы. Например, растворимость AgCl в присутствии NaCl или AgNO3 уменьшается и выпадает новая порция осадка;

2) высаливание веществ *добавлением неэлектролитов*. Высаливающее действие в данном случае основано на большей растворимости высаливателя, который как бы вытесняет из раствора менее растворимое соединение.

Состав раствора и содержание основного компонента в нём можно выражать по-разному. Наиболее распространённые способы выражения концентрации раствора представлены ниже.

* **Массовая доля вещества в растворе** (*ω*) представляет собой отношение массы вещества (*mВ*) к массе раствора (*mР*), выраженное в долях или процентах:

****

По аналогии с массовой долей выделяют также *мольную долю* (*X*) вещества или его *объёмную долю* (*φ*) в растворе.

* **Молярная концентрация вещества** (*сМ*) показывает содержание количества вещества (*ν*) в объёме раствора (*V*), выраженное в моль/л:

,

где *М* – молярная масса вещества.

* **Молярная концентрация эквивалента вещества[[2]](#footnote-2)\*** (*сН*) показывает содержание количества эквивалентов вещества (*νэкв*) в объёме раствора (*V*), выраженное в моль/л:

****,

где *МЭ* – молярная масса эквивалента вещества.

* **Моляльная концентрация вещества** (*сm*) показывает содержание количества вещества (*ν*) в килограмме растворителя (*m*), выраженное в моль/кг:

**** .

* **Титр** раствора (*Т*) показывает содержание массы вещества в объёме раствора, выраженное в г/мл:

 

## § 2.3 Коллигативные свойства растворов

Коллигативные свойства растворов – это те их свойства, которые при данных условиях зависят только от числа растворённых частиц и не зависят от химической природы растворённого вещества. К таким свойствам относятся: *давление насыщенного пара* летучего компонента над раствором, *температура кипения*, *температура замерзания* и *осмотическое давление* раствора.

###  Замерзание и кипение растворов

Такие физические характеристики растворов, как температуры их фазовых переходов (кристаллизация и испарение), имеют важное практическое значение. Образование растворов из компонентов, один из которых обладает большей летучестью, приводит к изменению давления пара летучего вещества над раствором. Это обстоятельство является причиной изменения температуры кипения и температуры замерзания раствора относительно тех же характеристик летучего компонента. Наиболее часто встречающиеся растворы – водные, содержащие нелетучие вещества. Поэтому далее речь идёт о коллигативных свойствах водных растворов.

**Законы Рауля***.* В [1886](http://ru.wikipedia.org/wiki/1886)-[1887](http://ru.wikipedia.org/wiki/1887) году  [Франсуа Мари Рауль](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A0%D0%B0%D1%83%D0%BB%D1%8C%2C_%D0%A4%D1%80%D0%B0%D0%BD%D1%81%D1%83%D0%B0_%D0%9C%D0%B0%D1%80%D0%B8) сформулировал законы, связывающие изменение температур фазовых переходов жидких растворов с концентрацией веществ:

* **1. Температура замерзания раствора ниже температуры замерзания чистого растворителя. Понижение температуры замерзания растворов прямо пропорционально моляльной концентрации вещества в растворе**.

Для водных растворов:

,

*KКР* – криоскопическая константа растворителя (в данном случае воды).

Зная температуру замерзания растворителя, его криоскопическую константу и моляльную концентрацию раствора, можно найти температуру замерзания раствора.

**Решим задачу**: *Найдите температуру замерзания водного раствора этиленгликоля, если в 100 г воды содержится 25 г С2Н6О2, температура замерзания воды 0°С, а криоскопическая константа 1,86 град·кг/моль*.

Найдём молярную массу этиленгликоля и моляльную концентрацию раствора: *М* (*С2Н6О2*) = 2·12 + 6·1 + 2·16 = 62 (г/моль)

****

Подставим значения в выражение закона Рауля и найдём температуру замерзания раствора:



**Ответ:** *раствор замерзает при -7,5 °С*.

Криоскопию используют для определения концентрации растворов и молярной массы веществ, не являющихся электролитами. Для этого измеряют понижение температуры замерзания раствора, приготовленного из точных навесок вещества и растворителя с известной криоскопической константой.

Явление понижения температуры замерзания растворов используют при производстве *антифризов* – низкозамерзающих смесей. Основу таких растворов составляют вода и органический компонент: этиленгликоль, пропиленгликоль, глицерин и др. Меняя содержание органических добавок можно получить антифризы с температурой замерзания от 0 до -65ºС.

Понижения температуры замерзания водных растворов играет определяющую роль в жизнестойкости биологических систем при низкой температуре. Так как переход воды из жидкой фазы в лед сопровождается увеличением объёма, то, например, при отсутствии растворённых веществ в клеточном соке замерзание его вызвало бы разрыв клеточных тканей и гибель растения. Присутствие же растворённых веществ снижает, иногда значительно, температуру замерзания клеточного сока, что определяет устойчивость растения к действию низких температур.

* **2. Температура кипения раствора выше температуры кипения чистого растворителя. Повышение температуры кипения прямо пропорционально моляльной концентрации вещества в растворе**.

Для водных растворов:

,

*KЭБ* – эбулиоскопическая константа растворителя (в данном случае воды).

Измерение температуры кипения можно использовать при нахождении концентраций растворов и молярных масс веществ.

**Решим задачу**: *Найдите моляльную концентрацию водного раствора сахара, если повышение температуры кипения составляет 1,5 градуса, а эбулиоскопическая константа воды 0,52 град·кг/моль*.

Подставим данные в выражение закона Рауля и найдём моляльную концентрацию раствора сахара:



**Ответ**: *моляльная концентрация раствора 2,88 моль/кг*.

###  Диффузия и осмос

При функционировании биологических систем, а также в неживой природе растворы являются основными проводящими фазами, в которых осуществляется транспорт компонентов, принимающих участие в протекании реакций, в обмене веществ, лежащих в основе почвенного плодородия, деструкции и образования горных пород и т.д. Перенос веществ в растворах осуществляется путем диффузии.

* **Диффузия** – это самопроизвольный процесс переноса частиц растворённого вещества и растворителя, который осуществляется при наличии градиента их концентрации в растворе.

По сравнению с другими сопутствующими процессами (химическая реакция, растворение) диффузия является гораздо более медленным процессом. Известно, что при одновременном протекании нескольких стадий общая скорость химического процесса определяется его самой медленной (лимитирующей) стадией. Поэтому диффузия часто определяет общую скорость процесса, как в гомогенных, так и в гетерогенных системах. Биологические системы являются гетерогенными, и поэтому диффузионный перенос в них играет значительную роль при протекании обмена веществ.

Диффузия является причиной проявления некоторых других свойств, характерных для биологических систем. Биологические системы представляют собой гетерогенные многокомпонентные образования, обмен веществ в которых проходит благодаря наличию клеточных мембран, способных пропускать одни и задерживать другие вещества.

В 1748 г. Нолле, исследуя свойства свиного пузыря, впервые обнаружил, что растворитель (вода) проходит через мембрану из разбавленного раствора в более концентрированный. Перенос воды через мембрану осуществляется под действием разности её концентраций по обе стороны мембраны. Концентрация воды в более разбавленном растворе выше, а в более концентрированном ниже, и поэтому перенос воды происходит в раствор с большей концентрацией. Так было открыто явление, которое впоследствии было названо **осмосом**.



***Рисунок 6.1* Явление осмоса в водном растворе.**

* **Явление осмоса**заключается в самопроизвольном переносе растворителя через полупроницаемую мембрану из раствора с меньшей концентрацией вещества в раствор с большей концентрацией.

Наблюдать явление осмоса можно на установке, схема которой показана на рис.6.1. В левом пространстве прибора находится раствор водорастворимого вещества с относительно большой молекулярной массой (глюкоза, сахароза и т. д.), а в правом – сильно разбавленный раствор того же вещества (рис.6.1а). Поры в мембране достаточно велики для прохождения молекул воды, но не пропускают молекулы растворённого вещества. В начальный момент скорость переноса воды из правой части сосуда в левую больше, чем её скорость в обратном направлении. Поэтому высота столба жидкости в левой части сосуда увеличивается (рис.6.1б).

Это продолжается до тех пор, пока не будет достигнуто динамическое равновесие и концентрации не выравняются. В результате в левой части образуется столб жидкости, который будет оказывать гидростатическое давление на мембрану и нижележащие слои раствора, равное *gh*, где *h* – разность высот столбов в левой и правой частях прибора, *g* – ускорение свободного падения. Если первоначально к левой части прибора приложить это давление, то перенос молекул воды через мембрану будет исключен.

* **Гидростатическое давление, которое необходимо приложить к раствору, чтобы задержать осмос, называется осмотическим давлением раствора.**

В 1877 г. В. Пфеффер показал, что при постоянной температуре произведение осмотического давления растворителя, содержащего одну и ту же массу вещества, является постоянной величиной. Позже Вант-Гофф на основании обобщения результатов по исследованию осмоса выявил, что величина осмотического давления для разбавленных растворов не зависит от природы растворителя, а определяется разностью концентраций растворов, разделённых мембраной, а также температурой. На основании этого им открыт закон, носящий его имя:

***π = см · R · T***,

где *π* – осмотическое давление, *см* – молярная концентрация вещества, *R* – универсальная газовая постоянная, *Т* – абсолютная температура. По виду **закон Вант-Гоффа** совпадает с уравнением состояния идеального газа (уравнение Менделеева-Клапейрона), что указывает на аналогию поведения разбавленных жидких растворов с газами.

* **Осмотическое давление разбавленного раствора равно тому газовому давлению, которое производило бы растворённое вещество, если бы оно в виде газа при той же температуре занимало тот же объем, что и раствор.**

Закон Вант-Гоффа справедлив до молярных концентраций 0,01 моль/л. Если же концентрация раствора выше, то следует использовать её моляльные значения (моль/кг растворителя).

В природе осмос является неотъемлемой частью жизнедеятельности живых клеток. Так, например, мембрана, окружающая нормальную растительную клетку, проницаема лишь для молекул воды, [кислорода](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9A%D0%B8%D1%81%D0%BB%D0%BE%D1%80%D0%BE%D0%B4), некоторых из растворённых питательных веществ и продуктов клеточной жизнедеятельности. Для больших молекул, находящихся в растворённом состоянии внутри клетки, она непроницаема. Поэтому белки, ферменты и нуклеиновые кислоты, столь важные для биологических процессов, остаются внутри клетки. Поддержание постоянной концентрации веществ и водного баланса внутриклеточного пространства происходит благодаря явлению осмоса.

 Обычно протоплазма содержит достаточно большое количество растворённых веществ при невысоком содержании их во внешнем растворе. Поэтому в ходе осмоса вода самопроизвольно будет проходить внутрь клетки, вызывая увеличение её объёма (рис. 6.2).



***Рисунок 6.2* Осмотические явления в системе «клетка – раствор»**.

В результате клетка переходит в состояние осмотического напряжения, обусловленного осмотическим давлением, которое называется *тургором*. Нормальные растительные и животные клетки всегда находятся в состоянии тургора. Растворы, концентрация которых, а следовательно, и осмотическое давление ниже, чем в клетке, называются *гипотоническими*. Если концентрация внешнего раствора выше, чем концентрация веществ в протоплазме, то происходит перенос воды из клетки, протоплазма уменьшается в объёме. Это явление называется *плазмолизом*. Растворы, концентрация которых, а следовательно, и осмотическое давление выше, чем в клетке, называются *гипертоническими*. Если молярные концентрации веществ вне и внутри клетки равны, то такие растворы называются *изотоническими*.

В клетках растений осмотическое давление достигает 0,5 - 2 МПа, а у некоторых растений, обитающих на засоленных почвах, оно может достигать 17 МПа. В точке роста злаков осмотическое давление достигает 5 МПа. Для сравнения, атмосферное давление составляет 0,1 МПа. Корни растения содержат больше растворённых веществ, чем почвенный раствор, и поэтому активно всасывают воду и питательные вещества.

Гипертоническая болезнь у людей связана с плазмолизом клеток мозга человека, поэтому рекомендуется употреблять в пищу как можно меньше поваренной соли – электролита, «вытягивающего» воду из протоплазмы, чтобы снизить осмотическое давление на клетку. Все растворы, использующиеся в медицине для инвазивного введения (внутримышечного, внутривенного) лекарственных препаратов, содержат 0,9 % NaCl, и являются изотоническим относительно крови человека.

Осмос широко используют в лабораторной технике: при определении молярных характеристик полимеров, концентрировании растворов, исследовании разнообразных биологических структур. Осмотические явления иногда используются в промышленности, например при получении некоторых полимерных материалов, очистке высокоминерализованной воды методом [обратного осмоса](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9E%D0%B1%D1%80%D0%B0%D1%82%D0%BD%D1%8B%D0%B9_%D0%BE%D1%81%D0%BC%D0%BE%D1%81) жидкостей.

|  |  |
| --- | --- |
| ? | КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ К § 2.1-2.3 |

1. Чем истинные растворы отличаются от коллоидных и грубодисперсных систем? В чём особенность коллоидных растворов?

2. Какие способы диспергирования и конденсации используют при взаимных превращениях дисперсных систем? Что такое пептизация и коагуляция?

3. Чем отличаются друг от друга ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные растворы?

4. Какова роль растворителя при растворении вещества? Дайте определение растворимости вещества. Какие факторы на неё влияют? Что такое солевой эффект и высаливание?

5. Приведите формулы для вычисления основных способов выражения концентрации растворов. Какие свойства растворов называются коллигативными? Перечислите их.

6. Сформулируйте законы Рауля. Какую роль играет понижение температуры замерзания растворов в живой природе? Что такое антифризы?

7. Что такое осмос, осмотическое давление? Какие факторы влияют на осмотическое давление раствора? Сформулируйте закон Вант-Гоффа.

8. Какую роль осмос играет в жизнедеятельности растительных и животных клеток? Опишите состояние тургора и плазмолиза клетки. В каких растворах они наблюдаются?

1. \* Золями называют коллоидно-дисперсные системы, в которых дисперсной фазой является твердое вещество, а дисперсионной средой – жидкость. [↑](#footnote-ref-1)
2. \* Традиционно этот способ выражения концентрации носит название:

«**нормальная концентрация**» [↑](#footnote-ref-2)