**Лекция Растворы. Свойства растворов. Способы выражения концентрации растворов рассчитана на 12 часов. Необходимо выполнить конспект согласна плану лекции. Готовые работы прислать на электронную почту wwwoks-getman1@yandex.ru до 01.11.2021**

**План лекции:**

**1. Понятие о растворах. Классификация растворов.**

**2. Растворимость веществ. Факторы, влияющие на растворимость веществ.**

**3. Сущность процесса растворения. Термодинамика процесса растворения.**

**4. Способы выражения концентрации растворов.**

**5. Коллигативные свойства растворов.**

**1.Растворы. Классификация растворов.**

***Раствором***называется гомогенная (однородная) система, состоящая из двух или более независимых компонентов (растворенное вещество и растворитель), а также продуктов их взаимодействия. Компонент, количество которого преобладает в данной системе, называют ***растворителем.***

По агрегатному состоянию растворы делятся:

***газообразные растворы***: воздух – это раствор кислорода, паров воды, углекислого газа СО2 и благородных газов в [азоте](http://www.pandia.ru/text/category/azot/); ***твердые растворы****:* сплавы металлов; ***жидкие растворы*** в свою очередь делятся: *растворы твердых веществ в жидкостях*: соль+Н2О, сахар+Н2О, йод+Н2О *растворы газообразныхых веществ в жидкостях*: лимонады, нашатырный спирт

3.  *растворы жидких веществ в жидкостях*: уксус, [водка](http://www.pandia.ru/text/category/vodka/) (спирт + вода)

Наибольшее значение для химии имеют растворы, в которых растворителем является жидкость. Относительное содержание компонентов в растворе может быть любым, оно ограничено лишь взаимной растворимостью веществ, которая зависит от их химической природы, их сродства друг к другу, а также от условий приготовления растворов – температуры, давления (в случае растворения газов), присутствия других растворенных веществ.

По относительным количествам растворенного вещества и растворители растворы бывают: ***разбавленные*** и ***концентрированные***.

По соотношению преобладания частиц, переходящих в раствор и удаляющихся из раствора, различают растворы ***насыщенные***, ***ненасыщенные***и ***перенасыщенные***.

***Насыщенный***раствор - это раствор, который находится в равновесии с твердой фазой растворенного вещества и содержит максимально возможное при данных условиях количество этого вещества.

Раствор концентрация которого ниже концентрации насыщенного раствора называется ***ненасыщенным***. В таком растворе можно при тех же условиях растворить дополнительное количество того же самого вещества.

Если раствор, насыщенный при нагревании, осторожно охладить до комнатной температуры так, чтобы не выделялись кристаллы соли, то образуется ***перенасыщенный***раствор. Таким образом,***перенасыщенным***называется раствор, в котором при данной температуре содержится большее количество растворенного вещества, чем возможно в насыщенном растворе. Перенасыщенный раствор нестабилен, и при изменении условий (например при энергичном встряхивании или внесении кристаллика соли – затравки для кристаллизации) образуется насыщенный раствор и осадок кристаллов соли.

**2. Растворимость веществ. Факторы, влияющие на растворимость веществ.**

Количественной характеристикой соотношения компонентов насыщенного раствора является ***растворимость***. Наиболее распространенными способами такой характеристики служат:

·  ***коэффициент растворимости вещества (Р)*** – наибольшая масса вещества, способная при данной температуре раствориться в 100 г растворителя. Например, при 20ْ С в 100 г воды с образованием насыщенного раствора растворяется 36,0 г NaCI, значит Р(NaCI) = 36.

·  ***молярная растворимость вещества (S)***- число молей вещества, способное при данной температуре раствориться в 1 л указанного растворителя с образованием насыщенного раствора. Так, S(NaCI) = 6,154 моль\л

·  ***коэффициент поглощения газа*** –наибольший объем газа, который может раствориться в единице объема растворителя при данной температуре и парциальном давлении газа 1 атм. Так при 20ْ С коэффициенты поглощения водой азота и кислорода, молекулы которых неполярны, составляют соответственно 0,016 и 0,031. Для газов, молекулы которых полярны, коэффициент их поглощения водой значительно выше, например для HCI – 500, NH3 – 1300.

Растворимость веществ существенно зависит от природы растворяемого вещества и растворителя, температуры и давления.

*Зависимость от природы реагирующих веществ*

Наибольшая растворимость достигается тогда, когда эти силы межмолекулярного взаимодействия имеют подобный характер: «подобное растворяется в подобном». Так вещества с ионным типом химической связи (соли, щелочи) или, полярные (спирты, альдегиды) хорошо растворимы в полярных растворителях, например в воде. И наоборот малополярные соединения, например оксид углерода (II) хорошо растворимы в неполярных соединениях, например в сероуглероде.

*Зависимость от температуры.*

Так как растворение процесс обратимый, значит к нему применим принцип Ле-Шателье: если растворение вещества происходит с поглощением теплоты, то повышение температуры приводит к увеличению растворимости.

Для большинства твердых веществ повышение температуры способствует увеличению растворимости.

Для газов повышение температуры способствует уменьшению растворимости, так как связи между молекулами растворимого вещества и растворителя - непрочные.

**3. Сущность процесса растворения. Термодинамика процесса растворения.**

Растворение веществ часто происходит с выделением или поглощением теплоты, иногда с изменением объема. Основоположником теории растворов является . Сущность процесса растворения сводится к следующему:

В растворах между компонентами раствора имеется взаимодействие, что приводит к образованию нестойких соединений переменного состава. Эти соединения растворенного вещества и растворителя называется ***сольватами***, если растворитель – вода, то их называют ***гидратами***. Раствор является динамической системой, в котором распадающиеся соединения находятся в подвижном равновесии с продуктами распада в соответствии с законом действующих масс. ***Сольватация (гидратация)*** обусловлена силами Ван-дер-Ваальса, действующими между растворенными веществом и растворителем. Сольватация протекает тем лучше, чем более полярны молекулы, составляющие раствор. Вода - хороший растворитель, так как её молекулы сильно полярны. Гидратная вода может быть связана с молекулами твердого вещества и входить в состав кристаллов (***кристаллогидраты***): CuSO4 ∙ 5 H2O –медный купорос, CaSO4 ∙ 2 H2O – гипс.

Процесс растворения можно выразить схемой:

растворенное вещество + растворитель ó вещество в растворе ± ∆ Н.

Тепловой эффект, сопровождающий процесс растворения, относящийся к 1 молю растворенного вещества называется **молярной теплотой растворения ∆ Н раств.**

**∆Н раств. = ∆Н 1 + ∆Н 2**

∆**Н 1**> 0 **-** количество теплоты, затраченной на распределение частиц растворяемого вещества среди молекул растворителя (процесс эндотермический).

**∆Н 2**< 0 - тепловой эффект сольватации (процесс экзотермический).

***Тепловой эффект сольватации***- количество теплоты, которая выделяется при взаимодействии растворенного вещества с молекулами растворителя и образование связей между ними.

*для твердого вещества:*

**∆Н1**> 0 **-**энергия необходимая для разрушения кристаллической решетки и энергия необходимая для разрыва связей между молекулами растворителя (процесс эндотермический).

В зависимости от того преобладает первая или вторая составляющие, процесс растворения может быть экзотермический или эндотермический:

если │ ∆Н2 │> │∆ Н1│, процесс экзотермический и ∆Н < 0;

если │∆Н2 │< │∆ Н1│, процесс эндотермический и ∆Н > 0.

**4. Способы выражения состава растворов.**

Состав растворов количественно принято выражать через безразмерные количественные величины – доли (массовую, объемную, молярную) и размерные величины – концентрации.

***Массовая доля (W) или процентная концентрация -***отношение массы растворенного вещества к массе раствора. Массовая доля – безразмерная величина, ее выражают в долях от единицы в процентах (10%). Массовая доля показывает, сколько граммов данного вещества, находится в 100 г раствора

**mв-ва m в-ва**

**W(A)= mр-ра \* 100% = mр-ра + m р-ля \* 100%**

mв-ва - масса растворенного вещества, г

mв-ва - масса раствора, г

m р-ля - масса растворителя, г.

Пример:

W (NaOH) = 5% или 0,05 означает, что

5 г NaOH находится в 100г раствора,

5 г NaOH находится в 95 г воды

***Объемная доля j*-** отношение объема растворенного вещества к объему раствора.

**V(A)**V(A)-объем компонента А

**j(А) = V**V-объем ратсвора.

***Молярная доля N*–**отношение числа молей растворенного вещества к сумме числа молей растворенного вещества и растворителя.

**na na -**количество компонентов А

**Nа = na+nв nв -**количество растворителя

**ma/Ma** .

**Na = ma/Ma+mв/Mв**

Концентрация показывает отношение массы или количества вещества к объему раствора.

***Молярная концентрация (молярность)* *См (моль/л)***– показывает число молей растворенного вещества в одном литре раствора, выражается отношением количества растворенного вещества к объему раствора.

n**a 3**

**См (А) = V [моль/м, моль/л]**

**ma**

**См = Ma\*V**

См-молярная концентрация раствора.

ma - масса вещества в граммах

Ma – молярная масса вещества в г/моль

V – объем раствора в литрах

Для обозначения молярной концентрации применяются символы:

1М-одномолярный раствор См = 1 моль/л

0,1М-децимолярный раствор См = 0,1 моль/л

Раствор в котором содержится 1 моль растворенного вещества называется одномолярным.

Пример:

2М раствор NaOH означает, что 2 моля NaOH содержится в 1 литре раствора, т. е 2\* 40 = 80 г NaOH.

***Нормальная концентрация (нормальность раствора) или молярная концентрация эквивалента, Сн (экв/л)***–показываетчисло эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в одном литре раствора.

**n экв.a**

**Сн = V**

**ma**

**Сн = Мэква\*V**

Сн **-**нормальная концентрация [моль/л]

М эква – эквивалентная масса вещества в г/моль

ma - масса вещества в граммах

V – объем раствора в литрах

1Н - однонормальный раствор Сн =1 моль/л

0,1Н - децинормальный раствор Сн=0,1 моль/л

0,01Н - сантинормальный раствор Сн**=**0,01 моль/л

***Эквивалентом вещества***называется реальная или условная частица вещества, которая может замещать, присоединять, высвобождаться или быть каким-либо образом эквивалентна (равнозначна) одному катиону H [водорода](http://www.pandia.ru/text/category/vodorod/) в кислотно-основных растворах или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях. Число, показывающее, какая доля реальной частицы вещества эквивалентна одному катиону H или одному электрону называется ***фактором эквивалентности ( f экв )***. Количество эквивалента (n экв) также как и количество вещества измеряется в молях. Масса одного моля эквивалента называется ***молярной массой эквивалента (Мэкв)***также как и молярная масса измеряется в г/моль. Между собой эти две массы связаны следующим соотношением:

**Мэкв = М \* f экв**

*для кислоты*

**1**

**f экв = n(Н )**

n(Н ) – число ионов водорода, способных замещаться на металл (основность кислоты)

*для основания*

**1**

**f экв = n(ОН )**

n(ОН ) – число ионов гидроксогрупп (кислотность основания)

*для солей*

**1**

**f экв = число атомов металла \* заряд иона металла**

С учетом фактора эквивалентности:

**m a**

**Сн = М а \* f экв \*V**

***Титр раствора Т* –**показывает массу растворенного вещества, содержащуюся в 1 мл раствора.

**ma**

**Т = 1000 , [г/мл]**

**См\*МА См\*МэА**

**Т = 1000 = 1000**

***Моляльная концентрация (моляльность Сm)*-**отношение количества растворенного вещества к массе растворителя, выраженой в килограммах.

**na**

**Сm = m растворителя [моль/кг Н2О]**

**1000ma**

**Сm = Ma\*m Н2О**

1000 - коэффициент перевода граммов в килограммы

**Коллигативные свойства растворов.**

Свойства растворов, которые зависят только от концентрации частиц в растворе и не зависят от природы растворенного вещества, называются ***коллигативными.***

Растворы, образованные частицами строго одинакового размера, между которыми действуют примерно одинаковые силы межмолекулярного взаимодействия, не происходит химического взаимодействия, изменения температуры и объема называются ***идеальными.*** К идеальным растворам стремятся очень разбавленные растворы.

Коллигативные свойства разбавленных растворов могут быть описаны количественно и выражены в виде законов. К ним относятся:

·  осмотическое давление

·  давление насыщенного пара растворителя над раствором

·  температура кристаллизации раствора

·  температура кипения раствора

**Осмос. Осмотическое давление.**

Растворы однородны по всем частям объема. Если в один сосуд поместить концентрированный раствор, а сверху разбавленный, то через некоторое время эта неоднородная масса вновь станет однородной. Такой самопроизвольный процесс перемешивания вещества, приводящий к выравниванию его концентрации называется ***диффузией.***

Если между двумя растворами поместить полупроницаемую перегородку (мембрану), то выравнивание концентраций будет проходить только вследствие перемещения молекул воды. Такая односторонняя диффузия называется ***осмосом.***

***Осмос***– односторонняя самопроизвольная диффузия молекул растворителя через полупроницаемую перегородку из раствора с низкой концентрацией в раствор с более высокой концентрацией.

Полупроницаемые перегородки способны пропускать только молекулы растворителя, но не пропускают молекулы растворенного вещества.

Примеры:

*природные полупроницаемые перегородки -* стенки растительных и животных клеток, стенки кишечника;

*искусственные полупроницаемые перегородки –*целлофан, пергамент, пленки из желатина.

Количественной характеристикой осмоса является***осмотическое давление***раствора.

***Осмотическим давлением (*Pосм.)**называют избыточное гидростатическое давление, возникающее в результате осмоса и приводящее к выравниванию скоростей взаимного проникновения молекул растворителя сквозь мембрану с избирательной проницаемостью.

К осмотическому давлению применимы все законы газового давления и для его вычисления можно использовать уравнение Клапейрона - Менделеева **m**

**P\*V = M\*R\*T**

**m**

**P = M\*V\*R\*T**

**m**

**См = M\*V**

В 1887 г Вант-Гоффом в результате исследований была установлена такая зависимость:

**P осм. = См\*R\*T [кПа]**

См –молярная концентрация растворенного вещества, моль/л

R – универсальная газовая постоянная, 8,314 Дж/моль\* К

T – температура, К.

***Закон Вант-Гоффа:***

*Осмотическое давление разбавленного идеального раствора неэлектролита равно тому давлению, которое производило бы растворенное вещество, если бы при той же температуре находилось бы в газообразном состоянии и занимало бы объем, равный объему раствора.*

Однако это уравнение справедливо только для растворов, в которых отсутствует взаимодействие частиц, т. е. для идеальных растворов. В реальных растворах имеют место межмолекулярные взаимодействия между молекулами вещества и растворителя, которые могут приводить или к диссоциации молекул растворенного вещества на ионы, или к ассоциации молекул растворенного вещества с образованием из них ассоциатов.

Диссоциации молекул растворенного вещества в водном растворе на ионы характерна для электролитов. В результате диссоциации число частиц в растворе увеличивается.

Ассоциация наблюдается, если молекулы вещества лучше взаимодействуют между собой, чем с молекулами растворителя. Это характерно для коллоидных растворов, что приводит к уменьшению числа частиц в растворе.

Для учета межмолекулярных взаимодействий в реальных растворах Вант-Гофф предложил использовать ***изотонический коэффициент i.*** Для молекул растворенного вещества физический смысл изотонического коэффициента:

i = число частиц растворенного вещества / число частиц исходного вещества.

Для растворов неэлектролитов, молекулы которых не диссоциируют и мало склонны к ассоциации, i =1.

Для водных растворов электролитов, вследствие диссоциации i > 1, причем максимальное его значение (i max) для данного электролита равно числу ионов в его молекуле:

NaCI CaCI2 Na3PO4

i max 2 3 4

Для растворов, в которых вещество находится в виде ассоциатов, i < 1.

С учетом межмолекулярных взаимодействий осмотическое давление для реальных растворов равно:

**P осм. = i\*См\*R\*T**, причем

i =1 для неэлектролитов

i > 1 для электролитов.

***Изотонические растворы***– имеют равное осмотическое давление. ***Гипертонические растворы***– имеют большее осмотическое давление по сравнению с другим раствором. ***Гипотонические растворы***– имеют меньшее осмотическое давление по сравнению с другим раствором.

**Роль осмоса. СРС.**

**Понижение давление пара растворов. Законы Рауля.**

Над любой жидкостью устанавливается определенное давление пара, насыщающего пространство. В отличии от поверхности растворителя, поверхность раствора частично занята молекулами растворенного вещества. Именно поэтому испарение с поверхности растворов всегда меньше, чем с поверхности растворителя, и при одной и той же температуре давление насыщенного пара над раствором всегда будет ниже давления пара над чистым растворителем.

***Закон Рауля I :***

***. Давление пара раствора, содержащего нелетучее растворенное вещество, прямо пропорционально мольной доле растворителя в данном растворе***

•  ***p = p0 · χр-ль***

•  ***p = p0 · nр-ля/(nв-ва + nр-ля),  где***

•  ***p — давление пара над раствором, Па;***

•  ***p0 — давление пара над чистым растворителем, Па;***

•  ***χр-ль — мольная доля растворителя.***

•  ***nв-ва и nр-ля – соответственно количество растворенного вещества и растворителя, моль.***

•

•  ***Другая формулировка:***

•  *относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно мольной доле растворенного вещества*:

•  *(p0 – p)/p0 = χв-ва*

•  *(p0 – p)/p0 = nв-ва/(nв-ва* *+ nр-ля)*

•  При этом принимаем, что *χв-ва + χр-ль*= 1

•  **Для растворов электролитов** данное уравнение приобретает несколько иной вид, в его состав входит изотонический коэффициент *i*:

•  *p0 – p = Δр*

•  *Δp = i · p0 · χв-ва*, где

•  Δp — изменение давления паров раствора по сравнению с чистым растворителем;

•  χв-ва — мольная доля *вещества* в растворе

•  i – изотонический коэффициент.

i =1 для неэлектролитов, i > 1 для электролитов.

Изотонический коэффициент (или фактор Вант-Гоффа) — это параметр, не имеющий размерности, который характеризует поведение какого – либо вещества в растворе. То есть, изотонический коэффициент показывает, разницу содержания частиц в растворе электролита по сравнению с раствором неэлектролита такой же концентрации. Он тесно связан связан с процессом диссоциации, точнее, со степенью диссоциации и выражается следующим выражением:

*i =*1*+α(n—*1*),* где

*n* – количество ионов, на которые диссоциирует вещество.

*α* – степень диссоциации.

С понижением давления насыщенного пара растворителя над раствором связано повышение температуры кипения раствора и понижение температуры его замерзания. Любая жидкость кипит, когда давление насыщенного пара над ней становится равным атмосферному. Так как согласно I закону Рауля давление пара над раствором меньше, чем над раствором растворителя, то для того, чтобы раствор закипел, его нужно нагреть до более высокой температуры, чем растворитель. Таким образом, растворы кипят при более высокой температуре, а замерзают при более низкой температуре, чем чистый растворитель.

**∆t кип = t кип р-ра - t кип р-ля**

Разность температур кипения раствора и растворителя называется повышением температуры кипения.

**∆t зам = t зам р-ля - t зам р-ра**

Разность температур замерзания раствора и растворителя называется понижением температуры замерзания.

***Закон Рауля II.***

*Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения не зависят от природы растворенного вещества и прямопропорциональны моляльной концентрации раствора.*

**∆t кип = i\*Кэб\*Сm**

**∆t зам = i\*Kкр\*Сm**

Кэб*– эбулиоскопическая константа*

Ккр*– криоскопическая константа*

Cm – моляльная концентрация раствора [моль/кг растворителя]

i-изотонический коэффициент, i =1 для неэлектролитов, i > 1 для электролитов.

**Кэб н2о = 0,52 кг∙К/моль**

**Ккр н2о = 1,86 кг∙К/моль**

**Кэб*– эбулиоскопическая константа***

**Ккр*– криоскопическая константа***

Физический смысл:

**Эбулиоскопическая константа (Кэб)** – показывает повышение температуры кипения одномоляльного раствора по сравнению с чистым растворителем.

**Криоскопическая константа (Ккр)** – показывает понижение температуры замерзания одномоляльного раствора по сравнению с чистым растворителем.

Все одномоляльные растворы неэлектролитов будут

кипеть при температуре: t кип = 100 С + 0,52 С = 100,52 С

и замерзать при температуре: t зам = 0 С– 1,86 С = - 1,86 С

Пример. Вычислить температуру кипения и температуру замерзания 4,6% раствора глицерина (С3 Н5 (ОН)3) в воде.

В 100г воды содержится 4,6г глицерина и 95,4г воды.

1000ma 4,6\*1000

Сm = Ma\*m Н2О = 92\* 95, 4 = 0,524 моль/кг

∆ t кип = 0,52 \* 0,524 = 0,272 С

t кип = 100 + 0,272 = 100,272 С

∆ t зам = 1,86 \* 0,524 = 0,975 С

t зам = 0 – 0,975 = - 0,975 С