

Лекция №7 Растворы

Растворы классифицируются: в зависимости от агрегатного состояния растворителя:

- 1) газообразные (воздух);
- 2) жидкие смеси (Г+Ж, Ж+Ж, Ж+Т);
- 3) твердые (сплавы, стекла).

Устойчивость раствора определяется размером растворенных частиц:

- 1) истинные растворы ($10^{-9} - 10^{-10}$ м);
 - 1.1) растворы электролитов (ионные);
 - 1.2) растворы неэлектролитов (молекулярные);
- 2) коллоидные растворы ($10^{-6} - 10^{-8}$ м);
- 3) суспензии (Т+Ж), эмульсии (Ж+Ж) ($10^{-4} - 10^{-5}$ м).

Из всех перечисленных видов растворов для химии наиболее важны истинные растворы.

Истинным раствором или **раствором** называется устойчивая гомогенная система переменного количественного состава, состоящая из двух или более компонентов, между которыми существуют достаточно сильные взаимодействия.

Наиболее важный вид растворов— жидкие растворы. Всякий раствор состоит из **растворенных веществ** и **растворителя**, т.е. среды, в которой эти вещества равномерно распределены в виде молекул или ионов.

Обычно растворителем считают тот компонент, который в чистом виде существует в таком же агрегатном состоянии, что и полученный раствор (например, в случае водного раствора соли растворителем, конечно, является вода).

Если же оба компонента до растворения находились в одинаковом агрегатном состоянии (например, спирт и вода), то растворителем считается компонент, находящийся в большем количестве.

Сходство растворов с химическими соединениями:

1. Однородность;
2. Выделение теплоты при растворении некоторых веществ

Различия растворов от химических соединений:

Состав раствора может изменяться в широких пределах.

Раствор, находящийся в равновесии с растворяющимся веществом, называется **насыщенным раствором**.

Растворимость вещества в том или ином растворителе характеризуется составом его насыщенного раствора.

Наиболее распространенными способами характеристики служит коэффициент растворимости вещества.

Коэффициент растворимости вещества (S) – наибольшая масса вещества, способная при данной температуре раствориться в 100 г растворителя.

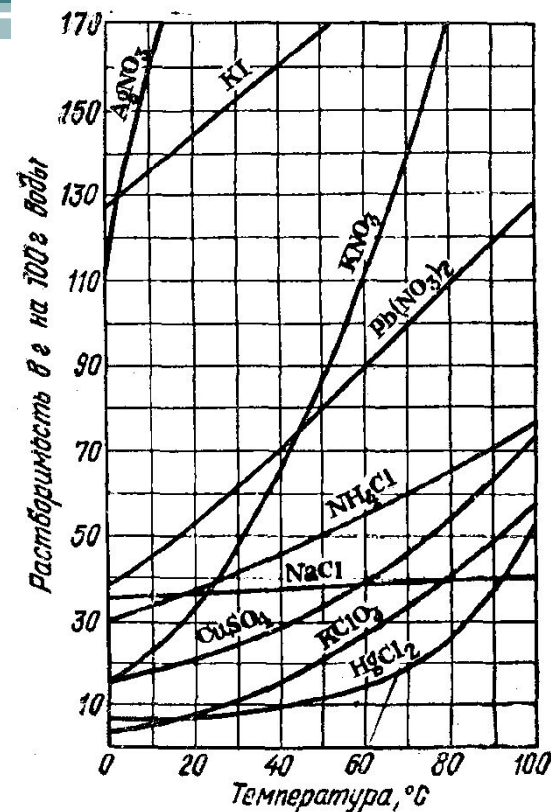
По **растворимости** в воде вещества делят на три группы:

- 1) **Хорошо растворимые (р)**. Растворимость веществ больше 10 г в 1000г воды. Например, 2000 г сахара растворяется в 1000 г воды, или в 1 л воды.
- 2) **Малорастворимые (м)**. Растворимость веществ от 0,01 г до 10 г в 1000 г воды. Например, 2 г гипса ($\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$) растворяется в 1000 г воды.
- 3) **Практически нерастворимые (н)**. Растворимость веществ меньше 0,01 г в 1000 г воды. Например, в 1000 г воды растворяется $1,5 \cdot 10^{-3}$ г AgCl .

Растворение большинства твердых тел сопровождается поглощением теплоты. Это объясняется затратой значительного количества энергии на разрушение кристаллической решетки твердого тела, что обычно не полностью компенсируется энергией, выделяющейся при образовании гидратов (сольватов). Прилагая принцип Ле Шателье к равновесию между веществом в кристаллическом состоянии и его насыщенным раствором



приходим к выводу, что в тех случаях, когда вещество растворяется с поглощением энергии, повышение температуры должно приводить к увеличению его растворимости. Если же, однако, энергия гидратации (сольватации) достаточно велика, чтобы образование раствора сопровождалось выделением энергии, — растворимость с ростом температуры понижается.



Зависимость между растворимостью и температурой очень удобно изображать графически — и виде кривых растворимости. Для построения кривой растворимости откладывают на горизонтальной оси температуру, а на вертикальной — растворимость вещества при соответствующей температуре.

При растворении твердых тел в воде объем системы изменяется незначительно. Поэтому растворимость веществ, находящихся в твердом состоянии, практически не зависит от давления.

Температура, при которой ограниченная взаимная растворимость жидкостей переходит в неограниченную, называется **критической температурой растворения**.

Закон распределения: *вещество, способное растворяться в двух несмешивающихся растворителях, распределяется между ними так, что отношение его концентраций в этих растворителях при постоянной температуре остается постоянным, независимо от общего количества растворенного вещества.*

При растворении газа в жидкости устанавливается равновесие:

Газ + Жидкость = Насыщенный раствор газа в жидкости

При этом объем системы существенно уменьшается. Следовательно, повышение давления должно приводить к смещению равновесия вправо, т. е. к увеличению растворимости газа. При новом давлении снова установилось равновесие, концентрация растворенных молекул, очевидно, тоже должна увеличиться вдвое.

Закон Генри:

Масса газа, растворяющегося при постоянной температуре в данном объеме жидкости, прямо пропорциональна парциальному давлению газа.

Закон Генри может быть выражен уравнением

$$C = k p ,$$

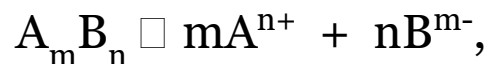
где C — массовая концентрация газа в насыщенном растворе;

p — парциальное давление;

k — коэффициент пропорциональности, называемый константой Генри (или коэффициентом Генри).

Произведение растворимости

Насыщенный раствор находится в равновесии с твердой фазой растворяемого вещества. Гетерогенное равновесие «осадок насыщенный раствор» характеризует константа равновесия. Если малорастворимый электролит диссоциирует по уравнению



то выражение для константы равновесия – **произведения растворимости** (IP_{AmBn}) – будет иметь вид:

$$K_p = (IP_{AmBn}) = [A^{n+}]^m \cdot [B^{m-}]^n,$$

где $[A^{n+}]$, $[B^{m-}]$ – молярные концентрации ионов A^{n+} и B^{m-} соответственно, в насыщенном растворе.

Например, для равновесия: $CaSO_4 \rightleftharpoons Ca^{2+} + SO_4^{2-}$

$$IP_{CaSO_4} = [Ca^{2+}][SO_4^{2-}] = 3,72 \cdot 10^{-5} \text{ [моль}^2/\text{л}^2] \text{ (при } 25^\circ\text{C)}$$

Следовательно, для насыщенного водного раствора малорастворимого электролита произведение равновесных молярных концентраций его ионов в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, есть величина постоянная при данной температуре, и называемая **произведением растворимости**.

Зная произведение растворимости (ПР), можно вычислить растворимость вещества (S) при данных условиях, т.е. концентрацию насыщенного раствора в [моль/л] и в [г/л].

Например, для бинарных электролитов (BaSO_4 , CaCO_3 , AgI и др.) растворимость [моль/л] численно равна:

$$S = \sqrt{\text{ПР}}$$

В ненасыщенном растворе возможно растворение дополнительного количества вещества, так как концентрация меньше, чем в насыщенном. Из перенасыщенного раствора осадок образуется, так как его концентрация больше, чем в насыщенном.

Отсюда вытекают **условия образования и растворения осадка**:

1) если $[A^{n+}]^m \cdot [B^{m-}]^n = \text{ПР}_{AmBn}$, то осадок находится в равновесии с раствором (насыщенный раствор);

2) если $[A^{n+}]^m \cdot [B^{m-}]^n > \text{ПР}_{AmBn}$, то осадок выпадает (перенасыщенный раствор);

3) если $[A^{n+}]^m \cdot [B^{m-}]^n < \text{ПР}_{AmBn}$, то осадок растворяется (ненасыщенный раствор).

Важным следствием является правило, используемое для более полного удаления из раствора какого-либо иона: растворимость малорастворимого электролита уменьшается при введении хорошо растворимого электролита, имеющего одноименный (общий) ион с малорастворимым электролитом.

Насыщенными растворами приходится пользоваться сравнительно редко. В большинстве случаев употребляют растворы **ненасыщенные**, т.е. с меньшей концентрацией растворенного вещества, чем в насыщенном растворе.

Концентрацией раствора называется количество растворенного вещества, содержащееся в определенном количестве раствора или растворителя.

Растворы с большой концентрацией растворенного вещества называются **концентрированными**, с малой — **разбавленными**.

Концентрацию растворов можно выражать по-разному.

Способы выражения концентраций растворов

1. **Процентная концентрация** по массе – число единиц массы (например, числом граммов) растворенного вещества, содержащимся в 100 единицах массы (например, в 100 граммах) раствора – ω .

Например, 15% раствор хлорида натрия – это такой раствор, в 100 г которого содержится 15 г NaCl и 85 г воды.

2. **Молярная (мольно-объемная) концентрация** или **молярность** - число моль растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора и обозначается буквой C_m .

Так, 2М H_2SO_4 обозначает раствор серной кислоты, в каждом литре которого содержится два моля, т. е. 196 г. H_2SO_4 .

3. **Эквивалентная (нормальная) концентрация** или **нормальность** - число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в одном литре раствора. Обозначается буквой C_n .

Так, 2 н. H_2SO_4 означает раствор серной кислоты, в каждом литре которого содержится два эквивалента, т. е. 98 г H_2SO_4 .

4. **Мольно-массовая концентрация** или **моляльность** – число молей растворенного вещества, приходящихся на 1000 г растворителя. Обозначается буквой C_m .

Так, 2моль/кг H_2SO_4 означает раствор серной кислоты, в котором на 1000 г воды приходится два моля H_2SO_4 . Мольно-массовая концентрация раствора, в отличие от его молярности, не изменяется при изменении температуры.

5. **Мольная доля данного вещества** - отношение числа молей данного вещества к общему числу молей всех веществ, имеющихся в растворе. Обозначается для растворителя N_1 , а для растворенных веществ – N_2, N_3 и т. д. Число молей растворителя обозначается n_1 , а число молей растворенного вещества обозначается n_2 .

6. **Титр** – показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 1 мл раствора. Обозначается буквой T .

$$\omega \% = \frac{m_{p.v.}}{m_{p-ra}} \times 100\%, \quad [\%]$$

$$C_M = \frac{n_{p.v.}}{V_{p-ra}} = \frac{m_{p.v.}}{M_{p.v.} \times V_{p-ra}}, \quad [\text{моль/л}]$$

$$C_H = \frac{n_{\text{э}}}{V_{p-ra}} = \frac{m_{p.v.}}{M_{\text{э}p.v.} \times V_{p-ra}}, \quad [\text{моль/л}]$$

$$C_m = \frac{m_{p.v.} \cdot 1000}{M_{p.v.} \cdot m_{p-ля}}, \quad [\text{моль/кг}]$$

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}; \quad N_2 = \frac{n_2}{n_2 + n_1}$$

$$T = \frac{m_{p.v.}}{V_{p-ra}}, \quad [\text{г/мл}]$$

Пользуясь растворами, концентрация которых выражена нормальностью, легко заранее рассчитать, в каких объемных отношениях они должны быть смешаны, чтобы растворенные вещества прореагировали без остатка. Пусть V_1 л раствора вещества **1** с нормальностью $C_{н1}$ реагирует с V_2 л раствора вещества **2** с нормальностью $C_{н2}$. Это означает, что в реакцию вступило $C_{н1} V_1$ эквивалентов вещества 1 и $C_{н2} V_2$ эквивалентов вещества 2. Но вещества реагируют в эквивалентных количествах, следовательно,

$$C_{н1} V_1 = C_{н2} V_2$$

$$V_1 : V_2 = C_{н2} : C_{н1}$$

Объемы растворов реагирующих веществ обратно пропорциональны их нормальностям (**закон эквивалентов**).

Свойства растворов

По способности проводить электрический ток все растворы делятся на:

1. **Растворы электролитов** - вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток вследствие диссоциации (распада) молекул веществ на ионы.
1. **Растворы неэлектролитов** - вещества, не проводящие электрический ток – оксиды, газообразные вещества, большинство органических веществ, так как их молекулы не распадаются на ионы.

Растворы неэлектролитов

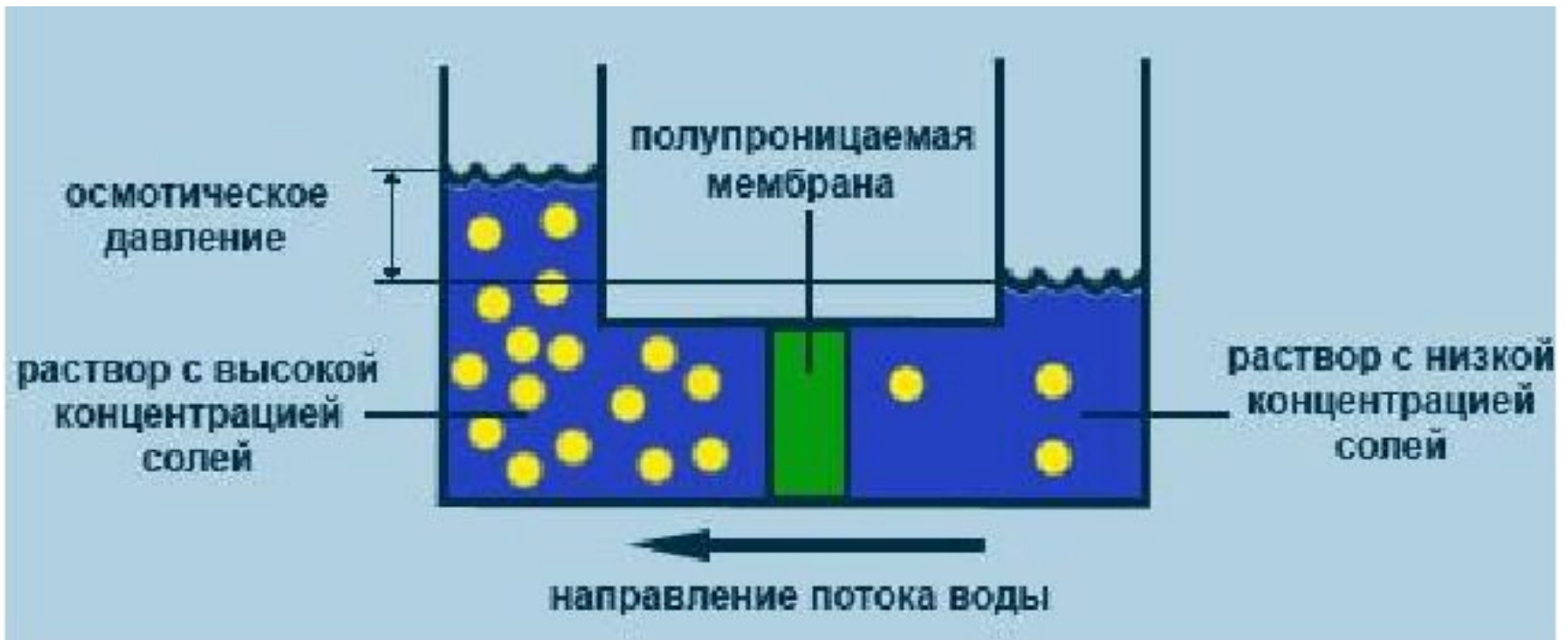
У идеальных растворов (как и у идеальных газов) некоторые свойства не зависят от природы растворенного вещества. Такие свойства получили название **коллигативных** (общих) свойств растворов.

Проявление коллигативных свойств растворов – явление осмоса.

Осмоз – это диффузия растворителя через полупроницаемую мембрану, разделяющую два раствора различной концентрации, из менее концентрированного (раствор 1) в более концентрированный (раствор 2).

Если полупроницаемой перегородкой разделить растворы с концентрациями C_1 и C_2 , то будет наблюдаться явление осмоса. Если $C_2 > C_1$, то химический потенциал растворителя в правой емкости будет больше, чем в левой, и растворитель будет переходить справа налево и будет повышаться гидростатическое давление, под которым находится этот раствор в левой части сосуда.

На некоторой высоте h подъем раствора прекращается и создается избыточное давление, называемое **осмотическим**.



Осмотическое давление – это давление, которое нужно приложить к раствору, чтобы прекратить переход растворителя.

При измерениях осмотического давления различных растворов было установлено, что величина осмотического давления зависит от концентрации раствора и от его температуры, но не зависит ни от природы растворенного вещества, ни от природы растворителя.

В **1886 г. Вант-Гофф** показал, что для растворов неэлектролитов невысоких концентраций зависимость осмотического давления от концентрации и температуры раствора выражается уравнением:

$$P_{\text{осм}} = 1000 \cdot C_M \cdot R \cdot T,$$

Здесь $P_{\text{осм}}$ — осмотическое давление раствора, Па;

C_M — его мольно-объемная концентрация (молярность), моль/л;

R — универсальная газовая постоянная, 8,314 Дж/(моль·К);

T — абсолютная температура раствора.

Осмотическое давление растворов электролитов выше осмотического давления растворов неэлектролитов той же молярной концентрации. Это связано с диссоциацией электролита на ионы, что приводит к увеличению концентрации кинетически активных частиц, обуславливающих величину осмотического давления.

Поэтому для вычисления осмотического давления в растворах электролитов вводится поправка – **изотонический коэффициент (i)**, который учитывает влияние ионов друг на друга:

$$P_{\text{осм}} = i \cdot 1000 \cdot C_{\text{М}} \cdot R \cdot T,$$

где **i** - изотонический коэффициент.

Изотонический коэффициент связан со степенью диссоциации электролита (α) соотношением:

$$\alpha = (i-1) / (k-1),$$

где k — число ионов, на которые распадается при диссоциации молекула электролита (для $KCl=2$, для $BaCl_2$ и Na_2SO_4 $k = 3$ и т. д.).

Изотонический коэффициент показывает, во сколько раз осмотическое давление электролита ($P_{осм. \text{ э.}}$) больше осмотического давления раствора неэлектролита ($P_{осм. \text{ н.}}$) с той же молярной концентрацией :

$$i = P_{осм. \text{ э.}} / P_{осм. \text{ н.}} = \Delta t'_{зам} / \Delta t_{зам} = \Delta t'_{к} / \Delta t_{к}$$

Еще одним из важнейших коллигативных свойств идеальных растворов является **давление насыщенного пара растворителя над раствором**.

Вследствие того, что при растворении нелетучего компонента в поверхностном слое жидкости концентрация молекул растворителя уменьшается, уменьшается и давление ее пара **P** по сравнению с давлением насыщенного пара над чистым растворителем **P_0** .

Количественно это выражается **законом Рауля (1887 г.)**:

Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно мольной доле растворенного вещества.

$$N_2 = \frac{P_0 - P}{P_0}$$

Здесь N_2 — мольная доля растворенного вещества.

Растворы, подчиняющиеся закону Рауля, называют **идеальными**.

Эбулиоскопия. Криоскопия

Давление насыщенного пара над раствором ниже, чем над чистым растворителем, а т.к. давление насыщенного пара определяет температуры кипения и замерзания, то *растворы кипят при более высокой и замерзают при более низкой температуре, чем чистый растворитель.*

Следствиями Закона Рауля являются **повышение температуры кипения** раствора по сравнению с температурой кипения чистого растворителя ($\Delta t_{\text{кип.}} = t_{\text{кип}_1} - t_{\text{кип}_2}$) и **понижение температуры кристаллизации** растворителя из раствора по сравнению с температурой кристаллизации (замерзания) чистого растворителя ($\Delta t_{\text{крист.}} = t_{\text{зам}_2} - t_{\text{зам}_1}$).

Таким образом, разность между температурами кипения раствора и чистого растворителя называют **повышением температуры кипения** раствора.

Разность между температурами замерзания чистого растворителя и раствора называют **понижением температуры замерзания** раствора.

Рауль установил, что для разбавленных растворов неэлектролитов повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания пропорциональны концентрации раствора.

Количественно эти следствия описываются так:

$$\Delta t_{(зам)} = K \cdot C_m, \quad \Delta t_{(кип)} = E \cdot C_m,$$

где C_m — мольно-массовая концентрация (моляльность);

E и K — эбуллиоскопическая и криоскопическая постоянные, зависящие только от природы растворителя, но не зависящие от природы растворенного вещества.

Для воды криоскопическая постоянная K равна 1,86; эбуллиоскопическая постоянная E равна 0,52.

Для бензола $K = 5,07$; $E = 2,6$.

Учет того факта, что число частиц в растворе за счет электролитической диссоциации может быть больше, чем число растворенных молекул, приводит к поправкам в формулах следствий из Закона Рауля :

$$\Delta t_{(зам)} = i \cdot K \cdot C_m, \quad \Delta t_{(кип)} = i \cdot E \cdot C_m,$$

где i – изотонический коэффициент Вант-Гоффа, который равен коэффициенту диссоциации.

Эбулиоскопия — метод исследования растворов, основанный на измерении повышения их температуры кипения по сравнению с чистым растворителем.

Криоскопия — метод исследования растворов, в основе которого лежит измерение понижения точкой замерзания раствора по сравнению с температурой замерзания чистого растворителя.

Растворы электролитов

В природе очень распространенным является случай, когда в результате действия растворителя молекулы растворяемого вещества распадаются на ионы. Этот процесс называется **электролитической диссоциацией**, а получающиеся при этом растворы называются **растворами электролитов**.

Электролиты – это системы, содержащие способные к самостоятельному существованию ионы. (Кроме растворов способностью проводить электрический ток за счет ионной проводимости обладают и расплавы электролитов).

Диссоциация электролитов на ионы сопровождается **сольватацией**, т.е. взаимодействием ионов с полярными молекулами растворителя. Если растворителем является вода, то термин сольватация заменяется термином **гидратация**.

В растворах электролитов наряду с ионами присутствуют и молекулы. Поэтому растворы электролитов характеризуются степенью диссоциации.



Степень электролитической диссоциации - это величина, которая

показывает отношение числа молекул, распавшихся на ионы к общему числу молекул, введенных в раствор

обозначается α (альфа)

измеряется в % (долях)



$$\alpha = \frac{n}{N}$$

n - число молекул, распавшихся на ионы
(диссоциированных)

N - общее число молекул, введенных в раствор

Степень диссоциации зависит от природы электролита, его концентрации, природы растворителя, присутствия в растворе одноименных ионов, температуры.

Для одного и того же электролита при данной температуре α увеличивается с разбавлением раствора; при больших разбавлениях электролит полностью диссоциирует ($\alpha \rightarrow 1$). С увеличением температуры α также увеличивается.

По степени диссоциации электролиты делятся на:

- 1) сильные электролиты (распадаются в растворе полностью),
- 2) средние электролиты,
- 3) слабые электролиты.

К **сильным электролитам** относятся такие, которые в 0,1 М растворе имеют **$\alpha > 30\%$** .

Сильными электролитами являются:

- 1) почти все соли (кроме HgCl_2 , CdCl_2 , $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ и некоторые другие) ;
- 2) многие минеральные кислоты, например HNO_3 , HCl , H_2SO_4 , HI , HBr , HClO_4 и др.;
- 3) основания щелочных и щелочно-земельных металлов, например KOH , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и др.

У **средних электролитов** в 0,1 М растворах **$\alpha = 3 - 30\%$** .

К ним относятся, например, H_3PO_4 , H_2SO_3 , HF , $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

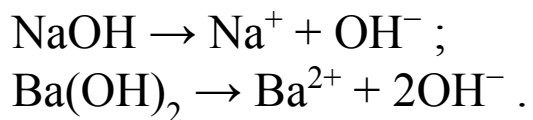
Для **слабых электролитов** в 0,1 М растворах **$\alpha < 3\%$** .

Слабыми электролитами являются H_2S , H_2CO_3 , HNO_2 , HCN , H_2SiO_3 , H_3BO_3 , HClO и др., а также большинство оснований многовалентных металлов, NH_4OH и вода.

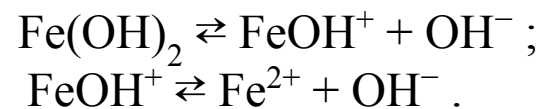
Диссоциация оснований

Согласно теории электролитической диссоциации, **основания** – это электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид анионов – гидроксид-ионы OH^- :

Диссоциация сильных оснований:



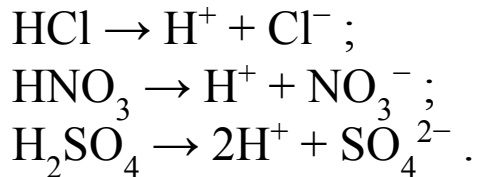
Диссоциация слабых оснований:



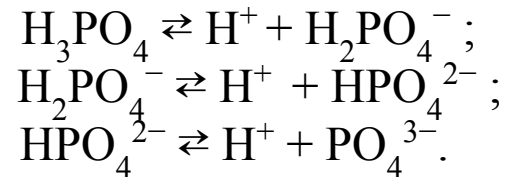
Диссоциация кислот

Кислоты – это электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид катионов – катионы водорода H^+ .

Диссоциация сильных кислот:



Диссоциация слабых кислот:



Ступенчатость диссоциации обуславливает возможность образования основных и кислых солей.

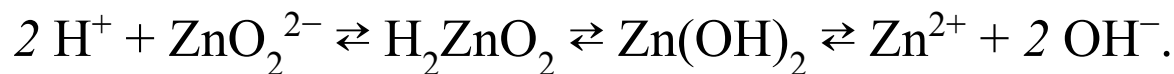
Диссоциация амфотерных гидроксидов

Амфотерные гидроксиды диссоциируют в водном растворе как по типу кислоты, так и по типу основания. При их диссоциации одновременно образуются катионы H^+ и гидроксид-анионы OH^- :



К ним относятся гидроксиды цинка $Zn(OH)_2$, алюминия $Al(OH)_3$, хрома $Cr(OH)_3$, свинца $Pb(OH)_2$ и др.

Например, диссоциация $Zn(OH)_2$:



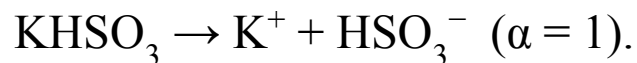
Диссоциация солей

1. **Средние соли** – это электролиты, при диссоциации которых в водных растворах образуются катионы металла и анионы кислотного остатка.

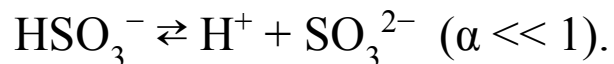
Например,



2. **Кислые соли** при растворении в воде образуют катион металла и сложный анион из атомов водорода и кислотного остатка:



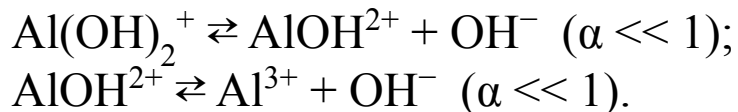
Сложный анион диссоциирует частично:



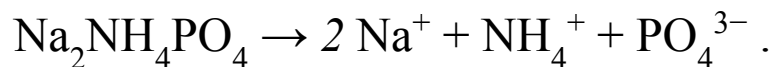
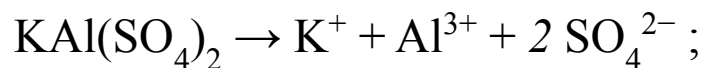
3. **Основные соли** при диссоциации образуют анионы кислотного остатка и сложные катионы, состоящие из атомов металла и гидроксогрупп OH^- :



Сложный катион диссоциирует частично:

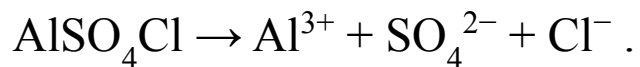
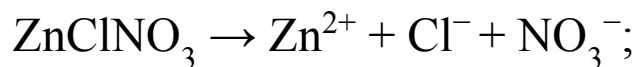


4. В результате диссоциации **водный раствор двойной соли** содержит два катиона и анион кислотного остатка:



5. **Сложные соли** диссоциируют на катион металла и анионы кислотных остатков.

Например,



Константа диссоциации

К равновесию, которое устанавливается в растворе слабого электролита между молекулами и ионами, можно применить законы химического равновесия и записать константу равновесия:



$$K_p = \frac{[A^{n+}]^m [B^{m-}]^n}{[A_m B_n]}$$

Константа равновесия, отвечающая диссоциации слабого электролита, называется **константой диссоциации**.

Равновесия в слабых электролитах подчиняются **закону разведения Оствальда**.

Если общая концентрация электролита, например, слабой кислоты типа HA равна C моль/л, тогда концентрация ионов H^+ и A^- будет определяться выражением α (моль/л), $[H^+] = [A^-]$, а концентрация недиссоциированного электролита (C-C α).

Тогда

$$K_d = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{\alpha \cdot \alpha}{C(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha}$$

При $\alpha \ll 1$ получим $K_d = C \cdot \alpha^2$. Откуда

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C}}$$

Активность ионов. Ионная сила раствора

Для оценки состояния ионов в растворе пользуются **активностью** – условной (эффективной) концентрацией ионов, в соответствии с которой они действуют в химических процессах.

Активность иона α (моль/л) связана с его молярной концентрацией в растворе C_M соотношением

$$a = f \cdot C_M$$

где f - коэффициент активности иона (безразмерная величина). Коэффициенты активности ионов зависят от состава и концентрации раствора, заряда и природы иона и других условий. Значения коэффициентов активности по рассчитанной ионной силе раствора можно определить с использованием соответствующих таблиц.

Ионная сила раствора (I) равна полусумме произведений молярных концентрации (C_M) каждого иона на квадрат его заряда (Z):

$$I = 0,5 (C_1 Z_1^2 + C_2 Z_2^2 + \dots + C_n Z_n^2) = 0,5 \sum C_i Z_i^2,$$

($i = \text{от } 1 \text{ до } n$)

Вопросы по лекции

В день лекции до 20:00 свои листочки с решениями загрузить в личный кабинет. Листы подписать (Фамилия И.О., группа).

Задание № 1. Дайте определения: критическая температура растворения, коллигативные свойства, изотонический коэффициент.

Задание № 2. Напишите по 5 примеров сильных и слабых электролитов.

Задание № 3. Напишите уравнение электролитической диссоциации и выражение константы диссоциации слабой кислоты HCN.