

Тема 8 Растворы

План лекции:

1. Природа растворов. Явления, сопровождающие образование растворов.
2. Способы выражения концентрации растворов.
3. Растворимость. Влияние на растворимость различных факторов.
4. Свойства разбавленных раствором неэлектролитов. Законы Рауля. Принцип Вант-Гоффа. Методы определения молекулярных масс растворенных веществ.
5. Типы электролитов: сильные и слабые электролиты.
6. Теория электролитической диссоциации Аррениуса.
7. Константа диссоциации: закон разбавления Освальда.
8. Ступенчатая диссоциация слабых электролитов. Влияние одноименных ионов на равновесие диссоциации слабого электролита в растворе.
9. Произведение растворимости
10. Гидролиз солей. Усиление, подавление гидролиза. Ступенчатый, полный гидролиз.

1 Природа растворов. Явления, сопровождающие образование растворов

Растворы имеют важное значение в жизни и практической деятельности человека. Растворами являются все важнейшие физиологические жидкости (кровь, лимфа и т.д.) Все производства в той или иной мере связаны с использованием различных растворов.

Раствором называется твердая или жидкая гомогенная система, состоящая из двух или более компонентов, относительные количества которых могут изменяться в довольно широких пределах. Наиболее важный вид растворов – это жидкие растворы.

Всякий раствор состоит из растворенного вещества и растворителя, т.е. среды, в которой это вещество равномерно распределено в виде молекул или более мелких частиц – 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 является вода). Если оба компонента до растворения находились в одинаковом агрегатном состоянии, то растворителем считается компонент, находящийся в большем количестве. Однородность растворов делает их сходными химическими соединениями. Выделение тепла при растворении некоторых веществ тоже указывает на известного рода химическое взаимодействие между растворителем и растворяемым веществом. Отличие растворов от химических соединений состоит в том, что состав последних постоянен, а состав раствора может изменяться в довольно широких пределах. Кроме того, в свойствах раствора можно обнаружить многие свойства его отдельных компонентов, чего не

наблюдается в случае химического соединения. Непостоянство состава растворов приближает их к механическим смесям, однако от последних они резко отличаются своей однородностью. Таким образом, растворы занимают промежуточное положение между механическими смесями и химическими соединениями.

2. Способы выражения концентрации растворов

Содержание растворенного вещества в растворе может быть выражено либо безразмерными единицами – долями или процентами, либо величинами размерными – концентрациями.

1. Массовая доля – процентное отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора. При этом масса всего раствора всегда принимается за 100%, а процентное содержание растворенного вещества W находится из пропорции или по формуле

$$W = m_{\text{вещества}} * 100\% / (m_{\text{растворителя}} + m_{\text{вещества}}) = m_{\text{вещества}} * 100\% / m_{\text{раствора}}.$$

Процентная концентрация показывает также массу растворенного вещества (в граммах) на каждые 100 г раствора.

2. Молярная доля N_i – отношение количества растворенного вещества (или растворителя) к сумме количеств всех веществ, находящихся в растворе. Например, в системе, состоящей из растворителя и одного растворенного вещества, молярная доля последнего равна

$$N_2 = n_2 / (n_1 + n_2),$$

а молярная доля растворителя равна

$$N_1 = n_1 / (n_1 + n_2),$$

где n_1 , n_2 – соответственно количество вещества растворителя и растворенного вещества.

3. Молярная концентрация C_m показывает количество молей растворенного вещества в 1 л раствора и рассчитывается по формуле

$$C = m_v / (M * V),$$

где M – молярная масса растворенного вещества, г/моль; V – объем раствора, л; m_v – масса растворенного вещества, г. Отношение количества растворенного вещества к объему раствора. Выражается в моль/л. Обозначается, например: 1,5 М или $C_m = 1,5$ моль/л.

4. Моляльная концентрация или моляльность m показывает количество молей растворенного вещества в 1000 г растворителя.

5. Эквивалентная концентрация или нормальность C_n или n показывает число эквивалентов растворенного вещества в 1 л раствора.

Пример: в 250 г воды растворено 50 г кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Вычислить массовую долю кристаллогидрата.

Решение:

$$W = m_{\text{вещества}} * 100\% / (m_{\text{растворителя}} + m_{\text{вещества}}) = m_{\text{вещества}} * 100\% / m_{\text{раствора}},$$

$$W = (50/(50+250))*100\%=16,7\%.$$

Пример: чему равна молярная концентрация раствора, если в 2 литрах раствора содержится 120 грамм вещества $MgSO_4$ ($M=120$ г/моль)?

Решение: находим количество молей n сульфата магния, содержащихся в 120 граммах

$$n = \frac{M}{m} = \frac{120г / моль}{120г} = 1 моль$$

где M – молекулярная масса вещества, г/моль; m – масса вещества, г.

По условию задачи в 2 литрах раствора содержится 1 моль сульфата магния, тогда в 1 литре раствора содержится 0,5 молей $MgSO_4$, т.е.

$$C_M=0,5 \text{ моль/л.}$$

3 Растворимость. Влияние на растворимость различных факторов

Образование раствора идет самопроизвольно и необратимо вплоть до состояния устойчивого равновесия (насыщенного раствора). **Насыщенный раствор – это такой раствор, который может неопределенно долго оставаться в равновесии с избытком растворяемого вещества.** Движущей силой процесса растворения является уменьшение свободной энергии раствора ΔG по сравнению со свободной энергией исходных составных частей раствора. При растворении

$$\Sigma \Delta G_{\text{прод}} - \Sigma \Delta G_{\text{исходн}} < 0.$$

Если процесс растворения закончился, система пришла к состоянию равновесия

$$\Delta G = 0.$$

Энергетической характеристикой процесса растворения является энтальпия образования раствора ΔH , которая при образовании раствора либо падает, либо возрастает. При растворении газов энтальпия возрастает. Растворение жидких и твердых веществ может сопровождаться как уменьшением, так и возрастанием энтальпии. При образовании растворов значительно изменяется и энтропия ΔS . Она возрастает всякий раз, когда растворение сопровождается увеличением объема по сравнению с исходными компонентами, и падает, когда объем уменьшается. При растворении газов в жидкости энтропия всегда уменьшается, а при растворении кристаллических тел возрастает.

Растворимость веществ зависит от природы растворенного вещества, природы растворителя, концентрации раствора и температуры. Для газообразных веществ она существенно зависит от давления. Абсолютно нерастворимых веществ в природе нет.

4 Свойства разбавленных раствором неэлектролитов. Законы Рауля. Принцип Вант-Гоффа. Методы определения молекулярных масс растворенных веществ.

Растворы замерзают при более низкой, а кипят при более высокой температуре по сравнению с чистым растворителем. Количественная зависимость понижения температуры замерзания $\Delta t_{\text{зам}}$ и повышения температуры кипения $\Delta t_{\text{кип}}$ разбавленного раствора от концентрации имеет вид (*закон Рауля*)

$$\Delta t_{\text{зам}} = K \cdot m,$$

$$\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot m,$$

где m – моляльная концентрация, E и K – эбулиоскопическая и криоскопическая константы, зависящие от природы растворителя. Например, для воды $K=1,86$, $E=0,52$. Данные формулы можно использовать для *определения молекулярных масс* растворенных веществ. При этом они используются в виде

$$\Delta t_{\text{зам}} = K \cdot g \cdot 1000 / (M \cdot G),$$

$$\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot g \cdot 1000 / (M \cdot G),$$

где g и G – массы растворенного вещества и растворителя; M – молекулярная масса растворенного вещества.

Пример: рассчитать, при какой температуре должен кристаллизоваться раствор, содержащий в 250г воды 54 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$.

Решение: при перерасчете на 1000 г воды содержание глюкозы в растворе равно $54 \cdot 4 = 216$ г. Так как молярная масса глюкозы составляет 180г/моль, то моляльность раствора равна $m = 216 / 180 = 1,2$ моля на 1000г воды. По формуле

$$\Delta t_{\text{зам}} = K \cdot m$$

находим

$$\Delta t_{\text{зам}} = 1,86 \cdot 1,20 = 2,23 \text{ К.}$$

Следовательно, так как

$$\Delta t_{\text{зам}} = t_{\text{зам}}(\text{воды}) - t_{\text{зам}}(\text{раствора}), \text{ то}$$

$$t_{\text{зам}} \text{ раствора} = t_{\text{зам}} \text{ воды} - \Delta t_{\text{зам}} = 273 \text{ К} - 2,23 \text{ К} = 271,23 \text{ К} = - 2,23^\circ \text{С.}$$

Пример: раствор, содержащий 8г некоторого вещества в 100 г диэтилового эфира, кипит при $36,86^\circ \text{С}$, а чистый эфир кипит при $35,6^\circ \text{С}$. Определить молекулярную массу растворенного вещества.

Решение: находим, что

$$\Delta t_{\text{кип}} = 36,86 - 35,6 = 1,26 \text{ градуса.}$$

Тогда, из уравнения

$$\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot g \cdot 1000 / (M \cdot G)$$

находим, что

$$M = E \cdot g \cdot 1000 / (G \cdot \Delta t_{\text{кип}}) = 2,02 \cdot 8 \cdot 1000 / (100 \cdot 1,26) = 128,2 \text{ г/моль.}$$

Раствор – однородная система. Это означает, что концентрация растворенного вещества в любом объеме остается неизменной во времени.

Неизменность обусловлена тем, что число выходящих и входящих в этот объем молекул растворителя и растворенного вещества одинаково. Выделенный объем находится в динамическом равновесии с окружающей средой.

Возьмем сосуд с разбавленным раствором сахара, дно которого сделано из специального материала, проницаемого для молекул растворителя и непроницаемого для молекул растворенного вещества, и посмотрим, что произойдет, если этот сосуд опустить в стакан с водой.

Молекулы растворителя из объема с их большей концентрацией (из чистой воды) будут перемещаться через полупроницаемую перегородку в водный раствор сахара, где их концентрация меньше.

Явление односторонней диффузии растворителя через полупроницаемую перегородку называется осмосом. Сила, действующая на единицу поверхности, препятствующая молекулам растворителя проникать через полупроницаемую перегородку, получила название осмотического давления.

Осмотическое давление P прямо пропорционально концентрации растворенного вещества и абсолютной температуре раствора

$$P = C_m RT,$$

где C_m – молярная концентрация, R – газовая постоянная, T – абсолютная температура. Используя данную формулу, можно находить молекулярную массу растворенных веществ.

Осмотическое давление, подобно давлению газа, при постоянных объеме и температуре зависит только от числа молекул растворенного вещества, но не зависит от природы растворенного вещества и растворителя.

Закон Вант-Гоффа: осмотическое давление раствора равно тому давлению, которое производило бы растворенное вещества, если бы оно при той же температуре находилось в газообразном состоянии и занимало объем, равный объему раствора.

Пример: рассчитать осмотическое давление раствора, содержащего в 1-ом литре 9г глюкозы ($C_6H_{12}O_6$) при температуре $25^\circ C$.

Решение: молекулярный вес глюкозы 180г/моль. Следовательно, 9г составляет 0,05 моля, то есть $C_m = 0,05$ моль/л. Тогда

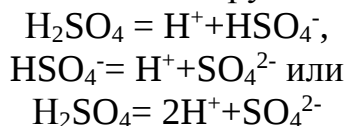
$$P = 0,05 \text{ моль/л} * 8,31 \text{ Дж/моль} * K * 298 \text{ K} = 123,8 \text{ кПа}.$$

5 Типы электролитов: сильные и слабые электролиты

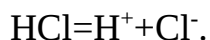
Электролитами называются вещества, которые в растворе распадаются на ионы: катионы и анионы. Растворы этих веществ проводят электрический ток. Электролитами являются кислоты, основания и соли. **Процесс распада молекул электролитов на катионы и анионы называется электролитической диссоциацией.**

Кислоты диссоциируют на ионы водорода H^+ и кислотный остаток. При этом число ступеней диссоциации зависит от основности кислоты.

Например, серная кислота диссоциирует в две ступени

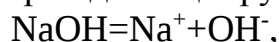


Соляная кислота – в одну ступень

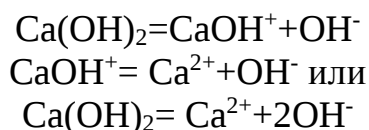


Основания диссоциируют на гидроксид-ионы и ионы металла. Число ступеней диссоциации зависит от кислотности основания.

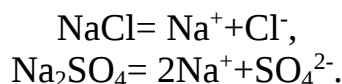
Например, гидроксид натрия диссоциирует в одну ступень



а гидроксид кальция – в две



Соли диссоциируют на кислотный остаток и ионы металла



В зависимости от соотношения концентраций нераспавшихся молекул к концентрации ионов все электролиты делятся на **сильные, средние и слабые**. Если молекулы веществ диссоциируют в растворах полностью, то они называются сильными электролитами. Если молекулы веществ диссоциируют в растворах не полностью, то они называются средними и слабыми электролитами. В растворах средних и слабых электролитов наряду с ионами существуют неионизированные молекулы.

Вещества, молекулы которых не распадаются на ионы, называются неэлектролитами.

К сильным электролитам относятся:

- кислоты: H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr ;
- растворимые основания (щелочи): NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$;
- практически все растворимые соли.

6 Теория электролитической диссоциации Аррениуса

В теории электролитической диссоциации Аррениуса раствор рассматривается как механическая смесь из растворенного вещества, ответственного за электропроводность, и растворителя, выполняющего роль физической среды. В растворе молекулы растворенного вещества распадаются на ионы: $\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$.

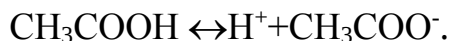
Количественной характеристикой способности электролита распадаться на ионы является степень электролитической диссоциации α . Она показывает, какая доля от общего количества электролита распадается на ионы.

Степень электролитической диссоциации равна отношению числа молекул, распавшихся в данном растворе на ионы, к общему числу молекул электролита в растворе.

Чем больше α , тем сильнее электролит. Для сильных электролитов $\alpha=1$.

7 Константа диссоциации: закон разбавления Освальда

Электролитическая диссоциация характеризуется также константой диссоциации K . Например, в водном растворе уксусной кислоты устанавливается равновесие



Тогда

$$K = [\text{H}^+] [\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}].$$

Константа и степень диссоциации связаны соотношением (**закон разбавления Освальда**)

$$K = \alpha^2 C_M / (1 - \alpha),$$

где C_M – молярная концентрация электролита. Если степень диссоциации значительно меньше 1, то при приближенных вычислениях можно принять, что

$$1 - \alpha = 1.$$

Тогда выражение закона разбавления упрощается

$$K = \alpha^2 C_M,$$

откуда

$$\alpha = \sqrt{K / C_M}.$$

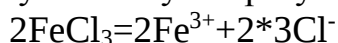
Это выражение показывает, что при разбавлении раствора степень диссоциации возрастает.

Пример: Сколько ионов, катионов и анионов образуется в результате электролитической диссоциации 2 молекул FeCl_3 ?

Решение: пишем уравнение электролитической диссоциации хлорида железа



Тогда при диссоциации двух молекул образуется



8 ионов: 2 катиона и 6 анионов.

Свойства растворов электролитов, зависящие от концентрации (понижение температуры замерзания, повышение температуры кипения, осмотическое давление), не подчиняются закону Вант-Гоффа, так как при диссоциации частичная концентрация раствора возрастает. Для количественного описания данных свойств растворов электролитов Вант-Гофф ввел в уравнения множитель i , названный **изотоническим коэффициентом**. Следовательно, для электролитов

$$\Delta t_{\text{зам}} = i \cdot K \cdot m,$$

$$\Delta t_{\text{кип}} = i \cdot E \cdot m,$$

$$P_{\text{осм}} = i \cdot C_M R T.$$

Изотонические коэффициенты находят путем сопоставления величин $\Delta t_{\text{зам}}$, $\Delta t_{\text{кип}}$, $P_{\text{осм.}}$, определяемых экспериментально, с соответствующими величинами, полученными расчетом. Для электролита данной концентрации

$$i = \Delta t_{\text{опыт}} / \Delta t_{\text{расч}} = P_{\text{опыт}} / P_{\text{расч}}.$$

Изотонический коэффициент и степень диссоциации связаны между собой уравнением

$$i = 1 + \alpha (k - 1) \text{ или } \alpha = (i - 1) / (k - 1),$$

где k – число ионов, на которые распадается при диссоциации молекула электролита.

Пример: найти изотонический коэффициент хлорида магния MgCl_2 . Сильный электролит, $\alpha = 1$.

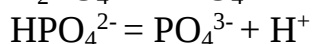
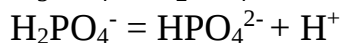
Решение: напишем уравнение электролитической диссоциации хлорида магния



То есть $k = 3$. Тогда $i = 1 + \alpha (k - 1) = 1 + 1(3 - 1) = 3$.

8 Ступенчатая диссоциация слабых электролитов. Влияние одноименных ионов на равновесие диссоциации слабого электролита в растворе

В слабых электролитах диссоциации протекает ступенчато: сначала ионизируется один атом, затем следующий. Если добавить одноименный ион, то диссоциации будет протекать в обратную сторону – образования неионизированной молекулы.



9 Произведение растворимости

В насыщенном растворе малорастворимого сильного электролита устанавливается равновесие между осадком электролита и ионами электролита в растворе.

Например, в насыщенном растворе сульфата бария устанавливается следующее равновесие



Выражение для константы равновесия данного процесса выглядит следующим образом

$$K = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] / [\text{BaSO}_4].$$

Знаменатель этой дроби есть величина постоянная, поэтому произведение

$$K[\text{BaSO}_4] = \text{const.}$$

Отсюда следует, что произведение

$$[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = \text{const},$$

называется **произведением растворимости** и обозначается ПР. То есть

$$\text{ПР} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}].$$

Отсюда следует что, **произведение концентраций ионов малорастворимого электролита, содержащихся в его насыщенном растворе (произведение растворимости), есть величина постоянная при данной температуре.**

Если молекула электролита при диссоциации образует два или несколько одинаковых ионов, то в выражении для произведения растворимости концентрации этих ионов должны быть возведены в соответствующие степени, например

$$\begin{aligned}\text{ПР}(\text{CaF}_2) &= [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2 \\ \text{ПР}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) &= [\text{Ca}^{2+}]^3[\text{PO}_4^{3-}]^2.\end{aligned}$$

При увеличении концентрации одного из ионов электролита в его насыщенном растворе произведение концентраций ионов электролита становится больше ПР. При этом равновесие между твердой фазой и раствором смещается в сторону образования осадка. Таким образом, **условием образования осадка является превышение произведения концентраций ионов малорастворимого электролита над его произведением растворимости.** В результате образования осадка концентрация другого иона, входящего в состав электролита, тоже изменяется. Устанавливается новое равновесие, при котором произведение концентраций ионов электролита вновь становится равным ПР. Наоборот, **растворение осадка малорастворимого электролита происходит при условии, что произведение концентраций его ионов меньше значения ПР.**

Пример: растворимость $\text{Mg}(\text{OH})_2$ при 18°C равна $1,7 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Найти ПР $\text{Mg}(\text{OH})_2$ при этой температуре.

Решение: при растворении каждого моля $\text{Mg}(\text{OH})_2$ в раствор переходит 1 моль ионов Mg^{2+} и вдвое больше ионов OH^- . Следовательно, в насыщенном растворе $\text{Mg}(\text{OH})_2$

$$[\text{Mg}^{2+}] = 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л};$$

$$[\text{OH}^-] = 3,4 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}.$$

Отсюда

$$\text{ПР} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 1,7 \cdot 10^{-4} \cdot (3,4 \cdot 10^{-4})^2 = 1,96 \cdot 10^{-11}.$$

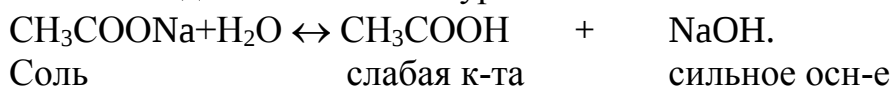
10 Гидролиз солей. Усиление, подавление гидролиза. Ступенчатый, полный гидролиз

Гидролиз соли – это взаимодействие ионов соли с ионами воды, сопровождающееся обычно изменением концентрации последних. Основной причиной гидролиза является образование малодиссоциированных веществ (молекул или ионов). Гидролиз может протекать различно, в зависимости от силы кислоты и основания, из которых образована соль.

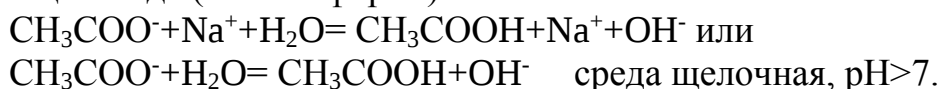
Рассмотрим наиболее типичные случаи гидролиза.

Соль слабой кислоты и сильного основания

Рассмотрим гидролиз ацетата натрия CH_3COONa . Взаимодействие данной соли с водой описывается уравнением:



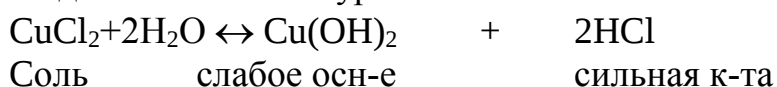
Ацетат натрия, как практически и все соли, в воде полностью диссоциирует на ионы Na^+ и CH_3COO^- . Гидроксид натрия является сильным основанием, поэтому ионы натрия совсем не соединяются с гидроксид-ионами. Наоборот, уксусная кислота – слабая кислота, поэтому ионы CH_3COO^- , встречаясь в растворе с водородными ионами воды, сейчас же начинают связываться с ними, образуя молекулы CH_3COOH . Тогда, учитывая вышеизложенное, уравнение гидролиза ацетата натрия можно записать в следующем виде (ионная форма)



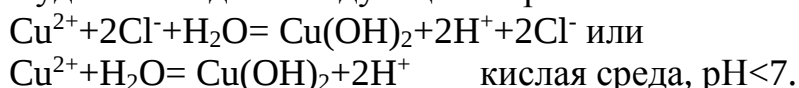
Вывод: гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием, протекает с накоплением в растворе гидроксид-ионов и образованием щелочной среды.

Соль сильной кислоты и слабого основания

Рассмотрим гидролиз хлорида меди CuCl_2 . Взаимодействие данной соли с водой описывается уравнением



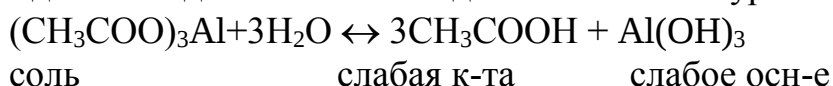
В данном случае соль CuCl_2 в воде диссоциирует на ионы Cu^{2+} и Cl^- . Гидроксид меди является слабым основанием, поэтому в воде практически не распадается на ионы. Соляная кислоты – сильная кислота, поэтому в воде практически полностью распадается на ионы водорода H^+ и кислотный остаток Cl^- . Тогда с ионной форме уравнение взаимодействия хлорида меди с водой будет выглядеть следующим образом



Вывод: гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, протекает с накоплением в растворе ионов водорода и образованием кислой среды.

Соль слабой кислоты и слабого основания

Рассмотрим гидролиз ацетата алюминия $(\text{CH}_3\text{COO})_3\text{Al}$.
Взаимодействие данной соли с водой описывается уравнением

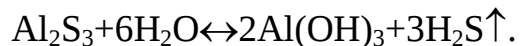


Соль – ацетат натрия в воде распадается на ионы CH_3COO^- и Al^{3+} . Уксусная кислоты и гидроксид алюминия являются слабой кислотой и слабым основанием, поэтому в воде практически не распадается на ионы. Уравнение взаимодействия ацетата алюминия с водой в ионной форме будет выглядеть следующим образом



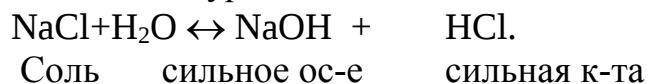
Вывод: гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием, протекает с образованием нейтральной среды.

Если получающиеся кислота и основание являются очень слабыми и к тому же летучими или малорастворимыми, то гидролиз может идти до конца, то есть до полного разложения соли. Например, гидролиз сульфида алюминия

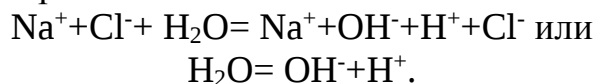


Соль сильной кислоты и сильного основания

Рассмотрим гидролиз хлорида натрия NaCl . Взаимодействие данной соли с водой описывается уравнением



Соль – хлорид натрия полностью диссоциирует в воде на ионы Na^+ и Cl^- . Так как гидроксид натрия и соляная кислота являются сильными электролитами, то в воде они также полностью распадаются на ионы. Тогда в ионной форме уравнение взаимодействия хлорида натрия с водой будет выглядеть следующим образом



Вывод: соли, образованные сильными кислотами и сильными основаниями, не подвергаются гидролизу.

Гидролиз соли, образованной слабой кислотой HA и сильным основанием, характеризуется константой гидролиза $K_{\text{Г}}$:

$$K_{\text{Г}} = \frac{[\text{OH}^-][\text{HA}]}{[\text{A}^-]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кисл.}}}$$

Из соотношения видно, что чем слабее кислота, т.е. чем меньше константа ее диссоциации, тем больше константа гидролиза образованной ею соли.

Для соли слабого основания MOH и сильной кислоты:

$$K_{\text{Г}} = \frac{[\text{H}^+][\text{MOH}]}{[\text{M}^+]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{осн.}}}$$

Отсюда следует, что $K_{\text{Г}}$ тем больше, чем меньше $K_{\text{осн.}}$, т.е. чем слабее основание MOH .

Степенью гидролиза h называется доля электролита, подвергшаяся гидролизу. Она связана с $K_{\text{Г}}$ уравнением

$$K_{\text{Г}} = h^2 C_{\text{м}} / (1 - h).$$

Чаще всего гидролизованная часть соли очень мала, а концентрация продуктов гидролиза незначительна. В подобных случаях $h \ll 1$, и в знаменателе формулы этой величиной можно пренебречь. Тогда получаем уравнение:

$$K_{\text{Г}} = h^2 C_{\text{м}} \text{ или } h = \sqrt{K_{\text{Г}} / C_{\text{м}}}.$$

Из уравнения следует, что степень гидролиза соли тем больше, чем меньше ее концентрация; иначе говоря, *при разбавлении раствора гидролизующейся соли степень ее гидролиза возрастает.*

Многозарядные ионы гидролизуются ступенчато.

