

МЕЖГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКО-РОССИЙСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Технологии металлов»

ХИМИЯ

*Методические рекомендации к практическим занятиям
для студентов всех специальностей и направлений подготовки
дневной и заочной форм обучения*

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ



Могилев 2020

УДК 54
ББК 24
Х46

Рекомендовано к изданию
учебно-методическим отделом
Белорусско-Российского университета

Одобрено кафедрой «Технологии металлов» 23.09.2020 г., протокол № 2

Составитель канд. хим. наук, доц. И. М. Лужанская

Рецензент канд. техн. наук, доц. И. Д. Камчицкая

В методических рекомендациях дано понятие характера среды и способы его определения. Подробно объясняется, почему в процессе гидролиза солей образуются растворы, имеющие различный характер среды. Приведены примеры составления молекулярных и ионных уравнений реакций гидролиза солей различного состава. Даны примеры решения задач и контрольные вопросы.

Учебно-методическое издание

ХИМИЯ

Ответственный за выпуск

Д. И. Якубович

Корректор

Е. А. Галковская

Компьютерная верстка

Н. П. Полевнича

Подписано в печать . Формат 60×84/16. Бумага офсетная. Гарнитура Таймс.
Печать трафаретная. Усл. печ. л. . Уч.-изд. л. . Тираж 66 экз. Заказ №

Издатель и полиграфическое исполнение:
Межгосударственное образовательное учреждение высшего образования
«Белорусско-Российский университет».
Свидетельство о государственной регистрации издателя,
изготовителя, распространителя печатных изданий
№ 1/56 от 07.03.2019.
Пр-т Мира, 43, 212022, Могилев.

© Белорусско-Российский
университет, 2020

Содержание

Введение.....	4
1 Ионное произведение воды. Водородный показатель.....	5
2 Типы гидролиза солей.....	6
2.1 Гидролиз соли, образованной катионом сильного основания и анионом слабой кислоты. Гидролиз по аниону.....	7
2.2 Гидролиз соли, образованной катионом слабого основания и анионом сильной кислоты. Гидролиз по катиону.....	9
2.3 Гидролиз соли, образованной катионом слабого основания и анионом слабой кислоты. Гидролиз по катиону и по аниону.....	10
2.4 Гидролиз соли, образованной катионом сильного основания и анионом сильной кислоты.....	11
2.5 Полный, необратимый гидролиз солей.....	11
2.6 Совместный гидролиз солей.....	12
3 Способы подавления гидролиза солей.....	13
4 Примеры решения задач.....	13
Список литературы.....	16

Введение

Гидролиз солей – это реакция ионного обмена между солью и водой. Гидролизу могут подвергаться как неорганические, так и органические вещества.

Реакция гидролиза соли способствует образованию кислот и щелочей. А если речь идет об органических веществах, получаются другие продукты. Водный сольволиз жиров способствует возникновению глицерина и высших жирных кислот. Если процесс происходит с белками, в результате образуются различные аминокислоты. Углеводы (полисахариды) разлагаются на моносахариды.

Гидролиз широко распространён в природе. Химическое преобразование земной коры и горные процессы сопровождаются гидролизом солей.

Гидролиз солей – это основная химическая реакция, протекающая в мировом океане. Благодаря гидролизу карбонатов магния и кальция, морская вода имеет слабощелочную реакцию.

Гидролиз широко используется в хозяйстве и в быту человека. В пищевой и кондитерской промышленности гидролиз солей аммония позволяет использовать этот процесс для придания тесту пышности и воздушности.

Реакцию гидролиза солей алюминия, карбоната или фосфата натрия используют для очистки воды.

Человек сталкивается с процессом гидролиза постоянно – во время стирки белья, при умывании, при мытье посуды.

В теле человека, неспособном полноценно усваивать белки и углеводы, реакция гидролиза «упрощает» их до веществ, которые организм в состоянии переварить. Таким образом сольволиз в воде играет важную роль в нормальном функционировании каждой биологической особи.

В данных методических рекомендациях подробно рассмотрен процесс гидролиза солей, приведены правила составления молекулярных и ионных уравнений гидролиза.

Целью данных методических рекомендаций является систематизация, углубление знаний, помощь студентам в самостоятельной работе при подготовке к практическим занятиям по теме «Гидролиз солей».

1 Ионное произведение воды. Водородный показатель

Вода является слабым электролитом и диссоциирует обратимо по уравнению



Константа диссоциации воды ($K_{\text{д}}$) определяется по уравнению

$$K_{\text{д}} = \frac{C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{H}_2\text{O}}},$$

где C_{H^+} – концентрация катионов водорода;

C_{OH^-} – концентрация анионов гидроксидов;

$C_{\text{H}_2\text{O}}$ – концентрация воды.

Численное значение $K_{\text{д}}$ воды определено экспериментально по данным электропроводности при 298 К и равно $1,86 \cdot 10^{-16}$. Равновесная концентрация недиссоциированных молекул воды

$$C_{\text{H}_2\text{O}} = 55,56 \text{ моль/л (1000/18)},$$

где 1000 г – масса 1 л воды ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$);

18 г/моль – молярная масса воды.

Так как степень диссоциации воды ничтожно мала ($\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$), то $C_{\text{H}_2\text{O}}$ можно считать величиной постоянной. Тогда

$$K_{\text{д}} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}} = C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-} = 1,86 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}.$$

Произведение концентраций ионов водорода и ионов гидроксидов называется **ионным произведением воды** ($K_{\text{H}_2\text{O}}$) или постоянной воды.

Значение ионного произведения воды – величина постоянная для всех водных растворов. Концентрация катионов водорода зависит от характера среды:

– в нейтральных средах $C_{\text{H}^+} = C_{\text{OH}^-} = 10^{-7}$ моль/л;

– в кислых $C_{\text{H}^+} > 10^{-7}$ моль/л;

– в щелочных $C_{\text{H}^+} < 10^{-7}$ моль/л.

На практике характер водной среды оценивают с помощью **водородного показателя (рН)** – отрицательного десятичного логарифма молярной концентрации ионов водорода:

$$\text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+}.$$

Аналогично рассчитывается рОН:

$$\text{pOH} = -\lg C_{\text{OH}^-}.$$

Тогда показатель $\text{p}K_{\text{H}_2\text{O}}$ будет равен:

$$pH_2O = -\lg K_{H_2O} = -\lg(CN^+ \cdot COH^-) = pH + pOH = 14.$$

В нейтральных средах $pH = 7$, в кислых средах $pH < 7$, в щелочных $pH > 7$.

Зная величину pH , можно рассчитать pOH , и наоборот, по известному значению pOH определяется величина pH .

Для измерения pH существуют различные методы. Приблизительно реакцию раствора можно определить с помощью специальных реактивов – индикаторов, которые меняют свою окраску в определенной области значений pH . Наиболее распространенными индикаторами являются лакмус, метиловый оранжевый, метиловый красный, фенолфталеин, характеристики некоторых даны в таблице 1.

Таблица 1– Характеристики индикаторов

Наименование индикатора	Цвет индикатора в различных средах		
	кислая среда	нейтральная среда	щелочная среда
Метиловый оранжевый	Красный	Оранжевый	Жёлтый
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий

Специальные приборы pH -метры позволяют определять реакцию среды растворов в диапазоне от 0 до 14 с точностью до 0,01 единицы pH .

2 Типы гидролиза солей

Гидролиз солей – процесс обменного взаимодействия ионов соли с водой, приводящий к образованию слабого электролита. Катион или анион соли (или оба вида ионов одновременно) могут связывать соответственно гидроксид анион OH^- или катион водорода H^+ воды (либо и то, и другое) с образованием малодиссоциирующего соединения (основания, кислоты, гидроксокатиона основной соли, гидроаниона кислой соли, малорастворимого соединения).

При этом происходит смещение равновесия диссоциации воды и изменяется pH раствора. При связывании иона H^+ воды ионом соли в растворе накапливаются ионы OH^- , реакция среды будет щелочная, а при связывании ионов OH^- накапливаются ионы H^+ и реакция среды будет кислая.

Гидролизу подвергаются только такие соли, которым соответствует хотя бы один слабый электролит – кислота и (или) основание.

В реакции гидролиза вступают соли, образованные:

- слабой кислотой и сильным основанием;
- слабым основанием и сильной кислотой;
- слабым основанием и слабой кислотой.

Гидролиз солей – процесс обратимый, однако если продукты гидролиза покидают сферу реакции (выделяются в виде осадка или газа), то гидролиз протекает необратимо.

При составлении ионно-молекулярных уравнений реакции гидролиза следует:

- определить силу основания и кислоты, образующих данную соль;
- записать уравнение диссоциации соли и сделать вывод о том, какой ион (или ионы) гидролизуются;
- написать ионно-молекулярное уравнение гидролиза, учитывая, что вода слабый электролит и что сумма зарядов должна быть одинаковой в обеих частях уравнения;
- написать молекулярное уравнение гидролиза.

Следует также учитывать, что гидролиз солей, образованных слабыми многоосновными кислотами и сильными основаниями (например, Na_2S , K_3PO_4 , Na_2SO_3 , K_2CO_3) или солей, образованных слабыми многокислотными основаниями и сильными кислотами (например, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, CuCl_2 , AlCl_3 , ZnSO_4) протекает ступенчато в соответствии с величиной заряда аниона или катиона. Но в обычных условиях практически протекает только первая ступень гидролиза, т. к. в результате её образуется наиболее слабый электролит (гидроанион или гидроксокаation) из образующихся слабых электролитов по всем стадиям гидролиза. Также при первой стадии гидролиза в растворе создается значительная концентрация продуктов гидролиза $-\text{OH}^-$ ионов или H^+ , подавляющих следующие стадии гидролиза и смещающих их равновесие, согласно принципу Ле-Шателье, влево. При нагревании и разбавлении раствора гидролиз усиливается и становятся возможными следующие стадии гидролиза.

Характер гидролиза определяется природой соли.

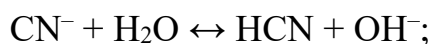
2.1 Гидролиз соли, образованной катионом сильного основания и анионом слабой кислоты. Гидролиз по аниону

Цианид калия KCN – соль слабой одноосновной синильной (цианистоводородной) кислоты (HCN) и сильного основания гидроксида калия (KOH). При растворении в воде молекулы соли полностью диссоциируют:

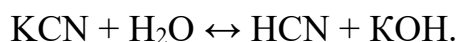


Катионы K^+ не могут связывать ионы OH^- воды, т. к. KOH – сильный электролит. Анионы CN^- связывают ионы H^+ воды, образуя молекулы слабого электролита HCN. Соль гидролизуются по аниону.

Ионно-молекулярное уравнение реакции гидролиза:



или в молекулярной форме:



В результате гидролиза в растворе появляется избыток гидроксид-ионов, поэтому раствор KCN имеет щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

Карбонат натрия Na_2CO_3 – соль слабой многоосновной угольной кислоты H_2CO_3 и сильного основания гидроксида натрия NaOH .

При растворении в воде соль диссоциирует:



Катионы Na^+ не могут связывать ионы OH^- воды в молекулы NaOH , т. к. NaOH – сильный электролит. Соль гидролизуеться по аниону. Карбонат – анион CO_3^{2-} связывает катион водорода одной молекулы воды в слабодиссоциирующий гидрокарбонат – ион HCO_3^- , а затем – в кислоту H_2CO_3 . Теоретически гидролиз может протекать в две ступени.

Ионно-молекулярное уравнение первой ступени гидролиза

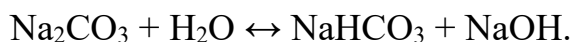


Образующиеся гидроксид-ионы обуславливают щелочную среду раствора, $\text{pH} > 7$.

Для составления уравнения в полной ионно-молекулярной форме приписываем противоионы Na^+ в обе части уравнения:

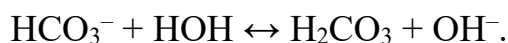


Молекулярное уравнение гидролиза



В результате гидролиза образуются кислая соль NaHCO_3 – гидрокарбонат натрия и основание NaOH .

Ионно-молекулярное уравнение второй ступени гидролиза



Образующиеся гидроксид-ионы обуславливают щелочную среду раствора, $\text{pH} > 7$.

Для составления уравнения в полной ионно-молекулярной форме приписываем противоионы Na^+ в обе части уравнения:



Молекулярное уравнение гидролиза



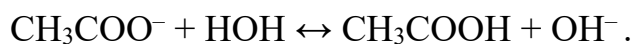
В результате гидролиза образуются слабая кислота H_2CO_3 – угольная кислота и основание NaOH .

Анион HCO_3^- является более слабым электролитом, чем молекула H_2CO_3 . Поэтому при обычных условиях гидролиз практически протекает по первой ступени.

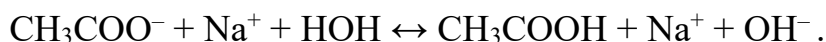
2.2 Гидролиз соли, образованной катионом слабого основания и анионом сильной кислоты. Гидролиз по катиону

Ацетат натрия CH_3COONa – соль сильного одноосновного основания NaOH и слабой одноосновной кислоты CH_3COOH . При растворении в воде молекулы CH_3COONa полностью диссоциируют на ионы Na^+ и CH_3COO^- . Катионы Na^+ не могут связывать ионы OH^- воды, т. к. NaOH – сильный электролит. Анионы же CH_3COO^- связывают протоны водорода воды, образуя молекулы слабого электролита CH_3COOH . Таким образом, соль гидролизуется по аниону.

Соответствующие ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций будут иметь вид:



Добавляем в левую и правую части ионы натрия и в итоге получаем полное ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



Молекулярное уравнение гидролиза



В результате гидролиза в растворе появляется избыток ионов OH^- , поэтому раствор CH_3COONa имеет щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

Если на возможность протекания гидролиза указывает ион слабого электролита (в данном случае – это ацетат-ион CH_3COO^-), то реакцию среды при гидролизе определяет ион сильного электролита (в данном случае – это гидроксид-ионы OH^- , образующиеся при диссоциации NaOH).

Сульфат цинка ZnSO_4 – соль слабого многокислотного основания $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и сильной кислоты H_2SO_4 . Соль в растворе диссоциирует:



Сульфат-анион SO_4^{2-} не может связывать катионы водорода воды в молекулы H_2SO_4 , т. к. серная кислота – сильный электролит.

Гидролиз протекает по катиону Zn^{2+} . Теоретически гидролиз протекает в две ступени.

На первой ступени катион Zn^{2+} , взаимодействуя с одной молекулой воды, связывает гидроксид-анион OH^- воды, образуя гидроксокатион цинка.

Ионно-молекулярное уравнение гидролиза

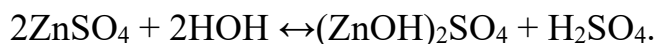


Катионы водорода H^+ обуславливают кислую среду раствора ($pH < 7$).

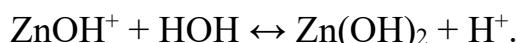
Приписываем противоионы SO_4^{2-} и уравниваем по числу атомов элементов и числу зарядов левую и правую части уравнения:



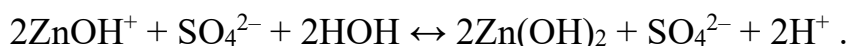
Молекулярное уравнение гидролиза



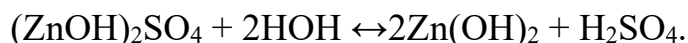
Гидролиз по второй ступени



Приписываем противоионы SO_4^{2-} и уравниваем по числу атомов элементов и числу зарядов левую и правую части уравнения:



Молекулярное уравнение гидролиза



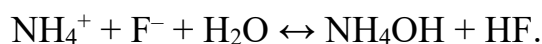
В результате гидролиза по первой ступени образуется анион $ZnOH^-$, который является более слабым электролитом, чем молекулы $Zn(OH)_2$. Поэтому при обычных условиях гидролиз протекает практически по первой ступени.

2.3 Гидролиз соли, образованной катионом слабого основания и анионом слабой кислоты. Гидролиз по катиону и по аниону

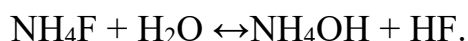
Фторид аммония NH_4F – соль слабого основания NH_4OH и слабой кислоты HF .

Гидролиз этой соли происходит и по катиону, и по аниону. При этом образуются слабое основание и слабая кислота.

Ионно-молекулярное уравнение гидролиза



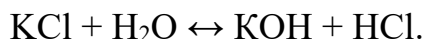
Молекулярное уравнение гидролиза:



Среда в этом случае остаётся нейтральной $pH = 7$.

2.4 Гидролиз соли, образованной катионом сильного основания и анионом сильной кислоты

Хлорид калия KCl – соль сильного основания KOH и сильной кислоты HCl. Молекулярное уравнение реакции



Полное ионно-молекулярное уравнение



Сокращенное ионно-молекулярное уравнение



Полученное уравнение показывает, что ни катион, ни анион соли гидролизу не подвергаются. Раствор этой соли имеет нейтральную реакцию среды, $\text{pH} = 7$. Следовательно, гидролиз не идёт.

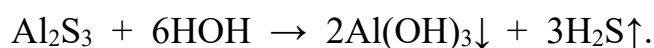
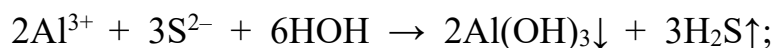
2.5 Полный, необратимый гидролиз солей

Соль гидролизуется полностью и необратимо при выполнении следующих условий:

- кислота является либо легколетучей, либо труднорастворимой и ее константа диссоциации не превышает 10^{-7} ;
- основание является труднорастворимым соединением и его константа диссоциации не превышает 10^{-8} ;
- основание и кислота, образующие соль, являются не только слабыми электролитами, но и малорастворимыми или неустойчивыми и разлагаются с образованием летучих продуктов.

Например, сульфид алюминия Al_2S_3 – соль слабого многокислотного основания $\text{Al}(\text{OH})_3$ и слабой многоосновной кислоты H_2S . При растворении в воде сульфид алюминия диссоциирует на катионы Al^{3+} и анионы S^{2-} . Ионы алюминия связывают гидроксид-ионы воды с образованием катионов основной соли AlOH^{2+} . Сульфид-ионы связывают ионы водорода воды с образованием анионов кислой соли HS^- . В результате происходит усиление гидролиза и он протекает практически до конца (образующиеся слабые электролиты уходят из зоны реакции).

Соответствующие ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций будут иметь вид:



Реакция водного раствора будет близка к нейтральной ($\text{pH} \approx 7$).

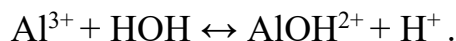
Поэтому сульфид алюминия не может существовать в виде водных растворов, может быть получен только «сухим способом», например, из элементов при высокой температуре: $2\text{Al} + 3\text{S} \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{S}_3$ и должен храниться в герметических сосудах, исключающих попадание влаги.

2.6 Совместный гидролиз солей

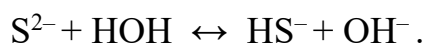
Если поместить в один сосуд две соли, одна из которых образована слабым основанием (гидролизуется по катиону), а вторая – слабой кислотой (гидролизуется по аниону), то происходит совместное усиление гидролиза и он протекает до конца практически необратимо.

При смешивании растворов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2S каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты.

Сульфат алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – соль слабого многокислотного основания $\text{Al}(\text{OH})_3$ и сильной многоосновной кислоты H_2SO_4 . При растворении в воде молекулы $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ полностью диссоциируют на катионы Al^{3+} и анионы SO_4^{2-} . Ионы SO_4^{2-} не могут связывать ионы H^+ воды, т. к. H_2SO_4 – сильный электролит. Ионы же Al^{3+} связывают гидроксид-ионы воды, образуя катионы основной соли AlOH^{2+} . В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени. Соль гидролизуется по катиону:

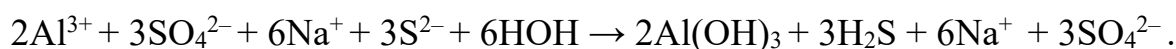
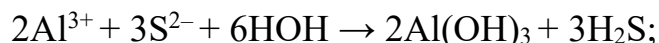


Сульфид натрия Na_2S – соль сильного однокислотного основания NaOH и слабой многоосновной кислоты H_2S . При растворении в воде молекулы Na_2S полностью диссоциируют на ионы Na^+ и S^{2-} . Катионы Na^+ не могут связывать ионы OH^- воды, т. к. NaOH – сильный электролит. Анионы же S^{2-} связывают протоны водорода воды, образуя ионы кислой соли HS^- . В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени. Соль гидролизуется по аниону:



Однако, если растворы этих солей находятся в одном сосуде, то идет взаимное усиление гидролиза каждой из них, т. к. ионы H^+ и OH^- образуют молекулы слабого электролита H_2O . При этом гидролитическое равновесие сдвигается вправо и гидролиз каждой из взятых солей идет до конца с образованием $\text{Al}(\text{OH})_3$ и H_2S .

Сокращенное и полное ионно-молекулярные уравнения совместного гидролиза:



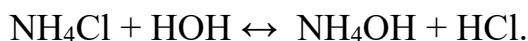
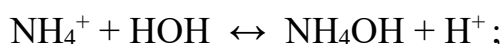
3 Способы подавления гидролиза солей

Существует три способа подавления гидролиза солей:

- 1) регулирование pH солевого раствора;
- 2) понижение температуры солевого раствора, вызывающее уменьшение степени гидролиза;
- 3) понижение концентрации солевого раствора.

Соответственно соли, образованные слабым гидроксидом и сильной кислотой, необходимо подкислять для подавления гидролиза, т. е. понижать pH.

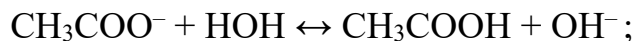
Например, гидролиз хлорида аммония



При гидролизе хлорида аммония образуются ионы водорода, поэтому, если к раствору этой соли добавить любую кислоту (например, $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$), то за счет увеличения концентрации ионов водорода, образующихся при диссоциации кислоты, равновесие гидролиза по принципу Ле-Шателье смещается в обратном направлении, т. е. в сторону образования соли и степень гидролиза NH_4Cl уменьшится.

Соли, образованные сильным гидроксидом и слабой кислотой, необходимо подщелачивать для подавления гидролиза, т. е. повышать pH.

Например, гидролиз ацетата натрия:



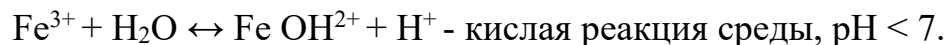
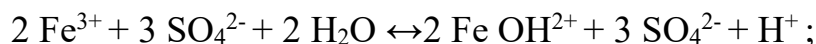
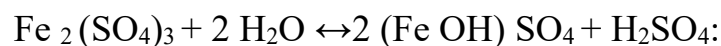
При гидролизе ацетата натрия образуются гидроксид-ионы, поэтому если к раствору этой соли добавить любую щелочь (например, $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$), то за счет увеличения концентрации гидроксид-ионов, образующихся при диссоциации щелочи, равновесие гидролиза по принципу Ле-Шателье смещается в обратном направлении, т. е. в сторону образования соли и степень гидролиза CH_3COONa уменьшится.

4 Примеры решения задач

Задача 1. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза соли, раствор которой имеет: а) щелочную реакцию; б) кислую реакцию.

Решение

Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой, в водных растворах подвергаются гидролизу с накоплением ионов OH^- (имеют щелочную реакцию):

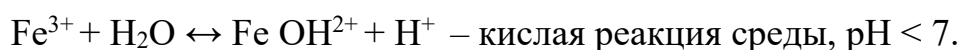
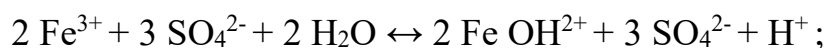
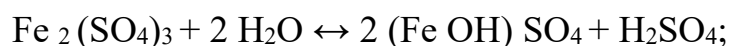


Задача 2. Какие из солей $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, NaCl , K_2SO_4 , NaNO_2 подвергаются гидролизу? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза соответствующих солей.

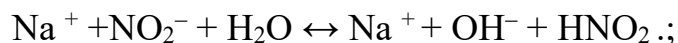
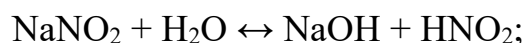
Решение

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, не подвергаются гидролизу. К ним относятся NaCl , K_3AsO_4 .

Для $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ составим уравнения гидролиза:



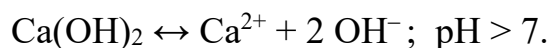
Реакции гидролиз NaNO_2 :



Задача 3. Рассчитайте pH 0,02M раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Решение

Запишем уравнение реакции диссоциации $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в растворе:



В соответствии с уравнением реакции равновесная молярная концентрация анионов OH^- вдвое больше концентрации гидроксида кальция $C_M \text{Ca}(\text{OH})_2$:

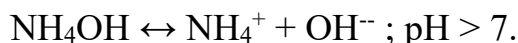
$$[\text{OH}^-] = 2 C_M \text{Ca}(\text{OH})_2;$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \lg[\text{OH}^-] = 14 + \lg 2 C_M \text{Ca}(\text{OH})_2 = 12,6.$$

Задача 4. Одно из самых дешевых азотных удобрений – аммиачная вода, раствор аммиака. Определите степень диссоциации гидрата аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ в 0,002М растворе, если его рН равен 10,3 при 25 °С.

Решение

Уравнение электролитической диссоциации раствора аммиака имеет вид:



Равновесная молярная концентрация анионов гидроксила $[\text{OH}^-]$ связана с концентрацией гидроксида аммония $C_{\text{M}}(\text{NH}_4\text{OH})$ и степенью диссоциации a :

$$[\text{OH}^-] = a C_{\text{M}}(\text{NH}_4\text{OH});$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \lg[\text{OH}^-] = 14 + \lg \{a \cdot c(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})\};$$

$$a = (10^{\text{pH} - 14}) : c = 10^{10,3 - 14} / 0,002 = 0,093 = 9,3\% .$$

Контрольные задания

1 В молекулярной и краткой ионной формах запишите уравнения реакций гидролиза соли K_2SO_3 и рассчитайте рН 0,04 н. раствора этой соли, учитывая только первую степень гидролиза.

2 В молекулярной и краткой ионной формах запишите уравнения реакций гидролиза ацетата натрия CH_3COONa . Рассчитайте рН раствора, в 1 л которого содержится 0,082 г этой соли.

3 В молекулярной и краткой ионной формах запишите уравнения реакций гидролиза соли K_2CO_3 и рассчитайте рН её 0,006 н. раствора, учитывая только первую степень гидролиза.

4 В молекулярной и краткой ионной формах запишите уравнения реакций гидролиза соли Na_2SO_3 и определите рН раствора, в котором содержится 0,02 эквивалента этой соли, учитывая только первую степень гидролиза.

5 В молекулярной и краткой ионной формах запишите уравнения реакций гидролиза соли NaNO_2 и рассчитайте рН раствора, в 250 мл которого содержится 0,172 г этой соли.

6 В молекулярной и краткой ионной формах запишите уравнения реакций гидролиза соли Li_2CO_3 и рассчитайте рН её 0,002 н. раствора, учитывая только первую степень гидролиза.

7 В молекулярной и краткой ионной формах запишите уравнения реакций гидролиза соли NH_4Cl и рассчитайте величину рН раствора, в 1 л которого содержится 0,0535 г соли.

8 В молекулярной и краткой ионной формах запишите уравнения реакции гидролиза соли K_2CO_3 и рассчитайте рН его 0,001 М раствора, учитывая только первую степень гидролиза.

9 В молекулярной и краткой ионной формах запишите уравнения реакций гидролиза соли CuCl_2 и рассчитайте pH 0,04 н. раствора соли, учитывая только первую степень гидролиза.

Список литературы

- 1 **Росин, И. В.** Химия: учебник и задачник для приклад. бакалавриата / И. В. Росин, Л. Д. Томина, С. Н. Соловьев. – Москва: Юрайт, 2019. – 420 с.
- 2 **Хомченко, И. Г.** Общая химия / И. Г. Хомченко. – Москва: Новая волна, 2014.
- 3 **Глинка, Н. Л.** Общая химия, учебное пособие / Н. Л. Глинка. – Москва: КноРус, 2014.
- 4 Химия: учебник для академ. бакалавриата / Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общ. ред. Г. Н. Фадеева. – 2-е изд., перераб. и доп. – Москва: Юрайт, 2019. – 431 с.