

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 ( $K_d$ ) определяется по уравнению

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

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

$C_{\text{OH}^-}$  – концентрация анионов гидроксидов;

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

Численное значение  $K_d$  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

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

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. Приближенно 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,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ) или солей, образованных слабыми многокислотными основаниями и сильными кислотами (например,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ) 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  $\text{H}^+$ , 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.

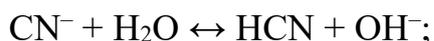
### ***2.1 Гидролиз соли, образованной катионом сильного основания и анионом слабой кислоты. Гидролиз по аниону***

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

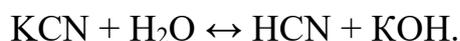


Катионы  $\text{K}^+$  не могут связывать ионы  $\text{OH}^-$  воды, т. к. KOH – сильный электролит. Анионы  $\text{CN}^-$  связывают ионы  $\text{H}^+$  воды, образуя молекулы слабого электролита HCN. Соль гидролизуются по аниону.

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  $\text{Na}_2\text{CO}_3$**  – соль слабой многоосновной угольной кислоты  $\text{H}_2\text{CO}_3$  и сильного основания гидроксида натрия  $\text{NaOH}$ .

При растворении в воде соль диссоциирует:



Катионы  $\text{Na}^+$  не могут связывать ионы  $\text{OH}^-$  воды в молекулы  $\text{NaOH}$ , т. к.  $\text{NaOH}$  – сильный электролит. Соль гидролизуеться по аниону. Карбонат – анион  $\text{CO}_3^{2-}$  связывает катион водорода одной молекулы воды в слабодиссоциирующий гидрокарбонат – ион  $\text{HCO}_3^-$ , а затем – в кислоту  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . 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  $\text{Na}^+$  в обе части уравнения:

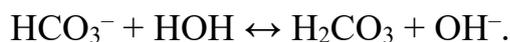


Молекулярное уравнение гидролиза



В результате гидролиза образуются кислая соль  $\text{NaHCO}_3$  – гидрокарбонат натрия и основание  $\text{NaOH}$ .

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  $\text{Na}^+$  в обе части уравнения:



Молекулярное уравнение гидролиза



В результате гидролиза образуются слабая кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$  – угольная кислота и основание  $\text{NaOH}$ .

Анион  $\text{HCO}_3^-$  является более слабым электролитом, чем молекула  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . 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  $\text{CH}_3\text{COONa}$**  – соль сильного одноосновного основания  $\text{NaOH}$  и слабой одноосновной кислоты  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . При растворении в воде молекулы  $\text{CH}_3\text{COONa}$  полностью диссоциируют на ионы  $\text{Na}^+$  и  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ . Катионы  $\text{Na}^+$  не могут связывать ионы  $\text{OH}^-$  воды, т. к.  $\text{NaOH}$  – сильный электролит. Анионы же  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  связывают протоны водорода воды, образуя молекулы слабого электролита  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . 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  $\text{OH}^-$ , поэтому раствор  $\text{CH}_3\text{COONa}$  имеет щелочную реакцию ( $\text{pH} > 7$ ).

Если на возможность протекания гидролиза указывает ион слабого электролита (в данном случае – это ацетат-ион  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ), то реакцию среды при гидролизе определяет ион сильного электролита (в данном случае – это гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$ , образующиеся при диссоциации  $\text{NaOH}$ ).

**Сульфат цинка  $\text{ZnSO}_4$**  – соль слабого многокислотного основания  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  и сильной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Соль в растворе диссоциирует:



Сульфат-анион  $\text{SO}_4^{2-}$  не может связывать катионы водорода воды в молекулы  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , т. к. серная кислота – сильный электролит.

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

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

Ионно-молекулярное уравнение гидролиза

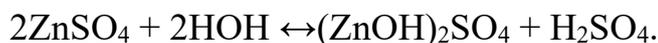


Катионы водорода  $H^+$  обуславливают кислую среду раствора ( $pH < 7$ ).

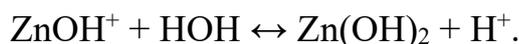
Приписываем противоионы  $SO_4^{2-}$  и уравниваем по числу атомов элементов и числу зарядов левую и правую части уравнения:



Молекулярное уравнение гидролиза



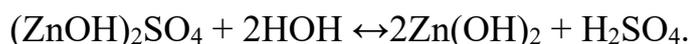
Гидролиз по второй ступени



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



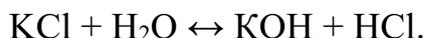
Молекулярное уравнение гидролиза:



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.

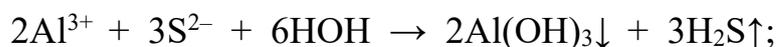
## 2.5 Полный, необратимый гидролиз солей

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  $\text{Al}_2\text{S}_3$  – соль слабого многокислотного основания  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и слабой многоосновной кислоты  $\text{H}_2\text{S}$ . При растворении в воде сульфид алюминия диссоциирует на катионы  $\text{Al}^{3+}$  и анионы  $\text{S}^{2-}$ . Ионы алюминия связывают гидроксид-ионы воды с образованием катионов основной соли  $\text{AlOH}^{2+}$ . Сульфид-ионы связывают ионы водорода воды с образованием анионов кислой соли  $\text{HS}^-$ . 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 ( $\text{pH} \approx 7$ ).

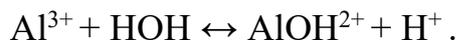
Поэтому сульфид алюминия не может существовать в виде водных растворов, может быть получен только «сухим способом», например, из элементов при высокой температуре:  $2\text{Al} + 3\text{S} \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{S}_3$  и должен храниться в герметических сосудах, исключающих попадание влаги.

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

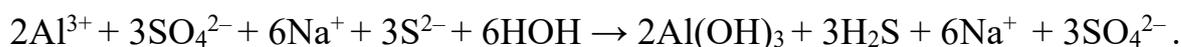
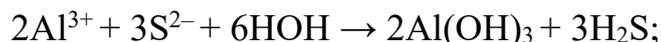


Сульфид натрия  $\text{Na}_2\text{S}$  – соль сильного однокислотного основания  $\text{NaOH}$  и слабой многоосновной кислоты  $\text{H}_2\text{S}$ . При растворении в воде молекулы  $\text{Na}_2\text{S}$  полностью диссоциируют на ионы  $\text{Na}^+$  и  $\text{S}^{2-}$ . Катионы  $\text{Na}^+$  не могут связывать ионы  $\text{OH}^-$  воды, т. к.  $\text{NaOH}$  – сильный электролит. Анионы же  $\text{S}^{2-}$  связывают протоны водорода воды, образуя ионы кислой соли  $\text{HS}^-$ . 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  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  образуют молекулы слабого электролита  $\text{H}_2\text{O}$ . При этом гидролитическое равновесие сдвигается вправо и гидролиз каждой из взятых солей идет до конца с образованием  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и  $\text{H}_2\text{S}$ .

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.

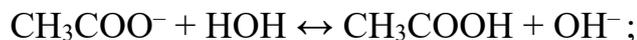
Например, гидролиз хлорида аммония



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  $\text{NH}_4\text{Cl}$  уменьшится.

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

Например, гидролиз ацетата натрия:



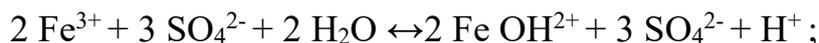
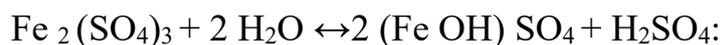
При гидролизе ацетата натрия образуются гидроксид-ионы, поэтому если к раствору этой соли добавить любую щелочь (например,  $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ ), то за счет увеличения концентрации гидроксид-ионов, образующихся при диссоциации щелочи, равновесие гидролиза по принципу Ле-Шателье смещается в обратном направлении, т. е. в сторону образования соли и степень гидролиза  $\text{CH}_3\text{COONa}$  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  $\text{OH}^-$  (имеют щелочную реакцию):

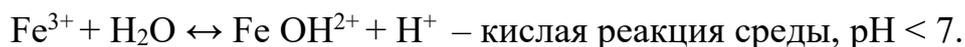
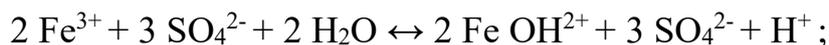
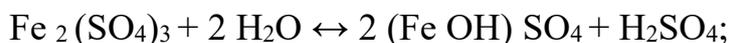


**Задача 2.** Какие из солей  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaNO}_2$  подвергаются гидролизу? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза соответствующих солей.

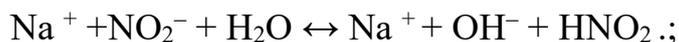
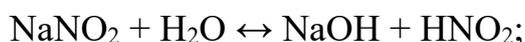
*Решение*

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, не подвергаются гидролизу. К ним относятся  $\text{NaCl}$ ,  $\text{K}_3\text{AsO}_4$ .

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



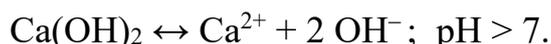
Реакции гидролиз  $\text{NaNO}_2$ :



**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  $\text{OH}^-$  вдвое больше концентрации гидроксида кальция  $C_M \text{Ca}(\text{OH})_2$ :

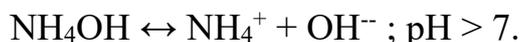
$$[\text{OH}^-] = 2 C_M \text{Ca}(\text{OH})_2;$$

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

**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  $\text{K}_2\text{SO}_3$  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  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . 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  $\text{K}_2\text{CO}_3$  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  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  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  $\text{NaNO}_2$  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  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  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  $\text{NH}_4\text{Cl}$  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  $\text{K}_2\text{CO}_3$  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  $\text{CuCl}_2$  и рассчитайте рН 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. – 431с.