

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Локтионова Оксана Геннадьевна
Должность: проректор по учебной работе
Дата подписания: 15.05.2022 01:30:02
Уникальный программный ключ:
0b817ca911e6668abb13a5d426d39e5f1c11eabbf73e943df4a4851fda56d089

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Юго-Западный государственный университет»
(ЮЗГУ)

Кафедра фундаментальной химии и химической технологии

УТВЕРЖДАЮ
Проректор по учебной работе
Ф.Г. Локтионова
2017 г.



РАВНОВЕСИЯ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ
Методические указания к самостоятельной работе и лабораторным
работам по дисциплине «Химия» для студентов направления
подготовки 28.03.01

Курск - 2017

УДК 546

Составители: И. В. Савенкова, Е. А. Фатьянова

Рецензент

Доктор химических наук, профессор *Ф.Ф.Ниязи*

Равновесия в растворах электролитов: методические указания к самостоятельной работе и лабораторным работам по дисциплине «Химия» для студентов направления подготовки 04.03.01 / Юго-Зап. гос. ун-т; сост.: И. В. Савенкова, Е. А. Фатьянова. Курск, 2016. - 35с.: табл. 1, прилож. 1. - Библиогр.: с. 5.

Излагаются краткие теоретические сведения по теме «Равновесия в растворах электролитов», рассматриваются примеры типовых задач и упражнений по данной теме, представлено описание лабораторных работ, вопросы для самостоятельной подготовки и индивидуальные задания для студентов.

Предназначены для студентов направления подготовки 28.03.01.

Текст печатается в авторской редакции

Подписано в печать . Формат 60*84 1/16.
Усл.печ.л. 1,9 . Уч.-изд. л. 1,0 . Тираж 50 экз. Заказ . Бесплатно.
Юго-Западный государственный университет.
305040 Курск, ул. 50 лет Октября, 94.

ВВЕДЕНИЕ

Предлагаемые методические указания предназначены для студентов технических специальностей, изучающих общую химию.

Цель данных методических указаний – помочь студентам изучить основные положения теории электролитической диссоциации, характер диссоциации воды, кислот, оснований, солей в воде, понятие степень и константа диссоциации электролитов, понятие ионного произведения воды, водородного показателя среды, механизм процесса гидролиза, освоить понятие степени и константы гидролиза, факторы, влияющие на смещение равновесия реакций гидролиза солей.

В методические указания включены краткие теоретические положения изучаемой темы, типовые примеры, индивидуальные задания для самостоятельной работы, а также вопросы для самоподготовки.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ ПОДГОТОВКИ

1. Какие вещества относятся к группе электролитов? Механизм распада электролитов на ионы.

2. Диссоциация кислот, основания, солей (средних, основных, кислых, двойных). Ступенчатая диссоциация.

3. Степень и константа электролитической диссоциации. Зависимость их от различных факторов. Состояние сильных и слабых электролитов в растворах. Закон Оствальда.

4. Реакции обмена в растворах электролитов. Направление протекания реакций ионного обмена. Составление уравнений реакций обмена в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

5. Произведение растворимости. Условия, необходимые для образования осадка и его растворения.

6. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Понятие о водородном показателе среды (рН). Методы определения рН среды.

7. Гидролиз солей. Типичные случаи гидролиза солей. Механизм гидролиза солей разных групп: по катиону, по аниону, по катиону-аниону.

8. рН растворов солей различных типов.

9. Составление уравнений гидролиза солей в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

10. Понятия степени и константы гидролиза. Расчёт данных величин.

11. Влияние на равновесие реакции гидролиза внешних факторов (разбавления, температуры, рН среды).

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Задачи и упражнения по общей химии. /Под ред. Н.В. Коровина. М.: Высшая школа, 2004 г.
2. Коровин Н.В. Общая химия. М.: Высшая школа, 1998 г.
3. Коровин Н.В., Мингулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии. М.: Высшая школа, 1998 г.
4. Лабораторный практикум по общей химии. / Под ред. А.А. Тапировой. М.: Высшая школа, 1976 г.
5. Павлов Н.Н. Неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1986г.

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. СЛАБЫЕ И СИЛЬНЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ

Большинство химических реакций протекают в растворах. Наиболее универсальным растворителем является вода, что объясняется её уникальными физико-химическими свойствами, большой химической активностью и доступностью.

При растворении в воде, как в одном из полярных растворителей, вещества претерпевают значительные изменения, в ряде случаев это проявляется в электрической проводимости.

Химически чистая вода практически не проводит электрический ток. Водные растворы большинства органических соединений (спиртов, альдегидов, кетонов, углеводов) также не проводят ток. Растворы же большинства неорганических соединений (солей, кислот, оснований) электропроводны.

Вещества придают раствору электропроводимость, если они состоят из ионов или из молекул, способных при растворении распадаться на ионы. Такие соединения называются *электролитами*. Вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток, называются *неэлектролитами*.

Проводимость электролитов определяется подвижностью ионов и принципиально отличается от проводимости металлов. Электролиты считаются проводниками второго рода.

Процесс распада вещества на ионы называют *электролитической диссоциацией*. При растворении электролита диполи воды за счёт ориентационного или ион-дипольного взаимодействия притягиваются к полярным молекулам или к ионам растворяемого вещества. Полярные молекулы в силовом поле окружающих их диполей растворителя поляризуются, и вследствие сильного смещения связывающих электронов связь становится ионной. Происходит ионизация молекулы, а затем диссоциация с образованием свободных ионов. Подготовительным этапом электролитической диссоциации является сольватация вещества – взаимодействие частиц растворителя с растворяемым веществом. Если растворителем является вода, процесс сольватации называется гидратацией.

В результате диссоциации образуются катионы (положительно заряженные ионы) и анионы (отрицательно заряженные ионы), суммарный заряд которых равен нулю. Каждый ион в водном растворе окружён гидратной оболочкой, состоящей из молекул воды, чтобы показать её наличие в уравнении вводят аq: $\text{NaCl} = \text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$. Однако для удобства в уравнении воду можно не указывать: $\text{NaCl} = \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$.

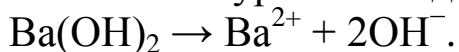
Сильные электролиты диссоциируют полностью и в растворе находятся в виде ионов. Процесс диссоциации сильного электролита принято считать необратимым.

ПРИМЕР 1.

Определите концентрацию OH^- в 0,05 М растворе $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

РЕШЕНИЕ.

Составляем уравнение диссоциации $\text{Ba}(\text{OH})_2$:



Согласно уравнению реакции,

из 1 моль $\text{Ba}(\text{OH})_2$ образуется 2 моль OH^- ,

тогда из 0,05 моль $\text{Ba}(\text{OH})_2$ образуется x моль OH^- .

$$x = \frac{0,05 \text{ моль} \cdot 2 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 0,1 \text{ моль}$$

Вещества, диссоциирующие незначительно, являются слабыми электролитами, и в растворах в основном представлены молекулами и только частично ионами.

Сила электролита, его способность распадаться на ионы, может быть охарактеризована при помощи *степени диссоциации* (α). Эта величина показывает отношение молярной концентрации продиссоциировавших молекул ($C_{д}$) к исходной молярной концентрации растворённых молекул (C_0).

$$\alpha = \frac{C_{д}}{C_0} \quad (1)$$

Степень диссоциации может быть выражена в долях или процентах.

Степень диссоциации сильных электролитов принимает значения от 100% до 33%, при $\alpha < 3\%$ электролиты – слабые, при значениях α от 3% до 33% - средней силы.

К сильным электролитам относятся растворимые основания, кроме гидроксида аммония, соли, некоторые кислоты (например, HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HClO_4 , HClO_3 , KMnO_4 , H_2SeO_4 и т.д.). Слабыми электролитами являются трудно растворимые основания, NH_4OH , некоторые кислоты (например, H_2CO_3 , HNO_2 , H_2SO_4 , H_2SiO_3 , H_2SO_3 , H_2S , HOCl , HF , HCN и т.д.). Ортофосфорная кислота H_3PO_4 является средним по степени диссоциации электролитом.

Степень диссоциации электролита зависит и от природы растворителя. Одно и то же вещество в зависимости от растворителя может быть и сильным электролитом, и слабым электролитом, и неэлектролитом. Например, HBr в воде проявляет свойства сильного электролита, а в 100% уксусной кислоте становится электролитом слабым.

В растворах слабых и средних по силе электролитов устанавливается равновесие между образующимися ионами и недиссоциировавшими молекулами, например, $\text{HNO}_2 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$. В виду обратимости диссоциация таких электролитов подчиняется принципу Ле-Шателье. Одним из способов повышения диссоциации слабого электролита является разбавление раствора. Уменьшение степени диссоциации может быть вызвано добавлением в раствор электролита одноимённых ионов. Так, при добавлении к раствору уксусной кислоты её соли (например, ацетата натрия), повышается концентрация

ацетат-ионов и равновесие процесса $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ смещается влево. Уксусная кислота будет находиться в растворе преимущественно в виде молекул.

Равновесие реакции диссоциации слабых электролитов характеризуется константой равновесия – **константой диссоциации (K_d)**:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} \quad (2)$$

где $[\text{H}^+]$, $[\text{NO}_2^-]$ – равновесные концентрации ионов, моль/л;

$[\text{HNO}_2]$ – равновесная концентрация недиссоциировавших молекул, моль/л.

Электролит считается сильным, если $K_d > 10^{-2}$.

Значение константы диссоциации не зависит от концентрации электролита, а зависит от его природы и температуры.

Таким образом, диссоциирующая способность слабого электролита описывается двумя величинами – степенью и константой диссоциации. Две эти характеристики связаны законом разбавления, установленным В. Оствальдом (1888г.): степень диссоциации слабого электролита увеличивается при разбавлении раствора обратно пропорционально корню квадратному из его молярной концентрации.

$$K_d = \frac{\alpha^2 \cdot C_0}{1 - \alpha} \quad (3)$$

где C_0 – молярная концентрация раствора.

Если $\alpha < 0,01$, то для расчётов можно использовать приближённое соотношение $K_d = \alpha^2 \cdot C_0$. (4)

ПРИМЕР 2.

Определите концентрацию ионов OH^- в 0,01 М растворе гидроксида аммония ($K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,77 \cdot 10^{-5}$).

РЕШЕНИЕ.

Решение 1. Используя закон разбавления, находим степень диссоциации NH_4OH .

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_0}}; \quad \alpha = \sqrt{\frac{1,77 \cdot 10^{-5}}{10^{-2}}} = 0,042$$

Находим концентрацию диссоциировавших частиц.

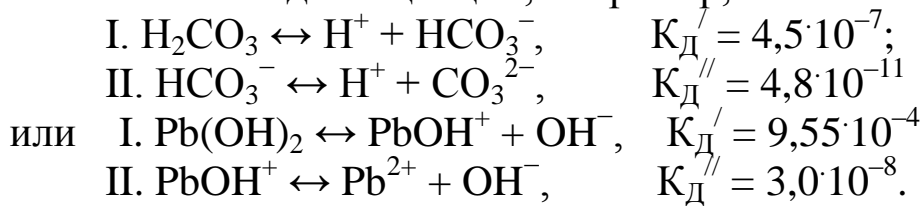
$$\alpha = \frac{C_d}{C_0}; \quad C_d = \alpha \cdot C_0; \quad C_d = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Согласно уравнению реакции $C(\text{OH}^-) = C_{\text{Д}} = 4,2 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

Решение 2. Концентрацию ионов OH^- также можно вычислить, пользуясь соотношением $C(\text{OH}^-) = \sqrt{K_{\text{Д}} \cdot C_0}$ (5);

$$C(\text{OH}^-) = \sqrt{1,77 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-2}} = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

В случае наличия в молекуле двух или более связей, которые ионизируются с последующей диссоциацией, процесс распада на ионы протекает ступенчато и для каждой ступени определяется значение константы диссоциации, например,

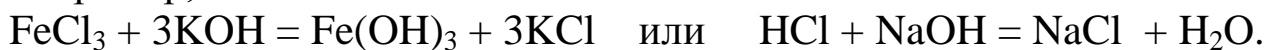


При этом константа диссоциации для каждой последующей стадии всегда меньше, чем для предыдущей, т.к. увеличение заряда диссоциирующей частицы затрудняет выход из неё иона с противоположным зарядом.

Сильные многоосновные кислоты и многокислотные щёлочи диссоциируют по I ступени как сильные электролиты, а по II ступени – как электролиты средней силы.

РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

Наличие зарядов на частицах вещества (ионах) придают им высокую химическую активность. При смешивании растворов различных электролитов находящиеся в них ионы противоположного заряда могут ассоциировать в молекулы, комплексы или кристаллы нового вещества. Реакции, заключающиеся в обмене ионами между различными электролитами, называются *реакциями ионного обмена*, например,



Отличительной чертой обменных реакций является сохранение элементами всех веществ степеней окисления. Эти реакции протекают с высокими скоростями.

При обменных взаимодействиях в растворах электролитов равновесие смещается в сторону образования трудно растворимых, газообразных или малодиссоциирующих веществ. Такие реакции протекают практически до конца.

В тех случаях, когда слабые электролиты (или малорастворимые вещества) имеются как среди исходных веществ, так и среди продуктов реакции, равновесие реакции смещается в сторону образования наименее диссоциированных (растворимых) веществ.

Так, при взаимодействии слабой кислоты CH_3COOH и сильного основания KOH $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH} = \text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{O}$ в реакции участвуют два слабых электролита - CH_3COOH и H_2O . При этом равновесие оказывается сильно смещенным в сторону образования более слабого электролита – воды константа диссоциации которой ($1,8 \cdot 10^{-16}$) значительно меньше константы диссоциации уксусной кислоты ($1,8 \cdot 10^{-5}$). Однако до конца такая реакция протекать не будет.

Сущность протекающих процессов наиболее полно выражается при записи их в форме ионно-молекулярных уравнений. В таких уравнениях слабые электролиты, мало растворимые соединения и газы записываются в молекулярной форме, а находящиеся в растворе сильные электролиты – в виде составляющих их ионов. Различают полное и сокращённое ионно-молекулярные уравнения. В первом указаны ионы и молекулы всех участвующих в реакции веществ, во втором частицы, образующие слабо диссоциирующее вещество. Например, реакция нейтрализации сильной кислоты сильным основанием $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ выражается соответствующими полным $\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- = \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$. Сократив из него формулы одинаковых ионов, получаем сокращённое ионно-молекулярное уравнение: $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$.

При составлении ионно-молекулярных уравнений следует учитывать, что трудно растворимыми веществами и слабыми электролитами могут быть как продукты реакции, так и реагенты.

ПРИМЕР 3

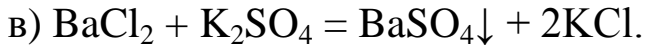
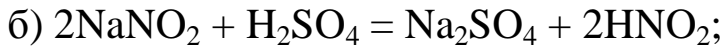
Составьте уравнения реакций (в молекулярной и ионно-молекулярной формах), происходящих в растворах между веществами:

- а) CaCO_3 и HCl ;
- б) NaNO_2 и H_2SO_4 ;
- в) BaCl_2 и K_2SO_4 .

Объясните для каждого случая, образование какого вещества обуславливает протекание реакции.

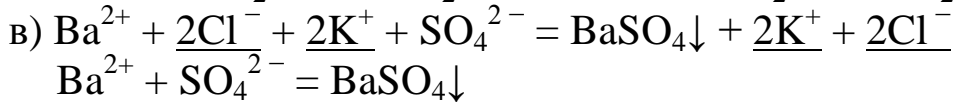
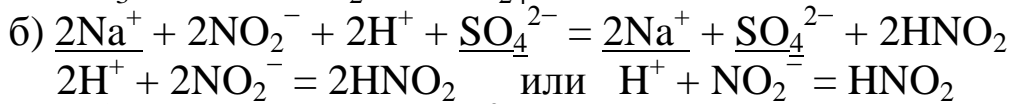
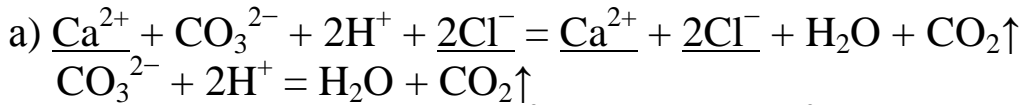
РЕШЕНИЕ.

Составляем уравнения реакций в молекулярной форме.



При составлении уравнений в ионно-молекулярной полной форме следует придерживаться правила: сильные и растворимые электролиты указывают в виде ионов – продуктов их диссоциации, а газообразные, трудно растворимые вещества, слабые электролиты – в молекулярной форме. После чего, сократив из уравнения формулы одинаковых ионов, получаем сокращённое ионно-молекулярное уравнение.

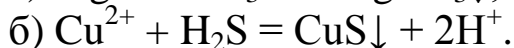
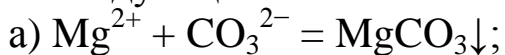
Учитывая трудно растворимые, газообразные или малодиссоциирующие вещества (CO_2 – газ, H_2O , HNO_2 – слабые электролиты, BaSO_4 – трудно растворимое соединение) в реакциях, составляем уравнения реакций в полной и сокращённой ионно-молекулярных формах.



Протекание приведённых реакций практически до конца обусловлено образованием трудно растворимого (BaSO_4), газообразного (CO_2), малодиссоциирующих веществ (H_2O , HNO_2).

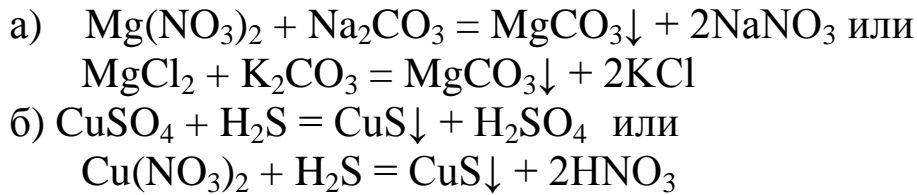
ПРИМЕР 4

Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют следующие ионно-молекулярные уравнения.

**РЕШЕНИЕ.**

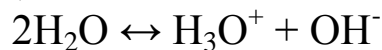
Для составления уравнения реакции ионного обмена в молекулярной форме необходимо каждому иону из сокращённого ионно-молекулярного уравнения подобрать противоположный по знаку ион, с которым он составлял бы сильный и растворимый электролит.

Приведённым ионно-молекулярным уравнениям могут соответствовать следующие молекулярные уравнения:



ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ СРЕДЫ

Тщательно очищенная от посторонних примесей вода обладает незначительной электрической проводимостью. Это может быть объяснено тем, что молекулы воды частично распадаются на ионы, т.е. H_2O является слабым электролитом. Процесс диссоциации воды протекает согласно следующей схемы



или упрощенно



Применяя закон действия масс к процессу диссоциации воды, имеем:

$$K_{\text{д}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}] \quad \text{или} \quad K_{\text{д}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-],$$

где $K_{\text{д}}$ – константа диссоциации (величина табличная).

Поскольку на ионы диссоциирует небольшая часть молекул воды (распадается лишь одна из примерно 10^8 молекул), то ее концентрацию можно считать неизменной и постоянной. Обозначая $K_{\text{д}} \cdot [\text{H}_2\text{O}]$ через $K_{\text{в}}$, получаем:

$$K_{\text{в}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-], \quad (6)$$

где $K_{\text{в}}$ – ионное произведение воды.

Ионное произведение воды показывает, чему равно произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов в воде.

Значение $K_{\text{в}}$ зависит только от температуры. Установлено, что при 22°C ионное произведение воды $K_{\text{в}} = 10^{-14}$.

Так как в соответствии с уравнением диссоциации концентрации ионов H^+ и OH^- в воде одинаковы, то их можно определить

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{в}}} = 10^{-7} \text{ моль/л.} \quad (7)$$

В соответствии с теорией электролитической диссоциации ионы H^+ являются носителями кислотных свойств, а ионы OH^- – носителями основных свойств. Поэтому, раствор будет нейтральным, когда

$C_{H^+} = C_{OH^-} = 10^{-7}$ моль/л; кислотным, когда $C_{H^+} > C_{OH^-} > 10^{-7}$ моль/л, и основным, когда $C_{H^+} < C_{OH^-} < 10^{-7}$ моль/л.

При изменении кислотности раствора ионное произведение воды остается постоянным: при подкислении раствора повышается концентрация ионов водорода, но во столько же раз уменьшается концентрация гидроксил-ионов; при подщелачивании раствора возрастает концентрация гидроксильных ионов, но соответственно уменьшается концентрация ионов водорода.

Зная концентрацию ионов водорода, легко найти концентрацию гидроксид-ионов, и наоборот.

ПРИМЕР 5. Определить концентрацию ионов водорода, если концентрация гидроксид-ионов равна 10^{-9} моль/л.

РЕШЕНИЕ. Используя формулу (6), имеем $[H^+] = K_B / [OH^-]$.
 $[H^+] = 10^{-14} / 10^{-9} = 10^{-5}$ моль/л.

ОТВЕТ: $[H^+] = 10^{-5}$ моль/л.

Оперировать числами с отрицательным показателем степени неудобно, поэтому введена особая единица измерения концентрации ионов водорода, называемая водородным показателем и обозначаемая рН.

Водородным показателем рН называется отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода в растворе.

$$pH = - \lg [H^+] \quad (8)$$

Водородный показатель определяет характер реакции раствора. При $22^{\circ}C$ в нейтральной среде $pH = 7$, в кислой среде $pH < 7$ и в щелочной среде $pH > 7$.

Аналогично отрицательный десятичный логарифм концентрации гидроксид-ионов называется гидроксильным показателем и обозначается рОН.

$$pOH = - \lg [OH^-] \quad (9)$$

При $22^{\circ}C$ в нейтральной среде $pOH = 7$, в кислой среде $pOH > 7$ и в щелочной среде $pOH < 7$.

Из выше сказанного следует, что с увеличением кислотности раствора значение рН уменьшается, значение рОН возрастает, а их сумма всегда равна 14.

$$pH + pOH = 14 \quad (10)$$

Зная рН среды, можно легко рассчитать рОН среды, и наоборот.

ПРИМЕР 6. Рассчитать рН раствора и определить характер среды, если рОН = 8.

РЕШЕНИЕ. Используя формулу (10), получаем $pH = 14 - pOH = 14 - 8 = 6$.

Так как $pH < 7$, следовательно, раствор имеет кислую среду.

ОТВЕТ: рН = 6, среда кислая.

ПРИМЕР 7. Рассчитайте рН 0,01 М раствора NH_4OH при $25^{\circ}C$.

РЕШЕНИЕ. Гидроксид аммония – слабый электролит и диссоциирует обратимо: $NH_4OH \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$.

Значение K_d находим в приложении; $K_d(NH_4OH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Равновесную концентрацию ионов OH^- находим из формулы (4)

$$[OH^-] = \sqrt{K_d \cdot C_0} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-2}} = 4,24 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

По формуле (9) определяем гидроксильный показатель

$$pOH = -\lg [OH^-] = -\lg [4,24 \cdot 10^{-4}] = 3,37.$$

Используя формулу (10) определим рН раствора

$$pH = 14 - pOH = 14 - 3,37 = 10,63.$$

ОТВЕТ: рН = 10,63.

Водородный показатель имеет важное значение для понимания большинства процессов, протекающих в жидкой фазе, так как ионы H^+ и OH^- непосредственно участвуют во многих из этих процессов. Кроме того, эти ионы являются гомогенными катализаторами многих реакций. Величина рН может служить критерием силы кислоты и основания. В ряду кислот более сильной будет та, у которой при одинаковой молярной концентрации концентрация ионов водорода выше (рН ниже). Для оснований подобная зависимость имеет обратный характер.

С определением кислотности среды приходится иметь дело на химических предприятиях и в химических лабораториях; в кондитерском и хлебопекарном производстве. Существенно влияние на урожайность оказывает рН почвы, на экологию водоема – рН воды.

Способы определения рН среды..

Химическим путем рН раствора можно определить при помощи кислотно-основных индикаторов.

Кисотно-основные индикаторы – органические вещества, окраска которых зависит от кислотности среды.

Наиболее распространенными индикаторами являются лакмус, метиловый оранжевый, фенолфталеин. Лакмус в кислой среде окрашивается в красный цвет, в щелочной – в синий. Фенолфталеин в кислой среде - бесцветный, в щелочной окрашивается в малиновый цвет. Метиловый оранжевый в кислой среде окрашивается в красный цвет, а в щелочной – в желтый.

В лабораторной практике часто смешивают ряд индикаторов, подобранных таким образом, чтобы цвет смеси изменялся в широких пределах значений рН. С их помощью можно определить рН раствора с точностью до единицы. Эти смеси называют *универсальными индикаторами*.

Имеются специальные приборы – рН–метры, с помощью которых можно определить рН растворов в диапазоне от 0 до 14 с точностью до 0,01 единицы рН.

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

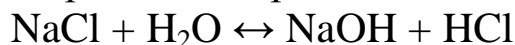
При растворении некоторых солей в воде нарушается равновесие процесса диссоциации воды и, соответственно, изменяется рН среды. Это объясняется тем, что соли реагируют с водой.

Гидролиз солей – химическое обменное взаимодействие ионов растворенной соли с водой, приводящее к образованию слабодиссоциирующих продуктов (молекул слабых кислот или оснований, анионов кислых солей или катионов основных солей) и сопровождающееся изменением рН среды.

Рассмотрим процесс гидролиза в зависимости от природы оснований и кислот, образующих соль.

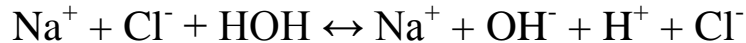
Соли, образованные сильными кислотами и сильными основаниями (NaCl, KNO₃, Na₂SO₄ и др.).

Допустим, что при взаимодействии хлорида натрия с водой происходит реакция гидролиза с образованием кислоты и основания:

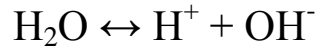


Для правильного представления о характере этого взаимодействия запишем уравнение реакции в ионном виде, учитывая, что един-

ственным слабодиссоциирующим соединением в этой системе является вода:



При сокращении одинаковых ионов в левой и правой частях уравнения остается уравнение диссоциации воды:



Как видно, в растворе нет избыточных ионов H^+ или OH^- по сравнению с их содержанием в воде. Кроме того, никаких других слабодиссоциирующих или труднорастворимых соединений не образуется. Отсюда делаем вывод, что *соли, образованные сильными кислотами и основаниями гидролизу не подвергаются, а реакция растворов этих солей такая же, как и в воде, нейтральная (pH=7).*

При составлении ионно-молекулярных уравнений реакций гидролиза необходимо:

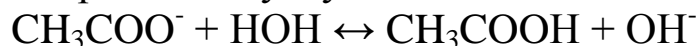
- 1) записать уравнение диссоциации соли;
- 2) определить природу катиона и аниона (найти катион слабого основания или анион слабой кислоты);
- 3) записать ионно-молекулярное уравнение реакции, учитывая, что вода - слабый электролит- и что сумма зарядов должна быть одинаковой в обеих частях уравнения.

Соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием (Na_2CO_3 , K_2S , CH_3COONa и др.)

Рассмотрим реакцию гидролиза ацетата натрия. Эта соль в растворе распадается на ионы: $\text{CH}_3\text{COONa} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$;

Na^+ -катион сильного основания, CH_3COO^- - анион слабой кислоты.

Катионы Na^+ не могут связывать ионы воды, так как NaOH – сильное основание - полностью распадается на ионы. Анионы слабой уксусной кислоты CH_3COO^- связывают ионы водорода с образованием малодиссоциированной уксусной кислоты:



Видно, что в результате гидролиза CH_3COONa в растворе образовался избыток гидроксид-ионов, и реакция среды стала щелочной (pH > 7).

Таким образом можно сделать вывод, что *соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием гидролизуются по аниону ($Аn^{n-}$). При этом анионы соли связывают ионы H^+ , а в растворе накапливаются ионы OH^- , что обуславливает щелочную среду ($pH > 7$):*

$Аn^{n-} + HOH \leftrightarrow Na_n^{(n-1)-} + OH^-$, (при $n=1$ образуется $НАn$ – слабая кислота).

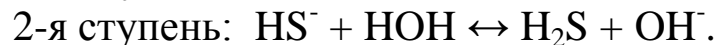
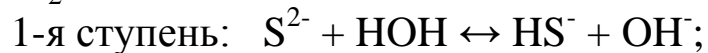
Гидролиз солей, образованных двух- и трехосновными слабыми кислотами и сильными основаниями, протекает ступенчато

Рассмотрим гидролиз сульфида калия. K_2S диссоциирует в растворе:



K^+ - катион сильного основания, S^{2-} - анион слабой кислоты.

Катионы калия не принимают участия в реакции гидролиза, взаимодействуют с водой только анионы слабой сероводородной кислоты. В данной реакции по первой ступени происходит образование слабодиссоциирующих ионов HS^- , по второй ступени – образование слабой кислоты H_2S :



Образующиеся по первой ступени гидролиза ионы OH^- значительно снижают вероятность гидролиза по следующей ступени. В результате практическое значение обычно имеет процесс, идущий только по первой ступени, которым, как правило, и ограничиваются при оценке гидролиза солей в обычных условиях.

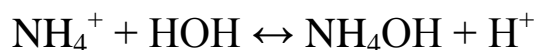
Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием ($FeCl_3$, $Al_2(SO_4)_3$, NH_4Cl и др.)

Рассмотрим реакцию гидролиза хлорида аммония. Эта соль в растворе диссоциирует на ионы:



Cl^- - анион сильной кислоты, NH_4^+ - катион слабого основания.

Хлорид-ионы не принимают участия в реакции гидролиза, так как не могут связывать ионы водорода: соляная кислота - сильный электролит. С водой взаимодействуют только ионы аммония, при этом образуется малодиссоциирующее основание – гидроксид аммония:



В растворе образуется избыток ионов H^+ и среда становится кислой ($pH < 7$).

Таким образом, *соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием гидролизуются по катиону (Kat^{n+}). При этом катионы соли связывают ионы OH^- , а в растворе накапливаются ионы H^+ , что обуславливает кислую среду раствора ($pH < 7$):*

$Kat^{n+} + HOH \leftrightarrow KatOH^{(n-1)+} + H^+$, (при $n=1$ образуется $KatOH$ – слабое основание).

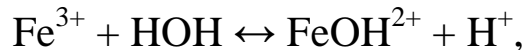
Гидролиз солей, образованных слабыми двух- и трехкислотными основаниями и сильными кислотами протекает ступенчато.

Например, рассмотрим гидролиз хлорида железа (III). В растворе эта соль распадается на ионы:

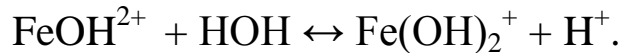


Fe^{3+} - катион слабого основания, Cl^- - анион сильной кислоты.

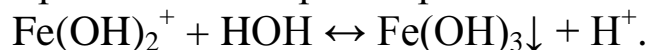
Так как ионы хлора в реакции гидролиза не участвуют, ионно-молекулярное уравнение гидролиза хлорида железа (III) по первой ступени имеет вид



а по второй –

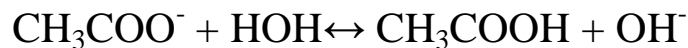
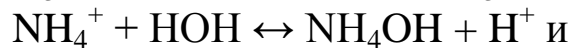
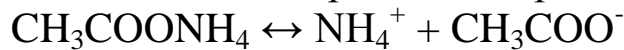


Третья стадия – реакция полного гидролиза хлорида железа (III) – протекает только при кипячении раствора:



***Соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием
(CH_3COONH_4 , $(NH_4)_2CO_3$, Al_2S_3 и др.)***

Рассмотрим этот случай на примере соли CH_3COONH_4 , в растворе которой каждый из ионов подвергается гидролизу:



Оба процесса усиливают друг друга за счет практически необратимого связывания ионов H^+ и OH^- ($H^+ + OH^- \leftrightarrow H_2O$); одновременно протекает гидролиз и по катиону, и по аниону:



Если константы диссоциации основания и кислоты близки по значению, то реакция раствора остается практически нейтральной,

если же они различаются на несколько порядков, то среда может быть слабокислой или слабощелочной – в зависимости от силы кислоты и основания.

Для определения реакции среды соли $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ найдем в приложении значения констант диссоциации соответствующих слабого основания и слабой кислоты: $K_{\text{д}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,79 \cdot 10^{-5}$, $K_{\text{д}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Так как $K_{\text{д}}(\text{NH}_4\text{OH}) = K_{\text{д}}(\text{CH}_3\text{COOH})$, то характер среды – нейтральный ($\text{pH} = 7$).

Так как гидролиз солей – процесс обратимый, то для его описания можно использовать принцип Ле-Шателье. Гидролиз солей можно усилить, то есть сместить химическое равновесие процесса гидролиза вправо:

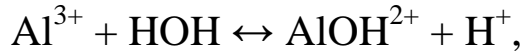
- 1) разбавлением раствора соли (увеличением концентрации молекул воды);
- 2) нагреванием раствора, т.к. сам процесс гидролиза является эндотермическим. С повышением температуры увеличивается ионное произведение воды, а следовательно, увеличивается и концентрация ионов H^+ и OH^- , что приводит к усилению гидролиза;
- 3) уменьшением концентрации продукта гидролиза (см. пример 8);
- 4) связыванием одного из продуктов гидролиза в труднорастворимое соединение или удалением одного из продуктов гидролиза (например, в виде газа) (см. пример 8).

Гидролиз можно подавить путем:

- 1) увеличения концентрации растворенного вещества;
- 2) охлаждения раствора;
- 3) введения в раствор одного из продуктов гидролиза (см. пример 8).

ПРИМЕР 8. Опишите поведение в воде соли $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ рассмотрите равновесие в ее растворе при добавлении следующих веществ: а) HNO_3 , б) NaOH , в) K_2SO_3 . Дайте мотивированный ответ на вопрос: в каких случаях гидролиз нитрата алюминия усилится? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей и укажите pH их растворов.

РЕШЕНИЕ. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ – соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой, гидролизуеться по катиону. Т.к. Al^{3+} – многозарядный катион, имеет место ступенчатый гидролиз с преимущественным протеканием при обычных условиях по первой ступени:



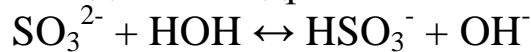
В растворе накапливаются ионы H^+ , поэтому раствор имеет кислую среду ($\text{pH} < 7$).

Рассмотрим равновесие в растворе данной соли при добавлении:

А) HNO_3 . При этом увеличивается концентрация ионов H^+ и равновесие смещается влево, т.е. гидролиз соли подавляется.

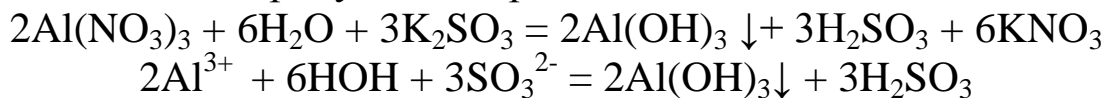
Б) NaOH . При этом ионы OH^- будут связывать имеющиеся в растворе ионы H^+ в малодиссоциирующие молекулы воды ($\text{OH}^- + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}$) и равновесие гидролиза сместится вправо, в направлении образования продуктов гидролиза, т.е. гидролиз усилится.

В) K_2SO_3 . При этом, вследствие гидролиза этой соли по аниону:



в растворе накапливаются ионы OH^- , которые как в случае б), приведут к смещению равновесия гидролиза соли $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ вправо, т.е. к усилению ее гидролиза.

В этом случае наблюдается случай совместного гидролиза, с образованием конечных продуктов гидролиза обеих солей:



Количественная оценка процесса гидролиза

Показателем глубины протекания гидролиза является степень гидролиза.

Степенью гидролиза β называется отношение концентрации гидролизованных молекул $C_{\text{гидр}}$ к исходной концентрации растворенных молекул электролита C_0 .

$$\beta = C_{\text{гидр}} / C_0. \quad (11)$$

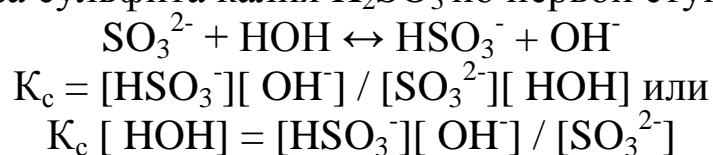
Степень гидролиза как правило невелика. Это объясняется тем, что один из участников процесса гидролиза – вода – является слабым электролитом и равновесие в системе сильно смещено в сторону исходных веществ. Степень гидролиза можно увеличить:

- 1) разбавлением раствора, что объясняется принципом Ле - Шателье;
- 2) нагреванием, т.к. при этом возрастает доля молекул, подвергшихся гидролизу.

Гидролиз, как любой обратимый процесс, количественно можно охарактеризовать константой равновесия .

Константа равновесия K_c показывает отношение произведения равновесных концентраций продуктов гидролиза к произведению концентраций исходных веществ, взятых в степени, равной коэффициенту перед формулой данного вещества в уравнении реакции гидролиза.

Например, напишем выражение константы равновесия для реакции гидролиза сульфита калия K_2SO_3 по первой ступени:



Обозначая $K_c [HON]$ через K_r , получаем

$$K_r = [HSO_3^-][OH^-] / [SO_3^{2-}], \quad (12)$$

где K_r – константа гидролиза.

Часто для расчетов константы гидролиза пользуются формулой:

$$K_r = K_B / K_D, \quad (13)$$

где K_B – ионное произведение воды;

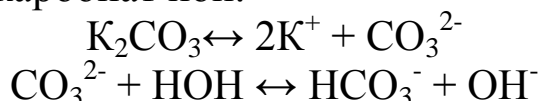
K_D – константа диссоциации слабого электролита, образующего соль, взятая по последней ступени (см. приложение).

Константа гидролиза K_r показывает отношение ионного произведения воды к константе того слабого электролита (слабой кислоты или слабого основания), по иону которого протекает гидролиз.

Чем слабее кислота или основание, образующие соль, тем больше константа гидролиза соли.

ПРИМЕР 9. Рассчитать константу гидролиза карбоната калия по первой ступени. Написать уравнение гидролиза этой соли по первой ступени.

РЕШЕНИЕ. Карбонат калия K_2CO_3 , образован сильным основанием KOH и слабой кислотой H_2CO_3 . Следовательно, с водой будет взаимодействовать карбонат ион.



Константу гидролиза рассчитаем по формуле (13), зная, что $K_B = 10^{-14}$, а $K_D(H_2CO_3) = 4,8 \cdot 10^{-11}$ (см. приложение).

$$K_r = 10^{-14} / 4,8 \cdot 10^{-11} = 2 \cdot 10^{-4}.$$

ОТВЕТ: $K_r = 2 \cdot 10^{-4}$.

Степень и константа гидролиза связаны между собой соотношением:

$$K_r = \beta^2 \cdot C_0 / 1 - \beta \quad (14),$$

где C_0 – молярная концентрация раствора (моль/л).

Этой формулой следует пользоваться, если соль образована слабой кислотой и слабым основанием. Для солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой или слабой кислотой и сильным основанием справедливо приближенное соотношение, когда $\beta \ll 1$:

$$K_r \approx \beta^2 \cdot C_0 \quad (15)$$

или

$$\beta = \sqrt{K_r / C_0} \quad (16)$$

Это соотношение позволяет количественно оценить степень гидролиза в растворах солей определенной концентрации.

ПРИМЕР 10. Рассчитать степень гидролиза в 0,1М растворе хлорида аммония.

РЕШЕНИЕ. Найдем константу гидролиза по формуле (13), зная, что $K_B = 10^{-14}$, а $K_D(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,79 \cdot 10^{-5}$ (см. приложение).

$$K_r = K_B / K_D = 10^{-14} / 1,79 \cdot 10^{-5} = 5,5 \cdot 10^{-10}.$$

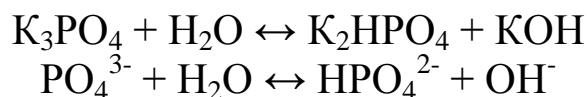
Так как соль образована сильной кислотой и слабым основанием, то из формулы (16) выразим β :

$$\beta = \sqrt{K_r / C_0} = \sqrt{5,5 \cdot 10^{-10} / 10^{-1}} = 7,4 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{ОТВЕТ: } \beta = 7,4 \cdot 10^{-5} \text{ или } = 7,4 \cdot 10^{-3} \text{ \%}.$$

ПРИМЕР 11. Определить рН 0,1 М раствора фосфата калия.

РЕШЕНИЕ. Будем считать, что гидролиз практически протекает по первой ступени:



Константа гидролиза по первой ступени определяется константой диссоциации образовавшейся слабой кислоты HPO_4^{2-} , т.е. третьей константой диссоциации фосфорной кислоты, значение которой берем из приложения. $K_D^{III}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1,3 \cdot 10^{-12}$.

Используя формулу (13), рассчитаем константу гидролиза:

$$K_r = K_B / K_D = 10^{-14} / (1,3 \cdot 10^{-12}) = 7,7 \cdot 10^{-3}.$$

Найдем степень гидролиза по формуле (16): $\beta = \sqrt{K_T/C_0} = \sqrt{7,7 \cdot 10^{-3}/0,1} = 2,8 \cdot 10^{-2}$.

Определим концентрацию образовавшихся OH^- - ионов:
 $[\text{OH}^-] = \beta \cdot C_0$; $[\text{OH}^-] = 2,8 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1 = 2,8 \cdot 10^{-3}$, откуда $\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg (2,8 \cdot 10^{-3}) = 2,55$.

$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,55 = 11,45$.

ОТВЕТ: $\text{pH} = 11,45$.

ХОД РАБОТЫ

Опыт 1. Экспериментальное наблюдение электропроводности водных растворов веществ.

В стакан с дистиллированной водой опустить угольные электроды, укрепленные на деревянной дощечке и подключенные в цепь последовательно с милливольтметром. Включите прибор в сеть. Отклоняется ли стрелка милливольтметра? Проводит ли дистиллированная вода электрический ток?

Таким же образом изучить электропроводность раствора сахара, 0,1н. растворов H_2SO_4 , KOH , NH_4OH , CH_3COOH . Обратите внимание, отклоняется ли стрелка милливольтметра и на сколько сильно это отклонение.

Смешайте растворы NH_4OH и CH_3COOH . Изучите их электропроводность.

Какие из испытанных веществ являются электролитами? По глубине отклонения стрелки милливольтметра отметьте сильные и слабые электролиты. Чем можно объяснить разные показания милливольтметра для растворов NH_4OH , CH_3COOH и их смеси? К сильным или слабым электролитам относится продукт, полученный при смешивании растворов NH_4OH и CH_3COOH ?

Оформите полученные данные в таблицу.

Вещество	Уравнения диссоциации	Показания милливольтметра

Составьте уравнения (в молекулярной и ионно-молекулярной формах) реакции, протекающей между NH_4OH и CH_3COOH при смешивании их растворов.

Сделайте общий вывод: сильными или слабыми электролитами являются кислоты? основания? соли? Чем измеряется сила электролита? Укажите условные значения степени и константы диссоциации для сильных, слабых и средней силы электролитов.

Опыт 2. Направление обменных ионных процессов в растворах электролитов.

а) Образование малорастворимых веществ.

В три пробирки внесите по 2—3 капли следующих растворов: в первую — хлорида железа (III) FeCl_3 , во вторую — силиката натрия Na_2SiO_3 , в третью — разбавленной серной кислоты H_2SO_4 . Добавьте в них по такому же количеству растворов: первую пробирку — гидроксида натрия, во вторую — соляной кислоты, в третью — хлорида бария. Наблюдайте в первом случае выпадение осадка гидроксида железа (III), во втором — метакремниевой кислоты, в третьем — сульфата бария.

Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения протекающих реакций, направленных в сторону образования малорастворимых веществ.

б) Образование слабых кислот и оснований.

В две пробирки внесите по 5—7 капель: в первую — раствора ацетата натрия NaCH_3COO , во вторую — хлорида аммония. Добавьте в первую пробирку несколько капель серной кислоты (1:1), перемешайте раствор стеклянной палочкой и слегка подогрейте.

Определите по запаху, что реакция протекала в сторону образования слабой уксусной кислоты. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Во вторую пробирку добавьте 4 н. раствора щелочи и подогрейте раствор. Определите по запаху выделение аммиака. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции, протекающей в сторону образования слабого основания NH_4OH , и уравнение его распада на аммиак и воду.

в) Образование летучих продуктов реакции.

Поместите в две пробирки по 5—7 капель раствора соды Na_2CO_3 . Проверьте наличие в растворе иона CO_3^{2-} , для чего в одну пробирку добавьте несколько капель хлорида кальция. Какое веще-

ство выпало в осадок? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции.

Добавьте во вторую пробирку несколько капель серной кислоты (1:1) и наблюдайте выделение газа. Подогрейте слегка пробирку, дождитесь конца выделения газа и добавьте несколько капель раствора хлорида кальция. Почему не выпадает осадок CaCO_3 ? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции взаимодействия соды с серной кислотой.

ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Задание 1

Составьте уравнения реакций (в молекулярной и ионно-молекулярной формах), происходящих в растворах между указанными веществами, и укажите, образованием какого вещества обусловлено протекание каждой реакции. При составлении уравнений используйте справочные данные о растворимости и диссоциации веществ:

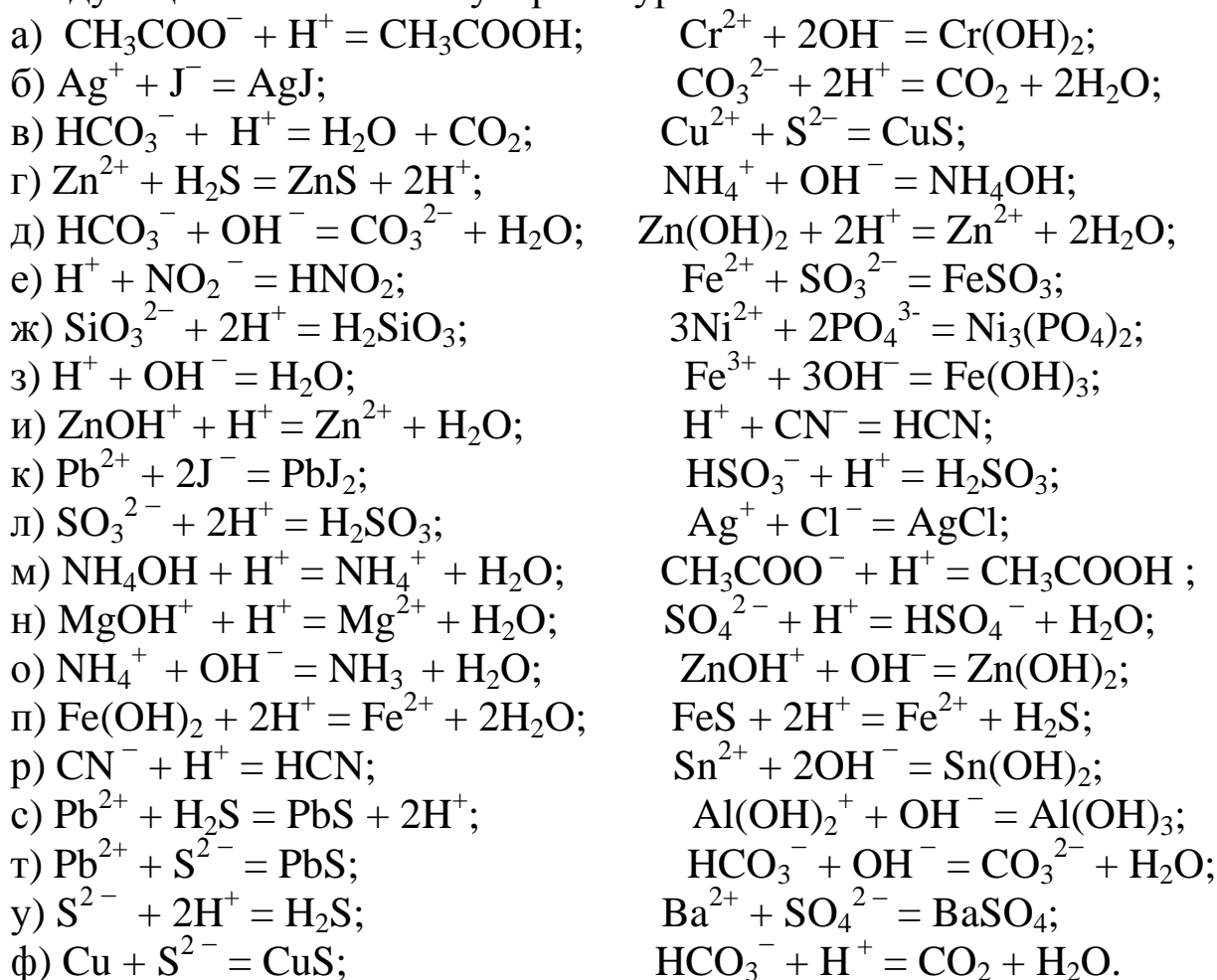
- | | |
|---|---|
| а) AgNO_3 и Na_2SO_4 ; | Na_2SO_3 и HCl ; |
| б) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и H_2SO_4 ; | $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и HCl ; |
| в) AgNO_3 и NaBr ; | $\text{Al}(\text{OH})_3$ и H_2SO_4 ; |
| г) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и NaOH ; | KCN и HCl ; |
| д) CaCl_2 и AgNO_3 ; | $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и H_2SO_4 ; |
| е) MgCl_2 и Na_2CO_3 ; | ZnOHNO_3 и HNO_3 ; |
| ж) CrCl_3 и NH_4OH ; | FeS и HCl ; |
| з) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и NaOH ; | K_2S и HCl ; |
| и) FeSO_4 и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; | $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и H_2SO_4 ; |
| к) CdCl_2 и H_2S ; | CH_3COONa и H_2SO_4 ; |
| л) AgNO_3 и BaCl_2 ; | K_2SO_3 и H_2SO_4 ; |
| м) CuCl_2 и NaOH ; | NH_4OH и HCl ; |
| н) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и KOH ; | K_2CO_3 и HCl ; |
| о) CaCl_2 и Na_2CO_3 ; | $\text{Al}(\text{OH})_3$ и NaOH ; |
| п) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и KOH ; | KNO_2 и HCl ; |
| р) FeSO_4 и KOH ; | NaHCO_3 и HCl ; |
| с) K_2CO_3 и BaCl_2 ; | NaHCO_3 и NaOH ; |
| т) H_2SO_4 и NaOH ; | $\text{Be}(\text{OH})_2$ и KOH ; |

у) AgNO_3 и NaJ ;
 ф) FeCl_3 и KOH ;

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ и NaOH ;
 ZnOHCl и HCl ;

Задание 2

Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют следующим ионно-молекулярные уравнения:



Задание 3

- а. Рассчитайте pOH 0,1 н раствора уксусной кислоты.
 ($K_{\text{д}} \text{CH}_3\text{COOH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$).
- б. Определите концентрацию ионов водорода в 0,01М растворе гидроксида аммония ($\alpha = 4,24 \cdot 10^{-2}$).
- в. Вычислить pH 0,15 н раствора азотистой кислоты.
 ($K_{\text{д}} \text{HNO}_2 = 4 \cdot 10^{-4}$).
- г. Определить молярную концентрацию раствора муравьиной кислоты, pH которого равен 2,2 ($K_{\text{д}} \text{НСOOH} = 1,8 \cdot 10^{-4}$).

д. Степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1 М растворе равна $1,32 \cdot 10^{-2}$. Найти рН этого раствора.

е. Вычислить концентрацию ионов водорода и рН в 0,02 М растворе сероводородной кислоты ($\alpha = 0,07\%$). Диссоциацией кислоты по второй ступени пренебречь.

ж. Константа диссоциации муравьиной кислоты НСООН равна $1,8 \cdot 10^{-4}$. Указать величину рН для 0,04 М раствора этой кислоты.

з. Определить молярную концентрацию раствора циановодородной кислоты, рН которого 5 ($K_{\text{д}} \text{HCN} = 7,2 \cdot 10^{-10}$).

и. Вычислить концентрацию ионов H^+ и рН в 0,01 М растворе плавиковой кислоты ($\alpha = 15\%$).

к. Рассчитать рН 0,2 М раствора гидроксида свинца ($K_{\text{д}}^1 \text{Pb(OH)}_2 = 9,6 \cdot 10^{-4}$).

л. Найдите молярную концентрацию H^+ в растворе 0,5 л которого содержит 0,26 г HBr .

м. Определите $[\text{H}^+]$ в растворе, в 1,5 л которого содержится 0,6 г NaOH .

н. Определите рН 0,0005 М раствора H_2SO_4 .

о. Рассчитайте рН раствора NaOH , если в 500 мл растворах содержится 0,036 г гидроксида натрия.

п. Рассчитайте рН 0,002 М раствора Ba(OH)_2 .

р. рН раствора азотной кислоты равен 2. Какая масса кислоты содержится в 1 л этого раствора?

с. рН раствора гидроксида натрия равен 12. Какую массу NaOH нужно взять для приготовления 1 л этого раствора?

т. рН раствора гидроксида бария равен 10. Какое количество Ba(OH)_2 нужно взять для приготовления 200 мл этого раствора?

у. Рассчитайте рН раствора, приготовленного путём разбавления 100 мл 2 н. раствора HCl до 1 л.

ф. Рассчитайте рН раствора, оставшегося после выпаривания 500 мл 0,02 М раствора KOH до объёма 250 мл.

Задание 4

а. Какие из солей FeSO_4 , Na_2CO_3 , KCl подвергаются гидролизу? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей по 1-ой ступени. Какое значение рН имеет 0,01 М раствор FeSO_4 ?

б. Укажите реакцию среды растворов Na_2S и NH_4NO_3 . Ответ подтвердите молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями реакций. Назовите продукты гидролиза данных солей по 1-ой ступени. Определите pH 0,1 М раствора Na_2S .

в. Опишите поведение в воде соли FeCl_3 и рассмотрите равновесие в ее растворе при добавлении следующих веществ: а) HCl , б) NaCN , в) KOH . Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Укажите pH 0,05 М раствора FeCl_3 .

г. Какие из пар солей в водных растворах взаимно усиливают гидролиз друг друга: а) AlCl_3 и Na_2S ; б) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и ZnCl_2 ; в) FeCl_3 и K_2SO_3 ? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций. Определите pH 0,1 М раствора AlCl_3 .

д. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: FeCl_2 или FeCl_3 ; Na_2CO_3 или Na_2SO_3 ? Ответ подтвердите расчётом K_{Γ} . Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

е. При смешивании растворов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2CO_3 каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза каждой из солей и уравнение совместного гидролиза. Определите pH 0,05 М раствора Na_2CO_3 .

ж. Какие из солей - $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2SO_3 , NaCl - подвергаются гидролизу? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей по 1-ой ступени. Какое значение pH имеет 0,04 М раствор K_2SO_3 ?

з. Укажите реакцию среды растворов K_2S и $\text{Cr}(\text{NO}_3)_2$. Ответ подтвердите молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями реакций. Назовите продукты гидролиза данных солей по 1-ой ступени. Определите концентрацию K_2S (моль/л), если pH этого раствора равен 10.

и. Опишите поведение в воде соли Na_3PO_4 и рассмотрите равновесие в ее растворе при добавлении следующих веществ: а) H_2SO_4 , б) KOH , в) ZnSO_4 . Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Укажите pH 0,001 М раствора Na_3PO_4 .

к. Какие из пар солей в водных растворах взаимно усиливают гидролиз друг друга: а) FeCl_3 и Na_2CO_3 ; б) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и AlCl_3 ; в) NH_4Cl и K_2SO_3 ? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций. Определите концентрацию FeCl_3 (моль/л), если рН этого раствора равен 4.

л. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: NaCN или NaClO ; MgCl_2 или ZnCl_2 ? Почему? Ответ подтвердите расчётом K_{Γ}' . Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

м. При смешивании растворов K_2S и CrCl_3 каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих оснований и кислоты. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза каждой из солей и уравнение совместного гидролиза. Определите рН 0,05 М раствора CrCl_3 .

н. Какие из солей $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2S , RbCl подвергаются гидролизу? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей по 1-ой ступени. Определите рН 0,05 М раствора K_2S .

14. Укажите реакцию среды растворов Na_3PO_4 и ZnSO_4 . Ответ подтвердите молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями реакций. Назовите продукты гидролиза данных солей по 1-ой ступени. Определите рН 0,01 М раствора ZnSO_4 .

о. Опишите поведение в воде соли ZnCl_2 и рассмотрите равновесие в ее растворе при добавлении следующих веществ: а) H_2SO_4 , б) NaOH , в) CH_3COOK . Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Определите концентрацию раствора (моль/л) ZnCl_2 , рН которого равен 6.

п. Какие из пар солей в водных растворах взаимно усиливают гидролиз друг друга: а) NiSO_4 и CH_3COOK ; б) FeCl_3 и $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; в) NH_4NO_3 и Na_2CO_3 ? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций. Определите концентрацию раствора FeCl_3 (моль/л), рН которого равен 4.

р. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: NaCN или CH_3COONa ; SnCl_2 или SnCl_4 ? Почему? Ответ подтвердите расчётом K_{Γ}' . Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

с. При смешивании растворов K_2SO_3 и $Pb(NO_3)_2$ каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза каждой из солей и уравнение совместного гидролиза. Определите концентрацию раствора K_2SO_3 (моль/л), рН которого равен 8.

т. Какие из солей $Fe(NO_3)_3$, K_3PO_4 , Na_2SO_4 подвергаются гидролизу? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей по 1-ой ступени. Определите рН 0,01 М раствора $Fe(NO_3)_3$.

у. Опишите поведение в воде соли $Pb(NO_3)_2$ и рассмотрите равновесие в ее растворе при добавлении следующих веществ: а) KOH , б) HCl , в) $NaNH_2$. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Определите рН 0,1 М раствора $Pb(NO_3)_2$.

Используемое оборудование

Лабораторная посуда: пробирки, колбы, пипетки, химические стаканчики, спиртовки, электроплитка ЭПТ-1 "Аркадия-1", лабораторная установка для измерения электропроводности. Вспомогательное: шкаф вытяжной лабораторный, весы электронные OhausRV-214 (аналог AR 2140210г/0,1мг)(1класс точности), аквадистилятор ДЭ-4.