

МИНИСТЕРСТВО ТРАНСПОРТА И КОММУНИКАЦИЙ
РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ
УЧРЕЖДЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ТРАНСПОРТА»

Кафедра «Физика и химия»

Е. В. ЛАШКИНА, И. М. МИРОНОВИЧ

КИСЛОТЫ И ОСНОВАНИЯ, ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ И ГИДРОЛИЗ

*Одобрено учебно-методической комиссией строительного факультета
в качестве учебно-методического пособия*

Гомель 2019

УДК 541.452 (075.8)
ББК 3520
Л32

Рецензент – канд. хим. наук, доцент *А. В. Хаданович* (ГГУ им. Ф. Скорины)

Лашкина, Е. В.

Л32 Кислоты и основания, водородный показатель и гидролиз : учеб.-метод. пособие / Е. В. Лашкина, И. М. Миронович ; М-во трансп. и коммуникаций Респ. Беларусь, Белорус. гос. ун-т трансп. – Гомель : БелГУТ, 2019. – 48 с.
ISBN 978-985-554-805-9

В доступной форме приведены четыре определения кислот и оснований, в том числе обобщающее, ранее не опубликованное в отечественных пособиях по химии. Водородный показатель представлен как «контролирующий» фактор кислотно-основных равновесий и характеризующий также кислотность или основность гидролиза.

Предназначено для студентов инженерно-технических и строительных специальностей при изучении химии.

УДК 541.452 (075.8)
ББК 3520

ISBN 978-985-554-805-9

© Лашкина Е. В., Миронович И. М., 2019
© Оформление. БелГУТ, 2019

ВВЕДЕНИЕ

К важнейшим способом классификации веществ с самого начала формирования химии как науки относится установление у них кислотных или основных свойств. При этом можно отметить, что попытки дать определение кислоты и основания предпринимались еще задолго до создания теории электролитической диссоциации С. Аррениусом. В те времена было замечено, что отдельные вещества, называемые кислотами, имеют кислый вкус, а некоторые красители растительного происхождения под действием кислот принимают характерную окраску. Например, лакмус в присутствии кислоты имеет красную окраску ($\text{pH} \approx 5,5$), а при наличии в растворе основания становится синим ($\text{pH} \approx 8,2$).

Примерно к 1830 году было известно, что используемые в то время кислоты имели один общий элемент – водород. Далее было установлено, что водные растворы кислот и оснований проводят электрический ток. Однако до появления теории электролитической диссоциации не было понятным, каким образом присутствие водорода в веществе вызывает кислотные свойства. В своей же теории Аррениус предложил считать кислотами соединения, образующие в водных растворах ионы H^+ , а основаниями – вещества, дающие в этих же растворах гидроксид-ионы OH^- .

Выполненные еще в начале XX в. исследования поставили под сомнение существование в растворе иона водорода H^+ (протона). По сравнению с другими катионами, диаметр которых составляет $\approx 10^{-10}$ м, диаметр протона чрезвычайно мал: $\approx 10^{-15}$ м. По этой причине электрическое поле рядом с протоном настолько велико, что он притягивает к себе любые молекулы, содержащие свободные пары электронов, особенно молекулы H_2O , у атома кислорода в которых имеется две такие же пары.

Спектроскопические измерения показали, что реакция $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$ сопровождается выделением энергии 1300 кДж/моль. Высокая экзотермичность реакции служит лишним доказательством невозможности существования в растворе негидратированных ионов типа иона оксония (H_3O^+). Ионы же H^+ существуют только в газовых и ядерных реакциях. В отдельных случаях возможен полный перенос протона к соседней молекуле H_2O . Одновременно происходит перенос H^+ от другой молекулы H_2O к атому кислорода, который лишился ранее своего протона. Поэтому ни одна молекула не остается долго в таком состоянии – равновесие устанавливается

очень быстро. В среднем же перенос протона от одной молекулы к другой происходит примерно 1000 раз за секунду.

То, что протон не существует в растворе, потребовало пересмотра понятия кислоты, а заодно и основания, что послужило причиной для создания в 1923 году так называемой протонной теории кислот и оснований Бренстеда и Лоури. Согласно этой теории кислота – соединение, передающее протон другому веществу, а основание – вещество, принимающее этот протон. С появлением этой теории каждую кислоту стали называть одноосновной, двухосновной и т. д. (по числу атомов водорода, связанных с кислородом кислородосодержащих кислот), а основания – однокислотными и т. д. (по числу гидроксильных групп). Введение этих понятий объясняется тем, что каждая кислота имеет сопряженное с ней основание, а каждое основание – сопряженную с ним кислоту. Например, серная кислота является двухосновной, потому что она имеет два сопряженных основания: HSO_4^- и HSO_4^{2-} . При этом сильной кислоте всегда соответствует слабое основание и наоборот.

Имеющиеся недостатки в протонной теории, неспособной объяснить кислотные и основные свойства многих веществ, послужили причиной для создания Г. Льюисом электронной теории кислот и оснований, согласно которой кислоты – акцепторы электронных пар, а основания – их доноры.

Более совершенную теорию кислот и оснований, названную обобщенной, создал советский ученый М. И. Усанович в 1939 году. Согласно его теории, в природе нет ни кислот, ни оснований, а есть только два вида веществ, обладающих кислотными и основными функциями, что косвенно подтверждается водородным показателем и гидролизом, которые в упрощенном варианте представлены в настоящем пособии.

1 ТЕОРИИ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ИСТОРИЧЕСКОЙ ПОСЛЕДОВАТЕЛЬНОСТИ ИХ СОЗДАНИЯ

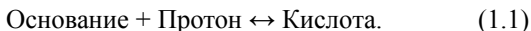
Химия как наука и учебная дисциплина начала формироваться на рубеже XVII и XVIII веков. Научные же представления о кислотах и основаниях появились в середине XVIII века. В то время считалось, что продуктом взаимодействия кислоты и щелочи (основания) является соль, а кислота и щелочь в ходе реакции исчезают. Кислотой же в то время называли вещество, обладающее свойством «кислотности».

Теория электролитической диссоциации шведского химика С. Аррениуса (1859–1927), предложенная им в 1880-е годы, впервые определила кислоту и основание как соединения, способные при диссоциации в воде давать соответственно ионы водорода (H^+) и гидроксида (OH^-). Ее недостаток был в том, что она распространялась только на водные растворы. Более того, некоторые вещества по теории Аррениуса не должны были относиться к

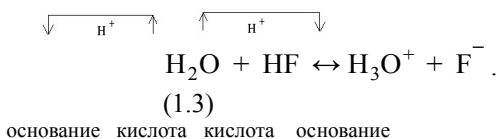
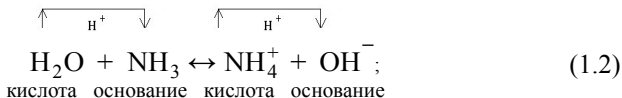
основаниям, например, аммиак NH_3 , основные свойства которого были доказаны еще в XVII веке.

Подобные недостатки привели к появлению в 1923 году протонной теории кислот и оснований Бренстеда Йоханнеса (1879–1947) – Лоури Томсона (1874–1936).

Согласно протонной теории, кислотой является вещество, стремящееся в химической реакции отдать протоны, а основанием – вещество, способное к их присоединению; таким образом, кислота является донором протонов, а основание – их акцептором, то есть веществом, соединяющимся с протонами кислоты. По теории же Аррениуса к основаниям принадлежат вещества, образующие в водных растворах ион OH^- . В то же время, согласно протонной теории кислот и оснований, сам гидроксид-ион OH^- является основанием, а не NaOH , например, в состав которого входит этот ион. Следовательно, связь между кислотой и основанием в протонной теории кислот и оснований можно выразить обратимым уравнением:



В левой части этого уравнения присоединение протона к веществу (любому) назвали протонным сродством, или способностью к присоединению протона. Такая способность может изменяться в противоположном направлении, что хорошо прослеживается в ряду соединений: $\text{NH}_3 - \text{H}_2\text{O} - \text{HF}$. Если при взаимодействии NH_3 с водой она функционирует как кислота (донор протонов), то в реакции со фтористым водородом вода выполняет уже роль основания (акцептор протонов):



Обе эти реакции с переносом протона являются обратимыми. В уравнениях стрелками показан перенос протона от одного вещества к другому, а под формулами H_2O , NH_3 и HF указано, какую роль они играют в обеих реакциях согласно протонной теории; это же касается пометок и под продуктами реакций.

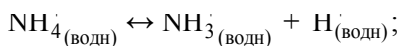
Рассмотренный пример показывает, что каждая кислота связана с так называемым сопряженным основанием, которое образуется из той же кислоты в результате отщепления от нее протона. Точно так же каждое

основание имеет сопряженную кислоту, получающуюся из этого же основания в результате присоединения к нему протона.

Так, в реакции (1.2) сопряженным основанием для воды как кислоты является гидроксид-ион OH^- , а в реакции (1.3) для воды, которая играет роль основания, сопряженной кислотой считается ион H_3O^+ , названный ионом оксония или гидроксония. В обоих случаях термин «сопряженный» означает «связанный в одну пару».

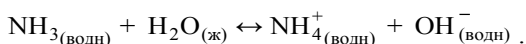
Следовательно, любая кислота и основание, отличающиеся наличием или отсутствием протона, называются сопряженной кислотно-основной парой. И чем сильнее кислота в сопряженной паре, тем слабее сопряженное ей основание, и наоборот.

Для подтверждения сказанного выберем в качестве сопряженной пары кислоту NH_4^+ и сопряженное ей основание NH_3 из уравнения (1.2). Каждая из этих частиц реагирует с водой:



(1.4a)

кислота сопряженное
основание



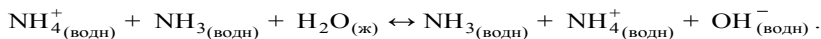
(1.4б)

основание сопряженная
кислота

Этим уравнениям соответствуют выражения констант диссоциации (равновесия) кислоты ($K_{\text{кисл}}$) и основания ($K_{\text{осн}}$):

$$K_{\text{кисл}} = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = 5,556 \cdot 10^{-10}; \quad K_{\text{осн}} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \cdot 10^{-10}.$$

Просуммировав уравнения (1.4a) и (1.4б), получим:



После сокращения одинаковых членов остается уравнение самодиссоциации воды:



Из общих законов химического равновесия следует, что при суммировании двух реакций константа равновесия (диссоциации) третьей, суммарной, реакции равна произведению констант равновесий двух суммарных реакций:

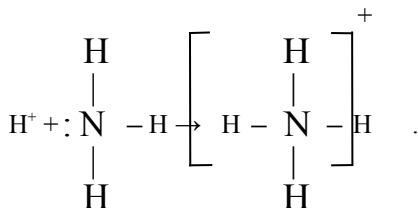
$$K_{\text{кисл}} \cdot K_{\text{осн}} = K_w,$$

т. е. ионному произведению воды, равному 10^{-14} . Подставляя в последнее выражение $K_{\text{кисл}}$ и $K_{\text{осн}}$, получаем

$$5,556 \cdot 10^{-10} \cdot 1,8 \cdot 10^{-5} = 10^{-14} = K_w.$$

Таким образом, в протонной теории кислот и оснований важную роль играет сродство к протону в химических реакциях, что позволило ей выйти за рамки водных растворов, но не отказаться от водорода как носителя кислотности. В то же время теория Бренстеда – Лоури не могла объяснить кислотных свойств многих веществ.

Для того, чтобы вещество могло быть акцептором протонов, согласно протонной теории, оно должно обладать еще и неподеленной парой электронов, которая бы связывала протон, как, например, при образовании иона аммония:



На эту особенность кислотно-основных реакций впервые обратил внимание Г. Н. Льюис (1875–1946) и предложил в 1939 г. новое определение кислоты и основания, в котором подчеркивалась роль неподеленной пары электронов.

В своей теории Льюис исходил из электронных представлений, что позволило назвать ее электронной теорией кислот и оснований. По его теории кислота – соединение, способное принять пару электронов для образования ковалентной связи, а основание – вещество, способное эту пару электронов предоставить кислоте в химической реакции. Следовательно, согласно электронной теории кислот и оснований, основание – это донор электронных пар, а кислота – их акцептор.

Такими были взгляды на кислоты и основания почти до конца 1930-х годов.

2 ОБОБЩЕННАЯ ТЕОРИЯ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ М. И. УСАНОВИЧА

В отличие от Льюиса и других авторов, Усанович считал, что кислота – это вещество, способное отдавать катионы, реагирующие с анионами или электронами в химической реакции с другим веществом, а основание – то вещество, которое может предоставить свои анионы или электроны, соединяющиеся с катионами в этой же реакции.

Теории же Льюиса и Усановича оказались сходны в одном: обе отказались от водорода как универсального носителя кислотных свойств. Но Льюис в определении понятий «кислота» и «основание» исходил из электронных представлений, а Усанович – из электростатических, т. е. от знака заряда. Это позволило значительно расширить объем и смысл обоих понятий и включить в кислотно-основные равновесия еще и окислительно-восстановительные реакции.

В действительности же, как писал М. И. Усанович в 1938–1939 гг. «...мы имеем дело не с кислотными и основными свойствами веществ, вовсе не означающими принадлежность их к классу кислот и оснований, так как таких классов веществ нет в природе». Его основной вывод: «Кислоты и основания – это не классы соединений, а вещества, обладающие кислотными и основными функциями».

Таким образом, по Усановичу все вещества в химических реакциях, в зависимости от партнеров, могут обладать кислотными и основными функциями.

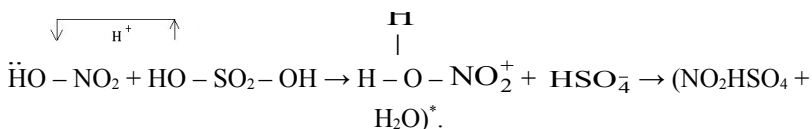
Краткие и обобщающие сведения о кислотах и основаниях четырех теорий представлены в таблице 2.1.

Таблица 2.1 – Краткая характеристика теорий кислот и оснований

Названия теорий кислот и оснований	Характерные свойства кислот	Характерные свойства оснований
Теория электролитической диссоциации С. Аррениуса	Отдает в водных растворах для участия в реакции ионы H^+	Отдает в водных растворах для участия в реакции гидроксид-ионы OH^-
Протонная теория Бренстеда – Лоури	В реакциях отдает протоны (донор протонов)	В реакциях присоединяет эти протоны (акцептор протонов)
Электронная теория Г. Льюиса	Принимает пару электронов (акцептор электронов)	Отдает пару электронов (донор электронов)
Обобщенная теория М. И. Усановича	Отдает катионы, реагирующие с анионами	Отдает свои анионы или электроны,

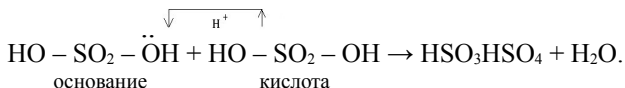
	или электронами	соединяющиеся с катионами
--	-----------------	---------------------------

В соответствии с протонной теорией кислот и оснований, H_2SO_4 в нитрующей смеси выполняет роль кислоты, HNO_3 – роль основания, что впервые обосновал и доказал экспериментально Усанович в 1938 г. Реагируют эти кислоты между собой по схеме:



Катион нитрония NO_2^+ , образующийся по этой реакции, используется в качестве нитрующего агента. Наличие же в растворе аниона HSO_4^- и катиона нитрония позволяет предположить, что конечный «продукт» (*) в процессе взаимодействия HNO_3 и H_2SO_4 представляет собой раствор «соли гидросульфата нитрония» в воде концентрацией 88,8 %.

Примерно по такой же схеме реагируют между собой молекулы H_2SO_4 (конц) ($\text{HO} - \text{SO}_2 - \text{OH}$):



Концентрация этого раствора составляет 90,77 %, т. е. соли «гидросульфата сульфония». Ион же сульфония (HSO_3^+) является сульфорирующим агентом при получении аренсульфоновых органических (самых сильных) кислот (ArSO_3H).

Вопросы для самоконтроля

- 1 Какие недостатки имеются у кислот и оснований по определению С. Аррениуса согласно его теории электролитической диссоциации?
- 2 Что новое внесла протонная теория кислот и оснований Бренстеда – Лоури, ее достоинства и недостатки?
- 3 Чем отличается электронная теория кислот и оснований Г. Льюиса от протонной теории? Какие преимущества имеет первая над второй?
- 4 В чем состоит главная заслуга М. И. Усановича в химии? Каковы особенности его обобщенной теории кислот и оснований?
- 5 Почему сопряженные кислоты сильных оснований не могут быть более сильными, чем H_2O ?
- 6 Обоснуйте правильность количественного выражения $K_{\text{кисл}} \cdot K_{\text{осн}} = K_{\text{w}}$ (ионное произведение воды).

7 Дайте определение кислоты, основания, а также сопряженной кислоты и сопряженного основания в рамках представлений протонной теории Бренстеда – Лоури.

8 Запишите выражение для константы диссоциации K_d водного раствора любого слабого основания.

9 Дайте определение кислоты и основания в рамках теорий кислот и оснований Льюиса и Усановича.

3 ВОДНЫЕ РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

При растворении в воде как сильном полярном растворителе многие вещества претерпевают значительные изменения. Это может проявляться в разной электрической проводимости, а также в полном химическом превращении веществ, что составляет содержание целой области науки – химии водных растворов.

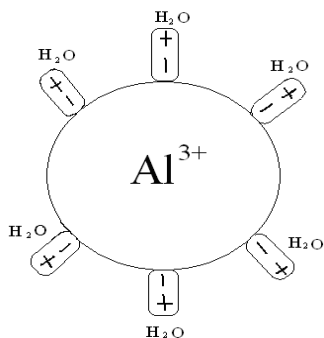
Абсолютно чистая вода практически не проводит электрический ток. Водные растворы многих органических веществ также неэлектропроводные. В то же время значительная часть растворов неорганических веществ проводит электрический ток за счет ионов, образующихся в водных растворах.

Первым гипотезу о существовании в таких растворах заряженных частиц – ионов (от греч. «идущий») – высказал в 1887 г. С. Аррениус. До него считалось, что ионы появляются при распаде молекул соединений под действием электрического поля.

Процесс разложения вещества при его растворении на ионы называется **электролитической диссоциацией**. Окончательно же теория этого процесса была разработана в 1891 г. И. А. Каблуковым (1857–1942).

Для водных растворов подготовительным этапом электролитической диссоциации считается гидратация вещества.

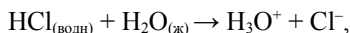
Гидратация представляет собой взаимодействие веществ с водой, при которой молекулы H_2O не разрушаются, а образуют гидратные оболочки вокруг ионов, как, например, вокруг иона Al^{3+} :



Аналогично гидратация протекает для Fe^{3+} и других катионов (ионов).

Частным случаем гидратации является сольватация, когда в качестве растворителя вместо воды используются другие вещества.

В водных растворах сильные акцепторные свойства ионов водорода H^+ приводят к тому, что протон (H^+) в свободном состоянии практически не существует. По этой причине диссоциацию соляной кислоты, например, правильнее записывать в виде



где H_3O^+ – ион оксония (гидроксония).

Возможно, из соляной кислоты выделяется в атмосферу не HCl , а $\text{H}_3\text{OCl}?$

3.1 Сильные и слабые электролиты

При растворении сильные электролиты почти полностью диссоциируют на ионы. Вещества же, не способные диссоциировать, называются неэлектролитами.

Сила электролита характеризуется с помощью степени диссоциации (α), которая показывает отношение числа продиссоциированных молекул ($N_{\text{д}}$) к общему числу растворенных ($N_{\text{общ}}$):

$$\alpha = \frac{N_{\text{д}}}{N_{\text{общ}}} \times 100 \%, \quad (3.1)$$

при этом α можно выражать и в долях единицы.

Когда $\alpha > 33 \%$, тогда такие вещества относятся к сильным электролитам; если $\alpha < 3 \dots 33 \%$, то это электролиты средней силы; $\alpha < 3 \%$ – слабые электролиты. Условность такого деления вызвана еще и тем, что α значительно зависит от концентрации раствора. Например, для уксусной кислоты CH_3COOH изменение α в зависимости от молярной концентрации ($C_{\text{м}}$) раствора выглядит следующим образом:

C_m	1,0	0,2	0,05	0,01	0,005	0,001
$\alpha, \%$	0,95	1,4	1,9	4,2	6,0	12,4

Для слабых электролитов в растворе устанавливается равновесие между образовавшимися ионами и недиссоциированными молекулами вещества. Поэтому силу слабого электролита (КА) можно охарактеризовать независимо от его концентрации в растворе константой равновесия ($K_{рав}$) или константой диссоциации (K_d).

Полагая, что при растворении слабого электролита (КА) частично образуются катионы (K^{z+}) и анионы (A^{z-}), устанавливается равновесие:



В этой условной реакции прямой процесс (\rightarrow) представляет собой диссоциацию молекул на ионы, а обратный (\leftarrow) – ассоциацию ионов в молекулы. При равновесии, согласно закону действующих масс, можно записать значение K_d :

$$K_d = [K^{z+}] \cdot [A^{z-}] / [KA], \quad (3.3)$$

где в квадратных скобках показаны концентрации ионов и недиссоциированной части электролита.

Если общую, например, молярную концентрацию электролита в растворе обозначить $C(KA)$, тогда для бинарных электролитов концентрации их ионов $[K^{z+}]$ и $[A^{z-}]$ будут равны, то есть: $[K^{z+}] = [A^{z-}] = \alpha \cdot C(KA)$, а концентрация $[KA] : [KA] = C(KA) - \alpha \cdot C(KA) = C(KA)(1 - \alpha)$. Подставив эти значения в уравнение (3.3), получим:

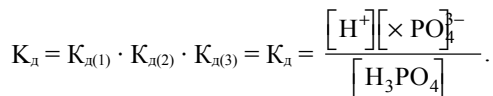
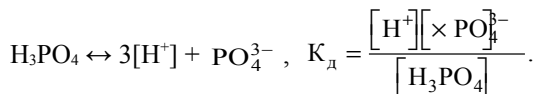
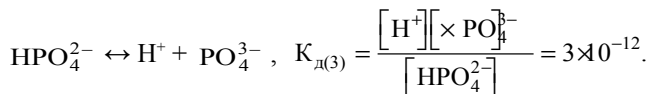
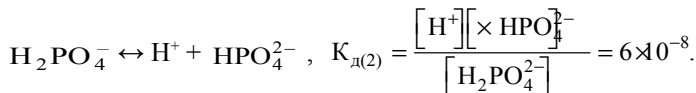
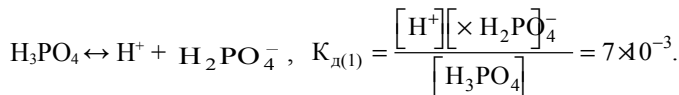
$$K_d = \frac{\alpha \cdot C(KA) \cdot \alpha \cdot C(KA)}{C(KA)(1 - \alpha)} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} C(KA). \quad (3.4)$$

Так как для слабых электролитов α намного меньше 1, то $(1 - \alpha)$ можно приравнять к единице и переписать значение K_d :

$$K_d = \alpha^2 \cdot C(KA) \quad \text{или} \quad \alpha \approx \sqrt{\frac{K_d}{C(KA)}}. \quad (3.5)$$

Уравнение (3.5) является математическим выражением закона разбавления В. Оствальда (1888 г.).

Многоионные электролиты подвергаются ступенчатой диссоциации. Например, фосфорная кислота:



3.2 Ионные процессы и произведение растворимости

Во всех растворах подвижность ионов ограничивается их окружением противоионами. При смешивании растворов различных веществ находящиеся в них ионы противоположного заряда могут ассоциировать в молекулы, комплексы или кристаллы нового вещества, в результате чего в растворах и происходят химические реакции. Реакции обмена ионами между разными электролитами получили название реакций ионного обмена.

Для уравнения реакции общего вида $\text{AB} + \text{CD} \leftrightarrow \text{AD} + \text{CB}$ смещение равновесия, например, в сторону образования продукта АД, возможно, если вещество АД является слабодиссоциирующим электролитом, газообразным или малорастворимым веществом.

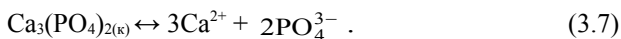
Для нерастворимого продукта АД, образующего твердую фазу в насыщенном растворе, устанавливается равновесие: $\text{AD}_{(т)} \leftrightarrow [\text{A}^+] \cdot [\text{D}^-]$, для которого константа равновесия $K_{рав} = [\text{A}^+] \cdot [\text{D}^-]$, в которую не входит концентрация [АД], находящегося в твердой фазе.

Константу равновесия процесса диссоциации малорастворимого вещества в его насыщенном растворе назвали произведением растворимости (ПР); в приведенном случае можно записать:

$$\text{ПР}_{\text{АД}} = [\text{A}^+] \cdot [\text{Д}^-], \quad (3.6)$$

при этом в расчетах используются молярные концентрации.

В качестве примера рассмотрим ПР для соли $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Запишем уравнение равновесия при растворении этой соли в воде до насыщения:



Исходя из того, что ПР равно произведению молярных концентраций ионов, участвующих в равновесии, каждая из которых возводится в степень, равную стехиометрическому коэффициенту при соответствующем ионе в уравнении равновесия, можно записать:

$$\text{ПР}_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = [3\text{Ca}^{2+}] \cdot [2\text{PO}_4^{3-}]. \quad (3.8)$$

По значению ПР малорастворимого вещества A_mB_n можно вычислить его растворимость S :

$$S_{\text{A}_m\text{B}_n} = \sqrt[m+n]{\frac{\text{ПР}_{\text{A}_m\text{B}_n}}{m^m n^n}} \quad (3.9)$$

где m и n – стехиометрические коэффициенты при соответствующих ионах.

Для многих веществ ПР приведены в справочной и учебной литературе.

Лабораторная работа № 1

Цель работы: исследование свойств растворов электролитов. Определение факторов, влияющих на активность кислот. Установление причин, вызывающих протекание реакций ионного обмена до конца. Получение амфотерных гидроксидов и подтверждение их амфотерных свойств. Определение условий образования и растворения осадков.

Опыт 1. Влияние растворителей на диссоциацию солей

Реактивы: хлорид меди (II) CuCl_2 (кристаллический обезвоженный), ацетон, дистиллированная вода.

1.1 Зависимость диссоциации от природы растворителя

Выполнение опыта. В две пробирки поместите по микрошпателью безводного хлорида меди (II). Обратите внимание на окраску твердой соли.

В первую пробирку прилейте дистиллированной воды. Перемешайте содержимое пробирок до полного растворения кристаллов соли. Отметьте различную окраску в растворах ацетона и воды.

Задания. Объясните, в каком растворе происходит диссоциация соли, учитывая, что ион меди Cu^{2+} в растворе имеет голубую окраску. Напишите уравнение диссоциации хлорида меди (II).

1.2 Влияние концентрации раствора на диссоциацию и гидратацию ионов

Выполнение опыта. В первую пробирку всыпьте 1–2 микрошпателя хлорида меди (II) и добавьте одну каплю воды. Отметьте окраску. По каплям прилейте дистиллированную воду до изменения окраски раствора.

Задание. Составьте уравнение реакции диссоциации хлорида меди (II) в растворе и объясните, как разбавление влияет на диссоциацию и гидратацию ионов.

Опыт 2. Сравнение относительной силы различных кислот

Реактивы: растворы хлороводородной кислоты HCl и уксусной кислоты CH_3COOH , цинк металлический (в гранулах) или мрамор (в кусочках).

Выполнение опыта. Одну пробирку на 1/3 ее вместимости заполните раствором хлороводородной кислоты, другую пробирку – таким же количеством уксусной кислоты. Выберите два одинаковых по размеру кусочка цинка или мрамора и опустите в каждую пробирку. Сравните интенсивность выделения газа в пробирках.

Задания. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения взаимодействия цинка (карбоната кальция) с хлороводородной кислотой, цинка (карбоната кальция) с уксусной кислотой. Объясните, от концентрации каких ионов зависит скорость данных реакций. Сделайте вывод об относительной силе данных кислот, используя значения степени и константы электролитической диссоциации.

Опыт 3. Зависимость активности кислот от их концентраций

Реактивы: раствор хлороводородной кислоты HCl , цинк металлический (в гранулах) или мрамор (в кусочках).

Выполнение опыта. В одну пробирку налейте до 1/3 ее вместимости раствор хлороводородной кислоты, в другую – 2–3 капли раствора хлороводородной кислоты и долейте дистиллированной воды до уровня первой пробирки. Затем в обе пробирки опустите по одинаковому кусочку цинка (или мрамора). Отметьте, в какой пробирке реакция протекает более энергично.

Задания. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения взаимодействия хлороводородной кислоты с цинком (или мрамором). Определите, от концентрации каких ионов зависит скорость данной

реакции, в каком случае их концентрация будет выше. Сделайте вывод о зависимости активности растворов кислот от их концентрации.

Опыт 4. Изменение активности сильной кислоты введением в раствор соли слабой кислоты

Реактивы: раствор хлороводородной кислоты HCl, металлический цинк (в гранулах) или мрамор, ацетат натрия CH₃COONa (кристаллический).

Выполнение опыта. Две пробирки на 1/3 их вместимости заполните раствором хлороводородной кислоты. Подберите два приблизительно одинаковых кусочка цинка (или мрамора) и опустите в каждую пробирку. Когда в обеих пробирках установится равномерное выделение газа, добавьте в одну из них 2–3 микрошпателя кристаллического ацетата натрия. Отметьте изменение интенсивности выделения газа по сравнению с пробиркой, в которую не вносился ацетат натрия.

Задания. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения взаимодействия хлороводородной кислоты с цинком (или мрамором). Применяя закон действия масс, объясните, почему добавление соли слабой кислоты к раствору сильной кислоты уменьшает активность последней.

Опыт 5. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов

Реактивы: кристаллический ацетат натрия CH₃COONa и хлорид аммония NH₄Cl, растворы уксусной кислоты CH₃COOH (0,1 н.) и аммиака NH₃ (0,1 н.), метиловый оранжевый, фенолфталеин.

5.1 Влияние соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты

Выполнение опыта. Внесите в две пробирки по 5–7 капель раствора уксусной кислоты и по капле метилового оранжевого. В первую пробирку добавьте 3–4 микрошпателя ацетата натрия и перемешайте, а вторую пробирку оставьте в качестве контрольной. Сравните окраску полученных растворов.

Задания. Напишите уравнения диссоциации уксусной кислоты и объясните, как смещается равновесие диссоциации кислоты при добавлении к ней ацетата натрия. Сделайте вывод о влиянии соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты.

5.2 Влияние соли слабого основания на диссоциацию этого основания

Выполнение опыта. В две пробирки налейте по 5–7 капель раствора аммиака и по капле фенолфталеина. В одну пробирку внесите 3–4 микрошпателя хлорида аммония и перемешайте стеклянной палочкой, а другую пробирку оставьте в качестве контрольной. Сравните окраску полученных растворов.

Задания. Составьте уравнения диссоциации водного раствора аммиака. Объясните, как смещается равновесие диссоциации при добавлении

хлорида аммония. Сделайте вывод о влиянии соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты.

Опыт 6. Обменные реакции в растворах электролитов

6.1 Реакции с образованием малорастворимых осадков

Реактивы: растворы сульфата натрия Na_2SO_4 , сульфата магния MgSO_4 , сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, хлорида бария BaCl_2 , хлорида железа (III) FeCl_3 , сульфата меди CuSO_4 , гидроксида натрия NaOH .

Выполнение опыта.

1 Возьмите три пробирки. Внесите в них по 4–5 капель растворов: в первую – сульфата натрия, во вторую – сульфата магния, в третью – сульфата алюминия. Во все пробирки добавьте по 3–4 капли раствора хлорида бария. Отметьте образование во всех пробирках одинакового осадка.

2 Из имеющихся в наличии реактивов и используя таблицу растворимости, выберите пары веществ, реакции между которыми привели бы к образованию осадков. Проведите эти реакции.

Задания. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах между указанными и подобранными парами веществ. Сравните ионные уравнения между сульфатами натрия, магния и алюминия и хлоридом бария. Сделайте вывод, почему проведенные реакции необратимы.

6.2 Реакции с образованием газообразных малорастворимых веществ

Реактивы: кристаллические карбонат натрия Na_2CO_3 , карбонат калия K_2CO_3 , гидрокарбонат натрия NaHCO_3 , раствор хлороводородной кислоты HCl .

Выполнение опыта. В пробирку внесите 2–3 микрошпателя кристаллического карбоната натрия и добавьте 5–7 капель хлороводородной кислоты. Наблюдайте выделение газа. Опыт повторите с кристаллическими гидрокарбонатом натрия и карбонатом калия.

Задания. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения взаимодействия хлороводородной кислоты с карбонатом натрия, гидрокарбонатом натрия, карбонатом калия. Определите, между какими ионами протекают реакции.

6.3 Реакции с образованием малодиссоциирующих веществ

Реактивы: растворы гидроксида натрия NaOH , гидроксида калия KOH , хлороводородной кислоты HCl , серной кислоты H_2SO_4 , ацетата натрия CH_3COONa , концентрированный раствор хлороводородной кислоты HCl ($\rho = 1190 \text{ кг/м}^3$), фенолфталеин.

Выполнение опыта.

1 В пробирку налейте 5–7 капель раствора гидроксида натрия и добавьте одну каплю фенолфталеина. Прилейте по каплям раствор хлороводородной

кислоты до обесцвечивания раствора. Опыт повторите с растворами других кислот и щелочей.

2 Поместите в пробирку 3–4 капли раствора ацетата натрия и добавьте 2–3 капли концентрированного раствора хлороводородной кислоты. Осторожно определите запах образовавшихся веществ.

Задания. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций между: гидроксидом натрия и хлороводородной кислотой; произвольно взятыми кислотами и щелочами; ацетатом натрия и хлороводородной кислотой. Сделайте вывод об условиях протекания реакций ионного обмена до конца.

Опыт 7. Получение амфотерных гидроксидов и исследование их свойств

Реактивы: растворы сульфата цинка $ZnSO_4$, гидроксида натрия $NaOH$, хлороводородной кислоты HCl .

Выполнение опыта. В две пробирки внесите по 4–5 капель раствора сульфата цинка. Добавьте по каплям в каждую пробирку раствор гидроксида натрия до образования студенистого осадка. Для исследования свойств гидроксида прилейте до растворения осадков: к первой пробирке – раствор хлороводородной кислоты, ко второй – раствор гидроксида натрия.

Задания. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения гидроксида цинка и его растворения в хлороводородной кислоте и гидроксиде натрия. В случае растворения гидроксида цинка в гидроксиде натрия образуется комплексное соединение – тетрагидроксоцинкат натрия $Na_2[Zn(OH)_4]$. Сделайте вывод о свойствах амфотерных гидроксидов.

Опыт 8. Условия образования и растворения осадков

8.1 Условия образования осадков

Реактивы: растворы сульфата железа (II) $FeSO_4$, сульфида аммония $(NH_4)_2S$, сероводородной воды H_2S .

Выполнение опыта. К двум пробиркам, содержащим по 4–5 капель раствора сульфата железа (II), прилейте такие же количества: к первой – сероводородной воды, ко второй – сульфида аммония. Отметьте образование осадка только в одном случае.

Задания. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения между сульфатом железа (II) и сульфидом аммония. Объясните различия в образовании осадков, используя значения произведения растворимости.

8.2 Условия растворения осадков

Реактивы: растворы сульфата железа (II) $FeSO_4$, сульфата меди $CuSO_4$, сульфида аммония $(NH_4)_2S$, хлороводородной кислоты HCl .

Выполнение опыта. Внесите в одну пробирку 4–5 капель раствора сульфата железа (II), а в другую – такое же количество раствора сульфата меди. В обе пробирки добавьте 4–5 капель раствора сульфида аммония. К

выпавшим осадкам прилейте по каплям раствор хлороводородной кислоты до растворения одного из осадков.

Задания. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения сульфидов железа (II) и меди и растворения одного из них в хлороводородной кислоте. Объясните различие в растворимости осадков, используя значения произведений растворимости.

Вопросы для самоконтроля

- 1 Что такое электролитическая диссоциация?
- 2 Дайте определение кислотам, основаниям и солям в свете теории электролитической диссоциации. Подтвердите соответствующими уравнениями.
- 3 Что такое степень электролитической диссоциации? От каких факторов она зависит?
- 4 Что такое константа электролитической диссоциации? От каких факторов она зависит?
- 5 С помощью каких факторов можно сравнить силу электролитов?
- 6 Как влияет введение в раствор одноименного иона на смещение ионного равновесия?
- 7 В каких случаях реакции между растворами электролитов протекают до конца?
- 8 Как, зная концентрации ионов, определить возможность образования осадка?
- 9 Что такое амфотерность гидроксидов? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций растворения гидроксида хрома (III) в растворах кислоты и щелочи, учитывая, что в щелочной среде образуется комплексный ион $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$.
- 10 К 0,01 н. раствору H_2SO_4 медленно добавляют раствор, содержащий 0,01 моль/л CaCl_2 и 0,01 моль/л SrCl_2 . Какой осадок начнет выпадать раньше: а) SrSO_4 ; б) CaSO_4 ?
- 11 Как изменится растворимость CaF_2 в 0,1 М растворе KNO_3 по сравнению с его растворимостью в воде: а) возрастет; б) уменьшится; в) останется неизменной?

3.3 Примеры решения задач

Задача 1. Растворимость гидроксида магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$ при 18°C равна $1,7 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Найдите произведение растворимости $\text{Mg}(\text{OH})_2$ при этой температуре.

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

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

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

Отсюда:

$$\text{ПР} (\text{Mg}(\text{OH})_2) = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = 1,7 \cdot 10^{-4} (3,4 \cdot 10^{-4})^2 = 1,96 \cdot 10^{-11}.$$

$$\text{Ответ: ПР} (\text{Mg}(\text{OH})_2) = 1,96 \cdot 10^{-11}.$$

Задача 2. Определите растворимость соли AgCl, если $PP_{AgCl} = 1,8 \cdot 10^{-10}$.

Решение. $S = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-10}}$. Прологарифмировав это выражение, получим: $\lg S = 0,5 (\lg 1,8 + \lg 10^{-10}) = 0,5 [(0,255 + (-10))] = -9,745/2 = -4,8725$; окончательный результат (-4,8725) определяется по антилогарифму этого числа, т. е. $\lg S = -4,8725 = 5 \cdot 0,1275 = 1,34 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

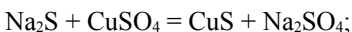
Ответ: растворимость соли AgCl составляет $1,34 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Задача 3. Составьте уравнения реакций, протекающих в водных растворах, в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах: 1) между сульфидом натрия и сульфатом меди (II); 2) между сульфатом железа (III) и гидроксидом натрия.

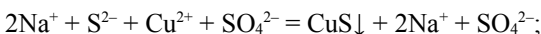
Решение.

1 Разобьем решение задачи на этапы:

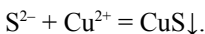
а) составляем уравнение реакции в молекулярной форме:



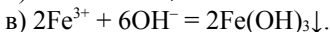
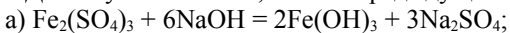
б) составляем уравнение реакции в ионной форме, изобразив формулы растворимых сильных электролитов в виде ионов, на которые они диссоциируют практически полностью, а формулы остальных веществ (например, выпадающих в осадок) оставим без изменения. При составлении ионного уравнения необходимо использовать таблицу растворимости солей и оснований в воде. В нашем примере получаем



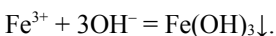
в) исключаем из правой и левой частей одинаковые количества одноименных ионов и записываем уравнение в сокращенной ионной форме:



2 Действуем поэтапно, как и в предыдущем примере:



Разделив все коэффициенты в уравнении на 2, окончательно получаем



Ответ: 1) $S^{2-} + Cu^{2+} = CuS \downarrow;$ 2) $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3 \downarrow.$

Задача 4. Степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1 М в растворе равна $1,32 \cdot 10^{-2}$. Найти константу диссоциации кислоты и значение рК.

Решение. Подставим данные задачи в уравнение закона разбавления:

$$K_d = \alpha^2 C_M / (1 - \alpha) = (1,32 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 0,1 / (1 - 0,0132) = 1,77 \cdot 10^{-5}.$$

$$\text{Откуда } pK = \lg (1,77 \cdot 10^{-5}) = 5 \lg 1,77 = 5 - 0,25 = 4,75.$$

Расчет по приближенной формуле $K_d = \alpha^2 C_M$ приводит к близкому значению К:

$$K_d = (1,32 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 0,1 = 1,74 \cdot 10^{-5}.$$

$$\text{Откуда } pK = 4,76.$$

$$\text{Ответ: } pK (\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,76; K_d (\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,74 \cdot 10^{-5}.$$

Задача 5. Вычислить концентрацию ионов водорода в 0,1 М растворе хлорноватистой кислоты HClO ($K = 5 \cdot 10^{-8}$).

Решение. Найдем степень диссоциации HClO

$$S = \sqrt{K/C_M} \cdot \sqrt{5 \cdot 10^{-8} / 0,1} = 7 \cdot 10^{-4}.$$

$$\text{Отсюда } [\text{H}^+] = \alpha^2 C_M = 7 \cdot 10^{-4} \cdot 0,1 = 7 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

$$\text{Ответ: концентрация ионов водорода } [\text{H}^+] = 7 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

3.4 Задания для самостоятельного решения

1 Напишите уравнения реакций получения гидроксида олова (II) из хлорида олова (II) и его растворения в растворах кислоты и щелочи, учитывая, что в щелочной среде образуется комплексный ион $[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-}$.

2 Напишите уравнения ступенчатой диссоциации: а) сероводородной кислоты; б) борной кислоты H_3BO_3 ; в) гидроксида железа (III); г) гидроксида никеля (II).

3 Какие количества азотной и серной кислот содержат по 0,2 моль ионов водорода?

4 Какова концентрация ионов водорода (моль/л) в 0,05 М растворе сернистой кислоты, учитывая, что степень диссоциации по первой ступени – 20 %.

5 Вычислите степень электролитической диссоциации в 0,02 М растворе гидроксида аммония при 25 °С, если $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

6 Константа диссоциации масляной кислоты $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ равна $1,5 \cdot 10^{-5}$. Вычислите степень ее диссоциации в 0,005 М растворе.

7 Найдите степень диссоциации хлорноватистой кислоты HClO в 0,2 н. растворе.

8 Степень диссоциации угольной кислоты H_2CO_3 по первой ступени в 0,1 н. растворе равна $2,11 \cdot 10^{-3}$. Вычислить K_1 .

9 При какой концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты HNO_2 будет равна 0,2?

10 В 0,1 н. растворе степень диссоциации уксусной кислоты равна $1,32 \cdot 10^{-2}$. При какой концентрации азотистой кислоты HNO_2 ее степень диссоциации будет такой же?

11 Чему равна концентрация ионов водорода H^+ в водном растворе муравьиной кислоты, если $\alpha = 0,03$?

12 Вычислить $[\text{H}^+]$ в 0,02 М растворе сернистой кислоты. Диссоциацией кислоты во второй степени пренебречь.

13 Во сколько раз уменьшится концентрация ионов водорода, если к 1 л 0,005 М раствора уксусной кислоты добавить 0,05 моль ацетата натрия?

14 Напишите в ионно-молекулярной форме уравнения реакций, приводящих к образованию малорастворимых осадков или газов:

- а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$; д) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$;
б) $\text{NiCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$; е) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
в) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$; ж) $\text{AlBr}_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$.
г) $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$;

15 Напишите в ионно-молекулярной форме уравнения реакций, приводящих к образованию малодиссоциированных соединений:

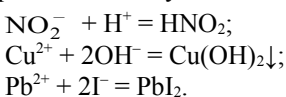
- а) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; г) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$;
б) $\text{FeS} + \text{HCl} \rightarrow$; д) $\text{NaOCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow$.
в) $\text{HCOOK} + \text{HNO}_3 \rightarrow$;

16 Напишите в ионно-молекулярной форме уравнения реакций нейтрализации:

- а) $\text{HCl} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$; г) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$;
б) $\text{HF} + \text{KOH} \rightarrow$; д) $\text{HNO}_2 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$;
в) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$; е) $\text{H}_2\text{S} + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$.

Укажите, какие из этих реакций протекают обратимо, а какие необратимо.

17 Составьте в молекулярной форме уравнения реакций, которые выражаются следующими ионно-молекулярными уравнениями:

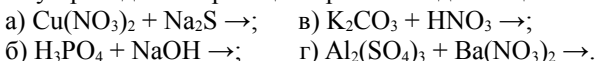


18 Напишите в ионно-молекулярной форме уравнения реакций взаимодействия между водными растворами следующих веществ:

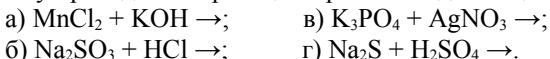
- а) NaHCO_3 и HCl ; д) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ и KOH (избыток);
б) FeCl_3 и KOH ; е) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и CO_2 ;
в) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2S ; ж) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2$ (избыток).
г) KHS и H_2SO_4 ;

Для каждого случая указать причину смещения равновесия в сторону прямой реакции.

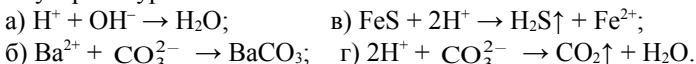
19 Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения и укажите, почему приведенные реакции протекают до конца:



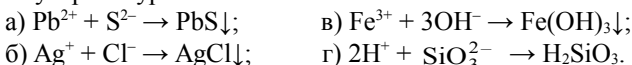
20 Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения и укажите, почему приведенные реакции протекают до конца:



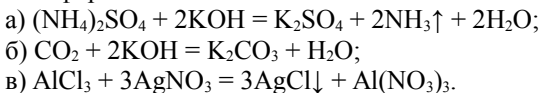
21 На основании ионно-молекулярных уравнений составьте молекулярные уравнения:



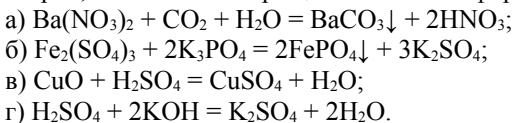
22 На основании ионно-молекулярных уравнений составьте молекулярные уравнения:



23 Составьте уравнения следующих реакций в ионной и сокращенной ионной формах:



24 Напишите уравнения следующих реакций, протекающих в водных растворах, в ионной и сокращенной ионной формах:



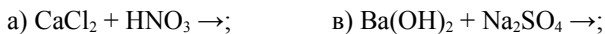
25 Составьте уравнения реакций, протекающих с участием водных растворов электролитов, в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах, между:

- а) оксидом углерода (IV) и гидроксидом бария;
- б) оксидом кальция и хлороводородной кислотой;
- в) силикатом натрия и хлороводородной кислотой;
- г) иодидом калия и нитратом свинца (II);
- д) сульфидом железа (II) и серной кислотой.

26 Составьте уравнения тех реакций, которые протекают практически до конца, и запишите уравнения в сокращенной ионной форме:



27 Составьте уравнения тех реакций, которые протекают практически до конца, и запишите уравнения в сокращенной ионной форме:



28 Пользуясь значениями ПР, определите, какое вещество и во сколько раз более растворимо в воде: карбонат кальция или сульфат кальция?

29 Напишите выражение ПР для следующих соединений: сульфида мышьяка (III), иодида свинца (II), хромата серебра.

30 Растворимость CaCO_3 при 35°C равна $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости этой соли.

31 Вычислите произведение растворимости PbBr_2 при 25°C , если растворимость соли при этой температуре равна $1,32 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

32 В 500 мл воды при 18°C растворяется 0,0166 г Ag_2CrO_4 . Чему равно произведение растворимости этой соли?

33 Для растворения 1,16 г PbI_2 потребовалось 2 л воды. Найдите произведение растворимости соли.

34 Найдите массу серебра, находящегося в виде ионов в 1 л насыщенного раствора AgBr .

35 Вычислите объем воды, необходимой для растворения при 25°C 1 г BaSO_4 .

36 В каком объеме насыщенного раствора Ag_2S содержится 1 мг растворенной соли?

37 Во сколько раз растворимость (в моль/л) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ в воде больше растворимости $\text{Fe}(\text{OH})_3$ при 25°C ?

38 Образуется ли осадок сульфата серебра, если к 0,02 М раствору AgNO_3 добавить равный объем 1 н. раствора H_2SO_4 ?

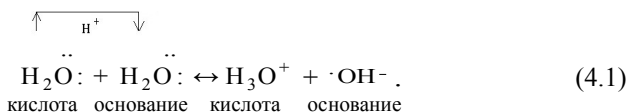
39 К 50 мл 0,001 н. раствора HCl добавили 450 мл 0,0001 н. раствора AgNO_3 . Выпадет ли осадок хлорида серебра?

40 Образуется ли осадок хлорида свинца, если к 0,1 н. раствору $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ добавить равный объем 0,4 н. раствора NaCl ?

4 ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

Одним из «контролирующих» факторов справедливости обобщенной теории кислот и оснований Усановича является водородный показатель (рН), характеризующий кислотно-основные функции во многих химических процессах.

Для понимания сути водородного показателя рассмотрим, как может происходить взаимодействие между двумя молекулами воды:



Эта реакция включает передачу протона H^+ от одной молекулы H_2O к другой. В действительности все происходит гораздо сложнее из-за наличия водородных связей и двух свободных электронных пар у атома кислорода воды (показаны точками).

Экспериментальные исследования подтверждают, что протон H^+ , отделившись от молекулы H_2O ($\approx 10^{-15}$ с), тут же присоединяется к соседней молекуле с образованием иона оксония (уравнение 4.1). С этим ионом даже получены некоторые кристаллические соли, например, гипохлорит оксония H_3OOC (соль хлорноватистой кислоты $HClO$), H_3OOC – перхлорат оксония (соль хлорной кислоты) и др.

Традиционно же мы чаще пользуемся привычным уравнением диссоциации воды, подразумеваемая при этом наличие H_3O^+ вместо иона H^+ :



Для этого уравнения известно значение константы диссоциации:

$$K_d = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \times 10^{-16} \quad (4.3)$$

Малая величина K_d позволяет сделать допущение, что концентрацию $[H_2O]$ в знаменателе уравнения (4.3) можно принять равной ее содержанию в 1 литре в единицах моль:

$$[H_2O] = \frac{1000 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 55,55 \text{ моль/л,}$$

где 1000 г – масса 1 литра воды;

18 г/моль – молярная масса воды.

Подставляя это значение $[H_2O]$ в формулу (4.3), получим ионное произведение (K_w) воды:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,55 = 10^{-14} = K_w,$$

$$\text{т. е. } K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}, \quad (4.4)$$

которое справедливо для водных растворов как новая постоянная (const) величина.

Ниже в таблице 4.1 показана зависимость K_w от температуры:

Таблица 4.1 – Зависимость K_w от температуры

Температура, °С	$K_w, \text{ моль}^2/\text{л}^2$
0	$0,115 \cdot 10^{-14}$
20	$0,68 \cdot 10^{-14}$
25	$1,00 \cdot 10^{-14}$
60	$0,50 \cdot 10^{-14}$

На практике уравнением (4.4) пользоваться неудобно. После его логарифмирования имеем:

$$\lg[\text{H}^+] + \lg[\text{OH}^-] = -14,$$

освобождаясь от знака минус умножением обеих частей уравнения на -1 , получаем:

$$(-\lg[\text{H}^+]) + (-\lg[\text{OH}^-]) = 14.$$

Обозначив $-\lg[\text{H}^+]$ через рН (водородный показатель), а $-\lg[\text{OH}^-]$ через рОН (гидроксильный показатель), получаем простое уравнение

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14, \quad (4.5)$$

которое можно переписать с учетом уравнения (4.4), обозначив K_w через показатель $\text{p}K_w = -\lg K_w$, то есть

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 = \text{p}K_w. \quad (4.6)$$

В нейтральной среде $\text{pH} = 7$, в кислой среде $\text{pH} < 7$, а в щелочной $\text{pH} > 7$.

Водородный показатель измеряется прибором, называемым рН-метром (иономером). Менее точно рН растворов можно измерять с помощью реактивов-индикаторов (таблица 4.2).

Таблица 4.2 – Свойства отдельных индикаторов

Индикатор	Интервал рН перехода окраски	Окраска	
		в кислой среде	в щелочной среде
Метиловый фиолетовый	0–3	Желто-зеленая	Фиолетово-голубая
Метиловый оранжевый	3,1–3,4	Красная	Желтая
Лакмус	5–8	Красная	Синяя
Фенолфталеин	8,3–10	Бесцветная	Красная
Индигокармин	12–14	Голубая	Желтая

Цель работы: исследование свойств растворов электролитов. Изучение окраски индикаторов в различных средах.

Опыт 1. Окраска индикаторов в различных средах

Реактивы: растворы хлороводородной кислоты HCl, гидроксида натрия NaOH, лакмуса, метилового оранжевого, фенолфталеина, красная и синяя лакмусовая бумага.

1.1 Окраска растворов индикаторов

Выполнение опыта. Налейте в три пробирки по 4–5 капель дистиллированной воды и добавьте по 1–2 капли раствора лакмуса в водной нейтральной среде. В одну из пробирок внесите 1–2 капли раствора хлороводородной кислоты, а в другую – такое же количество раствора гидроксида натрия. Отметьте изменение окраски по сравнению с третьей пробиркой.

Аналогично проведите опыты по испытанию других индикаторов – метилового оранжевого и фенолфталеина.

Задания. 1 Наблюдения занесите в таблицу по форме:

Индикатор	Цвет индикатора		
	Нейтральная среда (дистиллированная вода)	Кислая среда (раствор кислоты)	Щелочная среда (раствор щелочи)
Лакмус			
Метилловый оранжевый			
Фенолфталеин			

2 Напишите уравнения реакций диссоциации хлороводородной кислоты и гидроксида натрия в растворах. Сделайте вывод, какие ионы определяют кислую и щелочную реакцию среды.

Опыт 2. Окраска лакмусовой бумаги

Выполнение опыта. На синюю лакмусовую бумагу нанесите каплю дистиллированной воды и каплю раствора хлороводородной кислоты. На красную лакмусовую бумагу нанесите по капле воды и раствора гидроксида натрия. Отметьте изменения.

Задание. Сравните окраску лакмусовой бумаги в различных средах с табличными данными окраски раствора лакмуса.

Контрольные вопросы

1 В 0,01 н. растворе одноосновной кислоты $pH = 4$. Какое утверждение о силе этой кислоты правильно?

а) кислота слабая; б) кислота сильная.

2 Как изменится кислотность раствора HCN , если $C_n = 0,2$ моль/л?

а) возрастет; в) не изменится.

б) уменьшится;

3 Как надо изменить концентрацию ионов водорода в растворе, чтобы pH раствора увеличился на единицу?

а) увеличить в 10 раз; в) уменьшить в 10 раз;

б) увеличить на 1 моль/л; г) уменьшить на 1 моль/л.

4 Сколько ионов водорода содержится в 1 мл раствора, pH которого равен 13?

а) 10^{13} ; в) $6,0 \cdot 10^7$;

б) $6,02 \cdot 10^{13}$; г) $6,02 \cdot 10^{10}$.

5 Как изменится pH воды, если к 10 л ее добавить 10^{-2} моль $NaOH$?

а) возрастет на 2; в) возрастет на 4;

б) возрастет на 3; г) уменьшится на 4.

6 Как можно назвать реакцию ионов с водой, в результате которой происходит изменение pH раствора?

7 Объясните смысл символа pH и его вычисление по заданным концентрациям $[H^+]$ и $[OH^-]$.

4.1 Примеры решения задач

Задача 1. Водный раствор имеет $pH = 1,4$. Какова концентрация ионов водорода этого раствора?

Решение. Согласно определению pH концентрация ионов $[H^+] = 10^{-1,4} = 10^{+0,6} \cdot 10^{-2} = 4 \cdot 10^{-2}$ моль/л, где $4 = 10^{0,6}$.

Ответ: pH водного раствора составляет $4 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

Задача 2. Вычислить pH раствора, в котором:

а) концентрация $[OH^-] = 0,01$ моль/л;

б) концентрация $[OH^-] = 2 \cdot 10^{-9}$ моль/л.

Решение. а) для этого раствора $pOH = (-\lg 0,01) = (-\lg 10^{-2}) = 2$.

$pH = 14 - 2 = 12$;

б) $[H^+] = 1 \cdot 10^{-14} / 2 \cdot 10^{-9} = 5 \cdot 10^{-6}$ моль/л. Тогда для этого раствора $pH = -(\lg 5 + \lg 10^{-6}) = (0,699 - 6,00) = 5,3$; $pH < 7$ (среда кислая).

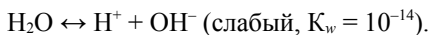
Ответ: а) $pH = 12$; б) $pH = 5,3$.

Задача 3. Вычислите pH раствора гидроксида натрия, полученного при растворении 0,4 г $NaOH$ в 1 л воды.

Решение. Записываем уравнение диссоциации электролитов, указываем их силу:



$$n = 1 \quad n = 1$$



Концентрация ионов OH^- определяется процессом диссоциации гидроксида натрия, этот процесс подавляет диссоциацию воды.

В первую очередь вычислим концентрацию OH^- :

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] \cdot \alpha \cdot n.$$

Для определения концентрации ионов OH^- необходимо знать начальную концентрацию гидроксида (моль/л). Считаем, что объем раствора при внесении 4 г щелочи в 1 л воды не меняется:

$$C_{\text{NaOH}} = m_{\text{NaOH}} / M_{\text{NaOH}} \cdot V = 0,4 / 40 \cdot 1 = 0,01 \text{ моль/л},$$

тогда

$$C_{\text{OH}^-} = 0,01 \text{ моль/л}; \quad C_{\text{H}^+} = 10^{-14} / 10^{-2} = 10^{-12} \text{ моль/л}.$$

Водородный показатель раствора NaOH

$$\text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+} = -\lg 10^{-12} = 12.$$

Ответ: pH (NaOH) = 12.

4.2 Задания для самостоятельного решения

1 Вычислите pH 0,01 н. раствора, в котором концентрация ионов OH^- (в моль/л) равна:

а) $4,6 \cdot 10^{-4}$; в) $9,3 \cdot 10^{-9}$.

б) $5 \cdot 10^{-6}$;

2 Вычислите pH 0,01 н. раствора уксусной кислоты, в котором степень диссоциации кислоты равна 0,042.

3 Определите pH раствора, в 1 л которого содержится 0,1 г NaOH. Диссоциацию щелочи считать полной.

4 Определите $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$ в растворе, pH которого равен 6,2.

5 Вычислите pH следующих растворов слабых электролитов:

а) 0,02 М NH_4OH ; в) 0,05 н. HCOOH ;

б) 0,1 М HCN ; г) 0,01 М CH_3COOH .

6 Чему равна концентрация раствора уксусной кислоты, pH которого равен 5,2?

7 При $\text{pH} < 3,1$ индикатор метиловый красный окрашен в красный цвет, при $\text{pH} > 6,3$ – в желтый, при промежуточных значениях pH – в оранжевый цвет. Какова будет окраска индикатора в $0,1 \text{ M}$ растворе NH_4Br ?

8 Раствор NaH_2PO_4 имеет слабокислую, а раствор Na_3PO_4 – сильнощелочную реакцию. Объясните эти факты и мотивируйте их соответствующими ионно-молекулярными уравнениями.

9 Определите концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов в растворе, pH которого равен 9.

10 В 100 мл раствора содержится $0,09745 \text{ г}$ хлорида калия. Вычислите концентрацию ионов калия и хлорид-ионов в растворе.

11 Определите концентрацию водородных ионов в растворе, водородный показатель которого равен $6,8; 2,3; 4$.

12 Вычислите количество ионов водорода в 1 л 1 н. серной кислоты и в 100 г 10% -ного раствора азотной кислоты.

13 Вычислите pH $0,005 \text{ M}$ раствора хлорной кислоты.

14 Вычислите концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов в $0,1 \text{ M}$ растворах:

а) соляной кислоты;

в) гидроксида натрия;

б) хлорноватистой кислоты;

г) гидроксида аммония.

Вычислите pH указанных растворов.

15 Для приготовления 200 мл раствора уксусной кислоты использовали $0,06 \text{ г}$ кислоты. Определите концентрации ионов водорода и ацетат-ионов в полученном растворе.

16 20 мл 36% -ного раствора гидроксида калия ($\rho = 1,356 \text{ г/мл}$) разбавили до 500 мл водой. Определите pH образовавшегося раствора, считая, что гидроксид натрия в водном растворе диссоциирует полностью.

17 Сколько граммов цианида калия следует добавить к 500 мл $0,1 \text{ M}$ раствора циановодородной кислоты, чтобы pH раствора стал равным 7?

18 Вычислите концентрацию цианид-ионов в $0,01 \text{ M}$ растворе синильной кислоты. Как изменится концентрация этих же ионов, если pH раствора HCN будет равен 3?

19 Сколько граммов гидроксида калия содержится в 1 л раствора, pH которого составляет 12?

20 К 10 мл $0,05 \text{ M}$ раствора NH_4OH прибавили 5 мл $0,05 \text{ M}$ раствора HCl . Вычислите pH полученного раствора.

21 Определите концентрацию ионов OH^- в растворе, если известно, что в 500 мл его содержится $0,098 \text{ г}$ серной кислоты. Диссоциацию кислоты считать полной.

22 Определите pH растворов по их концентрациям в моль/г:

а) $5,5 \cdot 10^{-2} \text{ HNO}_3$;

в) $3 \cdot 10^{-2} \text{ KOH}$.

б) $3,7 \cdot 10^{-5}$ HCl;

23 Вычислить массу NaOH_(тв), необходимую для получения 1 л раствора NaOH с pH = 12,00.

24 Сравните pH 0,08 М и 0,1 М раствора цианида натрия.

25 Вычислите pH 0,1%-ного раствора ортофосфата калия, считая плотность раствора равной единице.

26 Сколько граммов цианида калия следует растворить в 200 мл воды для приготовления раствора, pH которого равен 10?

27 Принимая, что серная кислота диссоциирует полностью, определите pH ее 0,012 М раствора.

28 Водородный показатель раствора соляной кислоты равен 2,1. Определите концентрацию соляной кислоты в растворе.

5 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

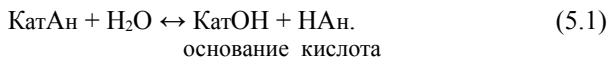
Гидролиз является эндотермическим процессом и относится к обменной реакции между различными веществами и водой с образованием малодиссоциированных соединений. Более конкретно гидролиз определяют как реакцию соли с водой, приводящую к образованию кислоты и основания. Следовательно, в этом случае он представляет процесс, обратный реакции нейтрализации, а константа гидролиза является обратным ее значением (уравнение (5.7)).

Так как большинство солей относится к электролитам и находится в водном растворе в виде ионов, то уравнение реакции гидролиза можно записывать в сокращенном ионном виде как реакцию между ионами и молекулами воды.

Природа продуктов процесса гидролиза, кислотность или основность раствора по величине pH зависят от сочетания силы кислоты или основания, образующих соль, что определяет наличие четырех вариантов гидролиза солей, образованных:

- катионом сильного основания и анионом слабой кислоты;
- катионом слабого основания и анионом сильной кислоты;
- катионом слабого основания и анионом слабой кислоты;
- катионом сильного основания и анионом сильной кислоты.

Любую соль можно представить как сочетание катиона (Кат) с анионом (Ан), то есть в виде «КатАн». При взаимодействии ее с водой будет протекать реакция:



Константа равновесия для этой реакции имеет вид:

$$K_d = \frac{[\text{КатОН}][\times \text{НАн}]}{[\text{НО}][\times \text{КатАн}]} \quad (5.2)$$

В знаменателе этой формулы имеется концентрация воды $[\text{H}_2\text{O}]$, которая в разбавленных растворах принимается равной $[\text{H}_2\text{O}] = 55,55$ моль/л. Умножая правую и левую части уравнения (5.2) на $[\text{H}_2\text{O}]$, получаем новую постоянную, названную константой гидролиза (K_r):

$$K_{\text{рав}} = \frac{[\text{КатОН}][\times \text{НАн}][\times \text{H}_2\text{O}]}{[\text{НО}][\times \text{КатАн}]} = \frac{[\text{КатОН}][\times \text{НАн}]}{[\text{КатАн}]} = K_r \quad (5.3)$$

Таким образом, K_r представляет собой произведение постоянных величин, т. е. $K_r = K_{\text{рав}} \cdot [\text{H}_2\text{O}]$.

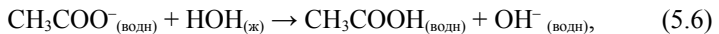
Рассмотрим первый вариант гидролиза соли, например, ацетата натрия CH_3COONa :



Это уравнение называют уравнением гидролиза в молекулярной форме записи. Его можно изобразить в ионной форме записи:



так как ацетат натрия полностью диссоциирует в воде. Как видно из этого уравнения, гидролизу подвергается ацетат-ион CH_3COO^- , то есть:



с образованием уксусной кислоты CH_3COOH . Ее константа диссоциации K_d при 25°C равна $1,75 \cdot 10^{-5}$, которая больше K_d воды в $1,75 \cdot 10^{-5} / 1,8 \cdot 10^{-16} \approx 10^{11}$ раз. А этот результат указывает на смещение равновесия реакции (5.6) влево, с незначительной степенью гидролиза, хотя при этом имеется небольшой избыток ионов OH^- , то есть среда гидролиза в данном случае носит слабощелочной характер ($\text{pH} > 7$).

Константа гидролиза для уравнения (5.6) имеет вид:

$$K_{\Gamma} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\times \text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}.$$

Умножив числитель и знаменатель в этом уравнении на концентрацию ионов водорода H^+ , получим:

$$K_{\Gamma} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\times \text{OH}^-][\times \text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\times \text{H}^+]} = \frac{K_w}{K_{\text{кисл}}}, \quad (5.7)$$

где произведение $[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+]$ – ионное произведение воды;

$\frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\times \text{H}^+]}$ – обратная величина константы диссоциации уксусной кислоты.

Подставляя в (5.7) численные значения K_w и $K_{\text{дис}}$, получим численную величину константы гидролиза для ацетата натрия при 25 °С:

$$K_{\Gamma} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,75 \times 10^{-5}} = 5,71 \times 10^{-10}. \quad (5.8)$$

Как следует из полученного результата, чем меньше $K_{\text{л}}$, тем больше K_{Γ} соли и тем сильнее смещается положение равновесия реакции гидролиза вправо, что приводит к повышению щелочности раствора (рост pH).

Приводя аналогичные рассуждения для гидролиза соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, получим значение K_{Γ} :

$$K_{\Gamma} = \frac{K_w}{K_{\text{осн}}}, \quad (5.9)$$

где $K_{\text{осн}}$ – константа диссоциации слабого основания. В этом случае кислотность раствора будет иметь $\text{pH} < 7$ (среда кислая).

В случае, когда соль образована слабым основанием и слабой кислотой, константа гидролиза определяется по уравнению:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_w}{K_{\text{кисл}} \cdot K_{\text{осн}}}. \quad (5.10)$$

Водородный показатель (pH) гидролиза таких солей зависит от относительной силы образующихся слабой кислоты и основания. Так, если

кислота сильнее основания ($K_{\text{д.кисл}} > K_{\text{д.осн}}$), среда будет слабокислой. Когда же основание сильнее кислоты ($K_{\text{осн}} > K_{\text{кисл}}$), среда будет слабощелочной ($\text{pH} > 7$).

Соль, образованная сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергается. Растворы таких солей практически нейтральные, их $\text{pH} \approx 7$, так как ни один из входящих в состав соли ионов не гидролизуются.

Интенсивность протекания гидролиза характеризуется степенью гидролиза (β). Эта величина показывает отношение числа гидролизованных молекул ($N_{\text{гидр}}$) к общему числу растворенных молекул ($N_{\text{общ}}$):

$$\beta = \frac{N_{\text{гидр}}}{N_{\text{общ}}} \cdot 100 \% . \quad (5.11)$$

Степень гидролиза разбавленных растворов слабых электролитов зависит также от концентрации соли ($C_{\text{соли}}$) и константы K_f :

$$\beta = \sqrt{K_f \cdot C_{\text{соли}}} . \quad (5.12)$$

При разбавлении раствора степень гидролиза увеличивается.

Лабораторная работа № 3

Цель работы: исследование процесса гидролиза солей и установление факторов, влияющих на гидролиз.

Опыт 1. Установление реакции среды растворов солей при гидролизе

Реактивы. Раствор карбоната натрия Na_2CO_3 , сульфида натрия Na_2S , хлорида аммония NH_4Cl , сульфата цинка ZnSO_4 , хлорида натрия NaCl , сульфата калия K_2SO_4 , синяя и красная лакмусовая бумага.

Выполнение опыта. На красную и синюю лакмусовую бумагу нанести по капле раствора карбоната натрия. Определить реакцию среды.

Опыт повторить с растворами сульфида натрия, хлорида аммония, сульфата цинка, хлорида натрия, сульфата калия.

Задания. 1 Определите реакцию среды и природу кислот и оснований, образующих соль; результаты занесите в таблицу. Реакцию среды раствора отметьте знаком «+».

Формула соли	Среда раствора			Природа (сильные или слабые) кислот и оснований, образующих соль
	кислая	нейтральная	щелочная	

2 Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей.

3 Сделайте вывод о зависимости гидролиза соли от природы образующих ее кислот.

Опыт 2. Определение продуктов гидролиза

2.1 Взаимодействие магния с продуктами гидролиза хлорида железа (III)

Реактивы: магний (в опилках), раствор хлорида железа (III) FeCl_3 .

Выполнение опыта. В пробирку налейте 10–15 капель раствора хлорида железа (III) и внесите 1 микрошпатель магния. Наблюдайте выделение водорода.

Задания. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения: гидролиза хлорида железа (III); взаимодействия магния с одним из продуктов гидролиза с выделением водорода. Сделайте вывод о составе продуктов гидролиза хлорида железа (III).

2.2 Взаимодействие алюминия с продуктами гидролиза фосфата натрия

Приборы и реактивы: газовая горелка, алюминий (в гранулах), раствор фосфата натрия Na_3PO_4 (насыщенный).

Выполнение опыта. В пробирку внесите 10–15 капель раствора фосфата натрия. Нагрейте до температуры, близкой к кипению, и опустите гранулу алюминия. Наблюдайте выделение водорода.

Задания. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения: гидролиза фосфата натрия, взаимодействия алюминия с одним из продуктов гидролиза с образованием водорода. Сделайте вывод о составе продуктов гидролиза фосфата натрия.

Опыт 3. Зависимость степени гидролиза соли от природы образующих ее кислоты и основания

Реактивы: кристаллические сульфит натрия Na_2SO_3 , карбонат натрия Na_2CO_3 , растворы хлорида магния MgCl_2 и алюминия AlCl_3 , фенолфталеин, универсальная индикаторная бумага.

3.1 Влияние природы кислот

Выполнение опыта. Две пробирки до половины их вместимости заполните дистиллированной водой. В одну пробирку внесите микрошпатель сульфита натрия, а в другую – такое же количество карбоната натрия. В каждую пробирку добавьте по капле фенолфталеин. Отметьте различия в интенсивности окраски растворов. По интенсивности окраски определите, в каком случае выше концентрация гидроксид-ионов, а следовательно, и степень гидролиза.

Задания. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза сульфита и карбоната натрия. Сравните результаты наблюдений. Сделайте вывод о влиянии природы кислот, образующих соль, на степень ее гидролиза.

3.2 Влияние природы оснований

Выполнение опыта. На универсальную индикаторную бумагу нанесите по капле растворы одинаковой концентрации хлоридов магния и алюминия. Определите по окраске значение pH, сделайте вывод, в какой соли выше концентрация ионов водорода, а, следовательно, и ее большая подверженность гидролизу.

Задания. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза хлоридов магния и алюминия. Сделайте вывод о влиянии оснований, образующих соль, на степень ее гидролиза.

Опыт 4. Зависимость степени гидролиза от температуры

Приборы и реактивы: газовая горелка, водяная микробаня; раствор ацетата натрия CH_3COONa , хлорида железа (III) FeCl_3 , фенолфталеин.

4.1 Гидролиз ацетата натрия

Выполнение опыта. В пробирку внесите 7–8 капель раствора ацетата натрия и 2 капли фенолфталеина. Поместите пробирку в водяную баню, нагретую до кипения. Отметьте изменение окраски раствора. Охладите раствор и отметьте его обесцвечивание.

Задания. Составьте уравнения гидролиза ацетата натрия при нагревании. Сделайте вывод об обратимости процесса гидролиза.

4.2 Получение и гидролиз ацетата железа (III)

Выполнение опыта. В пробирку налейте по 5–7 капель раствора хлорида железа (III) и ацетата натрия. Полученную смесь нагрейте до кипения, при этом образуется бурый осадок основной соли железа (III).

Задания. 1 Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций между:

- а) хлоридом железа (III) и ацетатом натрия с образованием ацетата железа (III);
- б) ацетатом железа (III) и водой с образованием нерастворимой основной соли – ацетата дигидроксожелеза (III).

2 Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза.

Опыт 5. Зависимость степени гидролиза от концентрации раствора. Обратимость гидролиза

Реактивы: растворы хлорида сурьмы (III) и хлороводородной кислоты.

Выполнение опыта. В пробирку налейте 3–4 капли раствора хлорида сурьмы (III) и по каплям добавляйте воду до образования осадка хлорида оксосурьмы (III). К полученному осадку прилейте раствор хлороводородной

кислоты до растворения осадка; затем снова добавьте воду до образования осадка.

Задания. 1 Составьте уравнения:

а) взаимодействия хлорида сурьмы (III) и воды с образованием промежуточно продукта – хлорида дигидроксосурьмы (III);

б) разложения хлорида дигидроксосурьмы (III) с образованием хлорида оксосурьмы (III);

в) взаимодействия хлорида оксосурьмы (III) с хлороводородной кислотой с образованием хлорида сурьмы (III).

2 Сделайте вывод о влиянии разбавления на степень гидролиза и об обратимости процесса гидролиза.

Опыт 6. Образование кислых солей при гидролизе

6.1 Гидролиз карбоната натрия

Реактивы: растворы карбоната натрия Na_2CO_3 и гидрокарбоната натрия NaHCO_3 , фенолфталеин.

Выполнение опыта. В одну пробирку поместите 3–4 капли карбоната натрия, в другую – столько же раствора гидрокарбоната натрия. В обе пробирки добавьте по 1 капле фенолфталеина. Обратите внимание на различие в окраске.

Отсутствие окраски в растворе гидрокарбоната натрия говорит о незначительной степени гидролиза этой соли. Малиновое окрашивание раствора карбоната натрия указывает на гидролиз этой соли по первой ступени.

Задания. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза карбоната натрия с образованием кислой соли. Сделайте вывод о возможности образования кислых солей при гидролизе.

6.2 Гидролиз сульфита натрия

Реактивы: кристаллический сульфит натрия Na_2SO_3 , универсальная индикаторная бумага.

Выполнение опыта. В пробирку внесите 8–10 капель воды и 1 микрошпатель сульфита натрия. Перемешайте содержимое стеклянной палочкой и каплю раствора перенесите на универсальную индикаторную бумагу. По значению pH определите реакцию среды. Убедитесь в отсутствии запаха оксида серы (IV).

Кислая среда раствора говорит о наличии гидролиза соли. Отсутствие запаха оксида серы (IV) указывает на протекание гидролиза только по первой ступени.

Задания. Составьте уравнения гидролиза сульфита натрия по первой ступени в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Определите состав образующихся продуктов. Сделайте выводы о возможности образования кислых солей при гидролизе.

Опыт 7. Образование основных солей при гидролизе

7.1 Гидролиз карбоната меди (II)

Реактивы: раствор сульфата меди (II) CuSO_4 и карбоната натрия Na_2CO_3 .

Выполнение опыта. В пробирку поместите 5–7 капель сульфата меди (II) и приливайте по каплям раствор карбоната натрия до образования светло-зеленого осадка основной соли меди (II) – $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. Отметьте выделение оксида углерода (IV).

Задания. 1 Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения:

а) между сульфатом меди (II) и карбонатом натрия с образованием карбоната меди (II);

б) гидролиза карбоната меди (II) с образованием основной соли – гидроксокарбоната меди (II) и оксида углерода (IV);

в) суммарное уравнение двух предыдущих уравнений.

2 Сделайте вывод о возможности образования основных солей при гидролизе.

7.2 Гидролиз ацетата алюминия

Приборы и реактивы: газовая горелка, водяная баня; растворы сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и ацетата натрия CH_3COONa .

Выполнение опыта. В пробирку налейте по 5–7 капель растворов сульфата алюминия и ацетата натрия. Пробирку с содержимым поместите в кипящую водяную баню. Наблюдайте образование осадка основной соли алюминия.

Задания. 1 Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения:

а) взаимодействия сульфата алюминия и ацетата натрия с образованием ацетата алюминия;

б) гидролиза ацетата алюминия с образованием гидроксиацетата алюминия;

в) суммарное уравнение двух предыдущих.

2 Сделайте вывод о возможности образования основных солей при гидролизе.

Опыт 8. Полный гидролиз солей

Реактивы: растворы сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и карбоната натрия Na_2CO_3 .

Выполнение опыта. В пробирку внесите 5–7 капель раствора сульфата алюминия и такое же количество раствора карбоната натрия. Отметьте образование осадка гидроксида алюминия и выделение пузырьков оксида углерода (IV).

Задания. 1 Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения:

а) взаимодействия сульфата алюминия и карбоната натрия с образованием карбоната алюминия;

- б) гидролиза карбоната алюминия с образованием гидроксида алюминия и оксида углерода (IV);
 в) суммарное уравнение двух предыдущих.
 2 Сделайте вывод об условиях протекания полного гидролиза солей.

Контрольные вопросы

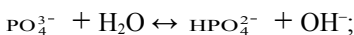
- 1 Что называют гидролизом соли?
- 2 Какие соли подвергаются гидролизу и каков характер среды образующихся растворов? Перечислить все варианты.
- 3 Какие факторы влияют на гидролиз солей и почему?
- 4 Как повлияет на гидролиз сульфида натрия добавление щелочи?
- 5 Предскажите, какими свойствами (кислыми, основными и нейтральными) должны обладать водные растворы следующих солей:
 а) NH_4Cl ; б) MgSO_4 ; в) NH_4OCl_4 ; г) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; д) KNO_3 .
- 6 Добавление каких из перечисленных ниже реагентов к раствору FeCl_3 усилит гидролиз соли:
 а) HCl ; б) NaOH ; в) ZnCl_2 ; г) Na_2CO_3 ; д) NH_4Cl ; е) Zn ; ж) H_2O .

5.1 Примеры решения задач

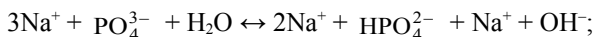
Задача 1. Составьте уравнения реакций гидролиза солей Na_3PO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, KCl . Как изменится водородный показатель при растворении в воде этих солей?

Решение. 1 Гидролиз Na_3PO_4 протекает ступенчато (в три ступени), причем главным образом по первой ступени. В результате реакции по первой и второй ступеням образуются кислые соли.

Первая ступень: а) уравнение гидролиза в сокращенной ионной форме:



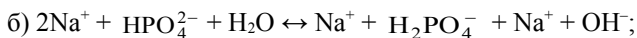
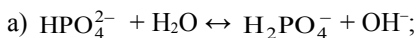
б) уравнение гидролиза в ионной форме:

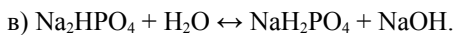


в) уравнение гидролиза в молекулярной форме:

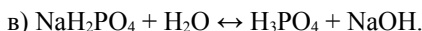
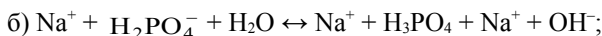
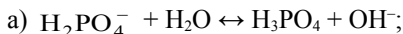


Вторая ступень:





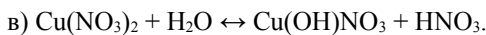
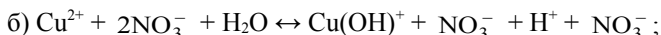
Третья ступень:



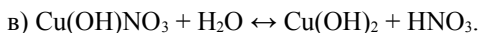
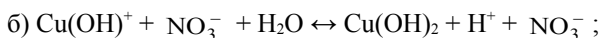
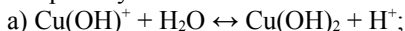
В результате реакции гидролиза концентрация гидроксид-ионов в растворе превышает концентрацию ионов водорода, следовательно, $\text{pH} > 7$.

2 Гидролиз $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ протекает ступенчато и главным образом по первой ступени, причем образуется основная соль.

Первая ступень:



Вторая ступень:



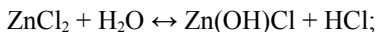
В результате гидролиза концентрация ионов водорода в растворе превышает концентрацию гидроксид-ионов, следовательно, $\text{pH} < 7$.

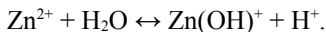
3 Соль KCl , образованная сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергается, $\text{pH} = 7$.

Ответ: $\text{pH}(\text{Na}_3\text{PO}_4) > 7$; $\text{pH}(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) < 7$; $\text{pH}(\text{KCl}) = 7$.

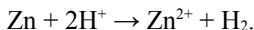
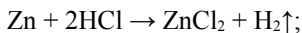
Задача 2. Пробирку с раствором хлорида цинка нагрели и поместили в нее предварительно зачищенный кусочек цинка. Какой газ выделится при этом? Напишите уравнения реакций.

Р е ш е н и е. Нагревание приводит к смещению равновесия в растворе в сторону продуктов гидролиза:





Образующиеся ионы водорода взаимодействуют с металлическим цинком:



Увеличение концентрации ионов цинка приводит к смещению равновесия в реакции гидролиза в сторону продуктов.

Ответ: в результате реакции выделяется водород.

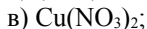
5.2 Задания для самостоятельного решения

1 Составьте уравнение реакций гидролиза следующих солей в сокращенной ионной, ионной и молекулярной формах:



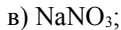
Укажите реакцию среды в растворах этих солей.

2 Напишите уравнения реакций гидролиза следующих солей в сокращенной ионной, ионной и молекулярной формах:



Укажите реакцию среды в растворах этих солей.

3 Укажите, какие из приведенных ниже солей подвергаются гидролизу:



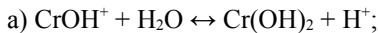
Напишите уравнения реакций гидролиза в сокращенной ионной, ионной и молекулярных формах.

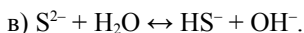
4 Напишите уравнения реакций гидролиза следующих солей в сокращенной ионной, ионной и молекулярной формах:



Укажите реакцию среды в растворах этих солей.

5 Имеются уравнения реакций гидролиза в сокращенной ионной форме:





Изобразите уравнения реакций в молекулярной форме.

6 Объясните, почему водные растворы нитрита натрия и карбоната лития имеют щелочную реакцию. Ответ подтвердите уравнениями реакций в ионной и молекулярной формах.

7 Запишите формулы солей в порядке увеличения склонности их к гидролизу: фторид натрия, хлорид натрия, фторид аммония. Ответ поясните. Приведите уравнения гидролиза солей.

8 Напишите уравнение реакции, которое будет протекать при смешении водных растворов сульфата железа (III) и карбоната калия, учитывая, что одним из продуктов является гидроксид железа (III). Почему в результате реакции не образуется карбонат железа (III)?

9 Почему при смешении растворов сульфата алюминия и силиката натрия выпадает осадок гидроксид алюминия? Напишите уравнение процесса.

10 Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу:

- а) NaCN ; г) CaCl_2 ;
б) KNO_3 ; д) NaClO_4 ?
в) NaNO_2 ;

Для каждой из гидролизующихся солей напишите уравнение гидролиза в ионно-молекулярной форме и укажите реакцию ее водного раствора.

11 Укажите, какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу:

- а) MgSO_4 ; в) Na_3PO_4 ;
б) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$; г) CuCl_2 ?

Для каждой из гидролизующихся солей напишите в молекулярной и в ионно-молекулярной форме уравнения гидролиза по каждой ступени, укажите реакцию водного раствора соли.

12 Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу:

- а) ZnBr_2 ; в) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$;
б) K_2S ; г) KBr ?

Для каждой из гидролизующихся солей напишите уравнение гидролиза в ионно-молекулярной форме и укажите реакцию ее водного раствора.

13 Вычислите константу гидролиза фторида калия, определите степень гидролиза этой соли в 0,01 М растворе и pH раствора.

14 Вычислите константу гидролиза хлорида аммония, определите степень гидролиза этой соли в 0,01 М растворе и pH раствора.

15 Сравните степень гидролиза соли и pH среды в 0,1 М и 0,001 М растворах цианида калия.

16 Какие из перечисленных солей будут подвергаться гидролизу:

- а) Na_2SO_4 ; в) Na_3PO_4 ;
б) K_2S ; г) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$?

Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза.

17 Какую реакцию среды будут иметь растворы солей:

- а) FeCl_3 ; в) K_2SO_3 ;
б) BaCl_2 ; г) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$?

Объясните и составьте соответствующие уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном видах.

18 Напишите уравнения гидролиза солей:

- а) сульфата аммония; г) сульфита натрия;
б) нитрата хрома (III); д) хлорида никеля (II).
в) силиката натрия;

Укажите значение pH (больше или меньше семи) в растворах этих солей.

19 Напишите уравнения гидролиза сульфида хрома (III).

20 При сливании растворов карбоната калия и нитрата хрома (III) выпадает осадок гидроксида хрома (III). Объясните это явление и составьте подтверждающие уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном видах.

21 Определите, какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу в водных растворах: карбонат калия, нитрат никеля (II), сульфат калия, нитрит бария, сульфид натрия, фосфат аммония. Запишите для этих солей процессы гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

22 Запишите в молекулярной и ионно-молекулярной формах уравнения гидролиза перхлората аммония, фосфата натрия, сульфата хрома (III), силиката калия, цианида натрия.

23 Как изменится степень гидролиза карбоната калия при разбавлении 0,01 М раствора в 2 раза?

24 Запишите в ионно-молекулярной и молекулярной формах уравнения ступенчатого гидролиза:

- а) хлорида железа (II); в) фосфата натрия;
б) сульфата меди (II); г) нитрата никеля (II).

Вычислите константу гидролиза по первой ступени. Сделайте вывод о глубине протекания процессов гидролиза по первой ступени.

25 В какую сторону сместится равновесие гидролиза нитрата железа (III) при добавлении к раствору соли:

- а) азотной кислоты; б) гидроксида натрия?

26 Почему при приготовлении растворов FeCl_3 и SnCl_2 их следует подкислять соляной кислотой? Ответ поясните с позиции принципа смещения равновесия гидролиза.

27 Какие из перечисленных ниже солей имеют pH раствора, равный pH чистой воды:

- а) KNO_3 ; в) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$;

б) KNO_2 ; г) KCl ?

Ответ обоснуйте.

28 В какую сторону сместится равновесие гидролиза солей:

а) сульфата натрия; в) хлорида алюминия;

б) сульфата хрома (III); г) нитрата аммония

при добавлении к раствору сильной кислоты, щелочи? Запишите процессы гидролиза в ионно-молекулярной и молекулярной формах. Укажите стрелками направление смещения равновесия.

29 Запишите в молекулярной и ионно-молекулярной формах уравнения процессов, происходящих при сливании водных растворов:

а) карбоната натрия и хлорида алюминия;

б) сульфата хрома (III) и сульфида калия, учитывая, что гидролиз протекает до конца.

30 Возможна ли реакция совместного гидролиза при сливании растворов карбоната натрия и сульфата меди (II)? Ответ поясните, рассмотрев процессы гидролиза каждой соли.

31 Запишите процесс совместного гидролиза карбоната натрия и сульфата меди (II) в молекулярной и ионно-молекулярной формах, учитывая, что гидрокарбонат меди (II) малорастворим.

32 Сравните характер среды растворов дигидрофосфата и фосфата натрия.

33 Определите характер среды в растворе нитрита натрия.

34 Изменится ли pH раствора хлорида цинка при кипячении?

35 В растворе какой соли: NaCN , NaNO_2 , NaCl – при условии одинаковой концентрации pH будет выше?

36 Расположите указанные соли в порядке возрастания степени их гидролиза в растворах одинаковой концентрации при одинаковой температуре: CH_3COONa , NaNO_2 , NaBrO . Приведите общую формулу для расчета константы гидролиза данных солей.

37 Объясните, почему раствор дигидрофосфата калия имеет кислую среду, а гидрофосфата – щелочную. Какие процессы определяют pH раствора в первом и во втором случае?

38 Можно ли при помощи индикаторов отличить друг от друга растворы солей BaCl_2 и BeCl_2 , KCl и KClO , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и CuSO_4 ?

39 В 100 мл воды растворили 0,106 г карбоната натрия. Вычислите степень гидролиза соли и pH полученного раствора.

40 Как сместится равновесие гидролиза следующих солей: ZnSO_4 , KNO_2 , AlOHSO_4 – при добавлении к их растворам HCl , KOH , NaAlO_2 ?

41 Добавление каких из перечисленных ниже реагентов к раствору FeCl_3 усилит гидролиз соли:

а) HCl ; д) NH_4Cl ;

б) NaOH ; е) Zn ;

в) $ZnCl_2$;
г) Na_2CO_3 ;

ж) H_2O ?

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

- 1 **Браун, Т.** Химия в центре наук : в 2 ч. / Т. Браун ; пер. с англ. – М. : Мир, 1983. – Ч. 1. – 529 с., Ч. 2. – 568 с.
- 2 **Кусаинова, К. М.** Нет ни кислот, ни оснований / К. М. Кусаинова // Химия и жизнь. – 2004. – № 6. – С. 40–44.
- 3 **Глинка, Н. Л.** Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – М. : «ИНТЕГРАЛ-ПРЕСС», 2008. – 240 с.
- 4 **Коровин, Н. В.** Общая химия / Н. В. Коровин. – М. : Высшая школа, 2009. – 559 с.
- 5 **Васильева, З. Г.** Лабораторные работы по общей и неорганической химии / З. Г. Васильева, А. А. Барановская. – М. : Химия, 1979. – 336 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ А
(справочное)

**СТЕПЕНЬ ДИССОЦИАЦИИ ЭЛЕКТРОЛИТОВ В 0,1 Н. РАСТВОРАХ
ПРИ 18 °С**

Таблица А. 1 – Степень диссоциации кислот

В процентах

Кислота	Степень диссоциации, α	Кислота	Степень диссоциации, α
HNO ₃	92	HF	8,5
HCl	91	CH ₃ COOH	1,3
HBr	90	H ₂ CO ₃	0,17
HI	90	H ₂ S	0,07
H ₂ SO ₄	58	H ₃ BO ₃	0,01
H ₃ PO ₄	36	HCN	0,007
H ₂ SO ₃	20		

Таблица А. 2 – Степень диссоциации оснований

В процентах

Основание	Степень диссоциации, α	Основание	Степень диссоциации, α
KOH	89	Ca(OH) ₂	78
NaOH	84	NH ₄ OH	1,3
Ba(OH) ₂	80		

Таблица А. 3 – Степень диссоциации солей

В процентах

Соль	Степень диссоциации, α	Соль	Степень диссоциации, α
NaCl	83	Na ₃ PO ₄	65
CH ₃ COONa	79	AlCl ₃	65
Na ₂ SO ₄	75	CuSO ₄	40
BaCl ₂	75	ZnCl ₂	35

ПРИЛОЖЕНИЕ Б
(справочное)

**КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ НЕКОТОРЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ
В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ ПРИ 25 °С**

Химическая формула	Название электролита	K_d	Химическая формула	Название электролита	K_d
H ₂ O	Вода	$1,8 \cdot 10^{-16}$	NaOH	Гидроксид натрия	5,9
H ₃ BO ₃	Борная кислота	$K_1 = 15,3 \cdot 10^{-10}$	Ni(OH) ₂	Гидроксид никеля	$K_2 = 2,5 \cdot 10^{-5}$
		$K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$			
		$K_3 = 1,6 \cdot 10^{-14}$	Co(OH) ₂	Гидроксид кобальта	$K_2 = 4,0 \cdot 10^{-5}$
H ₂ CO ₃	Угольная кислота	$K_1 = 4,4 \cdot 10^{-7}$	Fe(OH) ₃	Гидроксид железа (III)	$K_1 = 4,8 \cdot 10^{-10}$
		$K_2 = 4,7 \cdot 10^{-11}$			$K_3 = 3,0 \cdot 10^{-12}$
H ₂ C ₂ O ₄	Щавелевая кислота	$K_1 = 5,4 \cdot 10^{-2}$	Zn(OH) ₂	Гидроксид цинка	$K_1 = 4,4 \cdot 10^{-5}$
		$K_2 = 5,4 \cdot 10^{-5}$			$K_2 = 1,5 \cdot 10^{-9}$
H ₂ SiO ₃	Кремниевая кислота	$2,0 \cdot 10^{-10}$	NH ₄ OH	Гидроксид аммония	$1,79 \cdot 10^{-5}$
H ₃ PO ₄	Фосфорная кислота	$K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$	KOH	Гидроксид калия	2,9
		$K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$	Cu(OH) ₂	Гидроксид меди	$K_2 = 4,3 \cdot 10^{-2}$
		$K_3 = 2,2 \cdot 10^{-12}$			$K_2 = 3,4 \cdot 10^{-8}$
H ₂ O ₂	Перекись водорода	$2,6 \cdot 10^{-12}$	Cr(OH) ₃	Гидроксид хрома	$K_3 = 1,0 \cdot 10^{-10}$
H ₂ S	Сероводородная кислота	$K_1 = 6,0 \cdot 10^{-8}$	Ca(OH) ₂	Гидроксид кальция	$K_2 = 4,3 \cdot 10^{-2}$
		$K_2 = 1,0 \cdot 10^{-14}$	Al(OH) ₃	Гидроксид алюминия	$K_2 = 2,0 \cdot 10^{-8}$
H ₂ SO ₃	Сернистая кислота	$K_1 = 1,6 \cdot 10^{-2}$			Ba(OH) ₂
		$K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$	$K_2 = 0,23$		
H ₂ CrO ₄	Хромовая кислота	$K_1 = 1,8 \cdot 10^{-1}$	Cd(OH) ₂	Гидроксид кадмия	$K_1 = 3,0 \cdot 10^{-5}$
		$K_2 = 3,2 \cdot 10^{-7}$			$K_2 = 4,0 \cdot 10^{-7}$
				Pb(OH) ₂	Гидроксид свинца
HClO	Хлорноватистая кислота	$3,2 \cdot 10^{-8}$	Mg(OH) ₂	Гидроксид магния	$K_2 = 2,5 \cdot 10^{-3}$
HBrO	Бромноватистая кислота	$2,1 \cdot 10^{-9}$	Fe(OH) ₂	Гидроксид железа (II)	$K_2 = 1,3 \cdot 10^{-4}$
HCl	Соляная кислота	$1,0 \cdot 10^{-7}$	Cd(OH) ₂	Гидроксид кадмия	$K_1 = 3,0 \cdot 10^{-5}$

ПРИЛОЖЕНИЕ В
(справочное)

**ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ
МАЛОРАСТВОРИМЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ ПРИ 18–25 °С**

Электролит	ПР	Электролит	ПР
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	CuCO ₃	$2,5 \cdot 10^{-19}$
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	Cu(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-20}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	FeCO ₃	$3,5 \cdot 10^{-11}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	Fe(OH) ₂	$8,0 \cdot 10^{-16}$
Ag ₂ S	$2,0 \cdot 10^{-50}$	Fe(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-38}$
Ag ₂ SO ₄	$1,6 \cdot 10^{-5}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
Al(OH) ₃	$1,0 \cdot 10^{-32}$	HgS (черный)	$1,6 \cdot 10^{-52}$
BaCO ₃	$4,0 \cdot 10^{-10}$	MgCO ₃	$2,1 \cdot 10^{-5}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	MnCO ₃	$1,8 \cdot 10^{-11}$
Ba ₃ (PO ₄) ₂	$6,0 \cdot 10^{-39}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
BaSO ₃	$8,0 \cdot 10^{-7}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
CaCO ₃	$3,8 \cdot 10^{-9}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
CaC ₂ O ₄	$2,3 \cdot 10^{-9}$	PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
CaCrO ₄	$7,1 \cdot 10^{-4}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
Ca(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-6}$	SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2,0 \cdot 10^{-29}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
CaSO ₄	$2,5 \cdot 10^{-5}$	ZnCO ₃	$1,45 \cdot 10^{-11}$
CdS	$1,6 \cdot 10^{-28}$	Zn(OH) ₂	$1,2 \cdot 10^{-17}$
Cr(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-31}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	3
1 ТЕОРИИ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ИСТОРИЧЕСКОЙ ПОСЛЕДОВАТЕЛЬНОСТИ ИХ СОЗДАНИЯ	4
2 ОБОБЩЕННАЯ ТЕОРИЯ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ М. И. УСАНОВИЧА	7
3 ВОДНЫЕ РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ.....	9
3.1 Сильные и слабые электролиты	11
3.2 Ионные процессы и произведение растворимости	13
<i>Лабораторная работа № 1</i>	14
3.3 Примеры решения задач.....	19
3.4 Задания для самостоятельного решения.....	20
4 ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ.....	24
<i>Лабораторная работа № 2</i>	26
4.1 Примеры решения задач.....	27
4.2 Задания для самостоятельного решения.....	28
5 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ	30
<i>Лабораторная работа № 3</i>	33
5.1 Примеры решения задач	38
5.2 Задания для самостоятельного решения.....	40
СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ.....	44
ПРИЛОЖЕНИЕ А. Степень диссоциации электролитов в 0,1 н. растворах при 18 °С.....	45
ПРИЛОЖЕНИЕ Б. Константы диссоциации некоторых электролитов в водных растворах при 25 °С	46
ПРИЛОЖЕНИЕ В. Произведение растворимости малорастворимых электролитов при 18–25 °С	47

Учебное издание

ЛАШКИНА Елена Витальевна
МИРОНОВИЧ Иван Маркович

**КИСЛОТЫ И ОСНОВАНИЯ, ВОДОРОДНЫЙ
ПОКАЗАТЕЛЬ И ГИДРОЛИЗ**

Учебно-методическое пособие

Редактор *Л. С. Репикова*
Технический редактор *В. Н. Кучерова*

Подписано в печать 29.03.2019 г. Формат 60x84 ¹/₁₆.
Бумага офсетная. Гарнитура Таймс. Печать на ризографе.
Усл. печ. л. 2,79. Уч.-изд. л. 2,54. Тираж 100 экз.
Зак. № 1333. Изд. № 93.

Издатель и полиграфическое исполнение:
Белорусский государственный университет транспорта.
Свидетельство о государственной регистрации издателя,
изготовителя, распространителя печатных изданий
№ 1/361 от 13.06.2014.
№ 2/104 от 01.04.2014.
№ 3/1583 от 14.11.2017.

Ул. Кирова, 34, 246653, г. Гомель

МИНИСТЕРСТВО ТРАНСПОРТА И КОМУНИКАЦИЙ

**УЧРЕЖДЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ТРАНСПОРТА»**

Кафедра «Физика и химия»

Е. В. ЛАШКИНА, И. М. МИРОНОВИЧ

**КИСЛОТЫ И ОСНОВАНИЯ,
ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ
И ГИДРОЛИЗ**

Гомель 2019