

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ

Учреждение образования
«Брестский государственный технический университет»

Кафедра инженерной экологии и химии

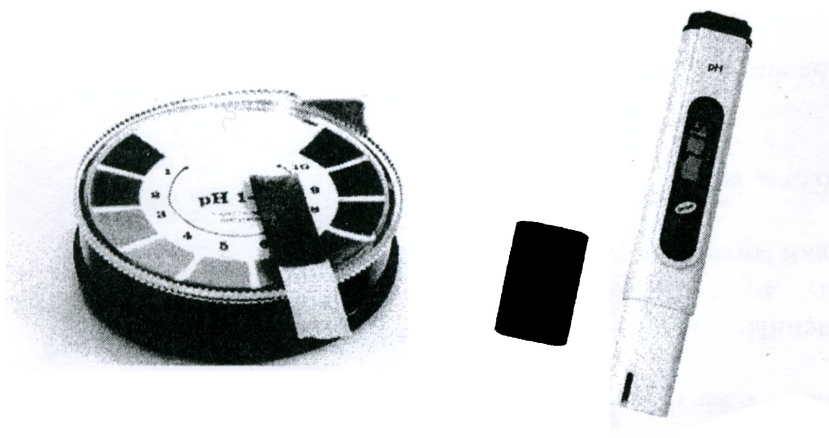
МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

к лабораторным и практическим работам по курсам «Химия» и
«Общая, неорганическая и физическая химия» по теме:

«Гидролиз солей»

для студентов специальностей:

- 1-70 02 02* Экспертиза и управление недвижимостью
- 1-70 01 01* Производство строительных изделий и конструкций
- 1-70 02 01* Промышленное и гражданское строительство
- 1-70 03 01* Автомобильные дороги
- 1-53 01 01* Автоматизация технологических процессов и производств
- 1-70 04 03* Водоотведение, водоснабжение, очистка природных и сточных вод
- 1-74 05 01* Мелиорация и водное хозяйство
- 1-70 04 02* Теплогазоснабжение, вентиляция и охрана воздушного бассейна



Брест 2011

Методические указания содержат краткие теоретические сведения о механизме гидролиза различных типов солей как частного случая реакций, протекающих в растворах. В практической части описана методика проведения лабораторной работы, предусмотренной программой курсов «Химия» и «Общая, неорганическая и физическая химия» для студентов инженерных специальностей Брестского государственного технического университета. В методические указания также включены правила техники безопасности при работе в химической лаборатории, примеры решения типовых задач, контрольные задачи и задания для самостоятельной работы, а также список литературы, рекомендованной для использования при подготовке к текущим, итоговым занятиям и экзаменам.

Составители: Тур Э.А. к.т.н., доцент
Левчук Н.В. к.т.н., доцент
Кобринец Л.А., ассистент

Рецензент: Голуб Наталья Михайловна, кандидат химических наук, доцент,
декан биологического факультета УО «Брестский государственный
университет имени А.С. Пушкина».

СОДЕРЖАНИЕ

1 Теоретическая часть	4
1.1 Основные термины и условные обозначения	4
1.2 Диссоциация воды. Водородный показатель	4
1.3 Гидролиз солей	5
1.4 Типы гидролиза солей	5
1.4.1 Гидролиз по аниону	5
1.4.2 Гидролиз по катиону	6
1.4.3 Гидролиз по катиону и аниону	7
1.4.4 Полный гидролиз	8
1.5 Гидролиз других неорганических и органических соединений	8
1.6 Константа гидролиза. Степень гидролиза	9
1.7 Факторы, влияющие на степень гидролиза и состояние химического равновесия	10
1.8 Практическое применение гидролиза	11
1.9 Методы определения значения pH	12
2 Практическая часть	13
2.1 Техника безопасности	13
2.2 Лабораторная работа	15
3 Задания для самостоятельной работы	17
3.1 Контрольные вопросы	17
3.2 Примеры решения типовых задач	17
3.3 Контрольные задания	18
4 Приложения	22
5 Литература	23

1 ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1.1 Основные термины и условные обозначения

Гидролизом солей называется нарушение ионного равновесия воды ионами соли, приводящее к образованию слабого электролита и изменению pH среды.

Константа гидролиза (K_h) - отношение значения ионного произведения воды к константе диссоциации слабого электролита, образующего соль.

Степень гидролиза (h) - отношение величины произведения концентраций ионов соли, подвергшихся гидролизу, к общей молярной концентрации соли.

Водородный показатель (pH) - условная величина, выражающая логарифмическую зависимость от концентрации ионов водорода

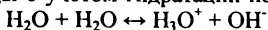
Гидроксильный показатель (pOH) - условная величина, выражающая логарифмическую зависимость от концентрации гидроксид-ионов.

Ионное произведение воды - произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов.

1.2 Диссоциация воды. Водородный показатель

Вода – слабый амфотерный электролит.

Уравнение ионизации воды с учетом гидратации ионов водорода H^+ имеет вид:



Без учета гидратации ионов H^+ уравнение диссоциации воды имеет вид:



Исходя из второго уравнения, можно судить о том, что концентрации ионов водорода H^+ и гидроксид-ионов OH^- в воде одинаковы.

При 25°C $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л.

Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов называется **ионным произведением воды (K_{H_2O})**:

$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ при } 25^\circ C$$

В разбавленных водных растворах электролитов, как и в воде, произведение концентраций ионов водорода H^+ и гидроксид-ионов OH^- – величина постоянная при данной температуре. Таким образом, зная концентрацию ионов водорода H^+ , возможно для любого раствора вычислить концентрацию гидроксид-ионов OH^- , и наоборот.

Среда любого водного раствора характеризуется концентрацией ионов водорода H^+ или гидроксид-ионов OH^- .

В водных растворах различают три вида сред: нейтральную, щелочную и кислую. Для характеристики сред растворов используют такие показатели, как водородный pH или гидроксильный pOH. Чаще используют водородный показатель.

Водородным показателем (pH) называется отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода:

$$pH = - \lg [H^+]$$

1. Нейтральная среда характеризуется равной концентрацией ионов водорода H^+ и гидроксид-ионов OH^- :

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л, т.е. } pH = 7$$

2. Кислая среда характеризуется преобладанием концентрации ионов водорода:

$$[H^+] > [OH^-], \text{ т.е. } pH < 7$$

3. Щелочная среда характеризуется преобладанием концентрации гидроксид-ионов:

$$[H^+] < [OH^-], \text{ т.е. } pH > 7$$

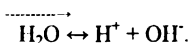
1.3 Гидролиз солей

Гидролизом солей называется нарушение ионного равновесия воды ионами соли, приводящее к образованию слабого электролита и изменению pH среды.

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия кислоты с основанием. В зависимости от силы исходной кислоты и исходного основания соли можно разделить на четыре типа:

- а) соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой;
- б) соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием;
- в) соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой;
- г) соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием.

При внесении в воду катионы или анионы соли связываются с ионами водорода H^+ или гидроксид-ионами OH^- , которые образуются при диссоциации воды, с образованием слабого электролита, в результате чего нарушается равновесие электролитической диссоциации воды вправо:



В растворе накапливаются ионы H^+ или OH^- , придавая полученному раствору кислую или щелочную среду. Следовательно, гидролизу подвергаются соли, в состав которых входят катионы слабого основания или анионы слабой кислоты или те и другие одновременно.

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой (KCl, LiNO₃, Na₂SO₄ и т.п.) гидролизу не подвергаются. В этом случае ни катион, ни анион соли не будут связывать ионы воды в малодиссоциированные продукты, поэтому равновесие диссоциации воды не нарушается ($[H^+] = [OH^-]$). Реакция среды в растворах таких солей нейтральная (pH = 7).

1.4 Типы гидролиза солей

1.4.1 Гидролиз по аниону

Гидролиз по аниону протекает в водных растворах солей, образованных слабыми кислотами и сильными основаниями (KCN, Na₂CO₃, Cs₃PO₄ и т.п.). Различают простой (одноступенчатый) и сложный (многоступенчатый) гидролиз.

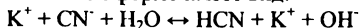
1.4.1.1 Простой (одноступенчатый) гидролиз

В качестве примера рассмотрим гидролиз цианида калия KCN. Данная соль образована сильным основанием KOH и слабой одноосновной кислотой HCN. При растворении в воде KCN полностью диссоциирует на ионы K^+ и CN^- . Катионы K^+ не могут связывать ионы OH^- воды, так как KOH - сильный электролит. Анионы CN^- связывают ионы H^+ воды, в результате чего в растворе появляются молекулы слабой кислоты HCN и гидроксид-ионы OH^- .

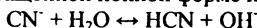
Молекулярное уравнение имеет вид:



Уравнение в полной ионной форме имеет вид:



Уравнение в сокращенной ионной форме имеет вид:



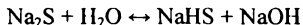
Анализируя полученные продукты, наблюдаем наличие двух признаков гидролиза: образование слабого электролита (HCN) и изменение pH среды (гидроксид-ион OH^- придает раствору щелочную среду).

1.4.1.2 Сложный (многоступенчатый) гидролиз

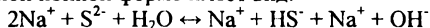
В качестве примера рассмотрим гидролиз сульфида натрия Na_2S . Данная соль образована сильным основанием NaOH и слабой двухосновной кислотой H_2S . При растворении в воде Na_2S полностью диссоциирует на ионы Na^+ и S^{2-} . Катионы Na^+ не могут связывать ионы OH^- воды, так как NaOH - сильный электролит. Анионы S^{2-} связывают ионы H^+ воды, в результате чего в растворе появляются: на первой ступени гидролиза – сложный анион HS^- и гидроксид-ионы OH^- , а на второй ступени - молекулы слабой кислоты H_2S и гидроксид-ионы OH^- .

I степень гидролиза

Молекулярное уравнение имеет вид:



Уравнение в полной ионной форме имеет вид:

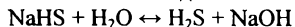


Уравнение в сокращённой ионной форме имеет вид:

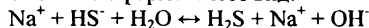


II степень гидролиза

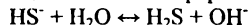
Молекулярное уравнение имеет вид:



Уравнение в полной ионной форме имеет вид:



Уравнение в сокращённой ионной форме имеет вид:



Анализируя полученные продукты, наблюдаем наличие двух признаков гидролиза: образование слабого электролита (NaHS или H_2S) и изменение pH среды (гидроксид-ионы OH^- придают раствору щелочную среду).

При комнатной температуре гидролиз протекает только по первой ступени, поскольку HS^- (продукт первой ступени) является более слабым электролитом, чем H_2S (продукт второй ступени).

При гидролизе по аниону (солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием) в растворе создаётся избыток гидроксид-ионов OH^- , среда раствора будет щелочной ($\text{pH} > 7$).

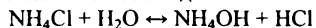
1.4.2 Гидролиз по катиону

Гидролиз по катиону протекает в водных растворах солей, образованных слабыми основаниями и сильными кислотами (NH_4Cl , CuSO_4 , FeCl_3 и т.п.). Различают простой (одноступенчатый) и сложный (многоступенчатый) гидролиз.

1.4.2.1 Простой (одноступенчатый) гидролиз

В качестве примера рассмотрим гидролиз хлорида аммония NH_4Cl . Данная соль образована слабым однокислотным основанием NH_4OH и сильной кислотой HCl . При растворении в воде NH_4Cl полностью диссоциирует на ионы NH_4^+ и Cl^- . Анионы Cl^- не могут связывать ионы H^+ воды, так как HCl - сильный электролит. Катионы NH_4^+ связывают ионы OH^- воды, в результате чего в растворе появляются молекулы слабого основания NH_4OH и ионы H^+ .

Молекулярное уравнение имеет вид:



Уравнение в полной ионной форме имеет вид:



Уравнение в сокращённой ионной форме имеет вид:



Анализируя полученные продукты, наблюдаем наличие двух признаков гидролиза: образование слабого электролита (NH_4OH) и изменение pH среды (ион H^+ придаёт раствору кислую среду).

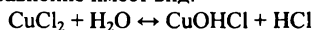
1.4.2.2 Сложный (многоступенчатый) гидролиз

В качестве примера рассмотрим гидролиз хлорида меди (II) CuCl_2 . Данная соль образована слабым двухкислотным основанием $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и сильной кислотой HCl .

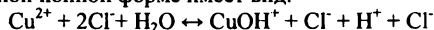
При растворении в воде CuCl_2 полностью диссоциирует на ионы Cu^{2+} и Cl^- . Анионы Cl^- не могут связывать ионы H^+ воды, так как HCl - сильный электролит. Катионы Cu^{2+} связывают ионы OH^- воды, в результате чего в растворе появляются: на первой стадии гидролиза сложный катион CuOH^+ (катион основной соли CuOHCl) и ионы H^+ , а на второй ступени молекулы слабого основания $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и ионы H^+ . В обычных условиях гидролиз протекает только по первой ступени, так как ионы CuOH^+ диссоциируют намного труднее, чем молекулы CuCl_2 . Гидролиз по второй ступени протекает слабо (при соответствующих условиях) и образования молекулы $\text{Cu}(\text{OH})_2$ в обычных условиях не происходит. Таким образом, соль гидролизуеться по катиону.

I ступень гидролиза

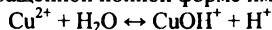
Молекулярное уравнение имеет вид:



Уравнение в полной ионной форме имеет вид:

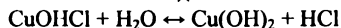


Уравнение в сокращённой ионной форме имеет вид:

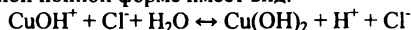


II ступень гидролиза

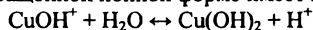
Молекулярное уравнение имеет вид:



Уравнение в полной ионной форме имеет вид:



Уравнение в сокращённой ионной форме имеет вид:

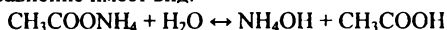


Анализируя полученные продукты, наблюдаем наличие двух признаков гидролиза: образование слабого электролита (CuOHCl или $\text{Cu}(\text{OH})_2$) и изменение pH среды (в растворе создаётся избыток ионов водорода H^+ , что придаёт раствору кислую среду ($\text{pH} < 7$)).

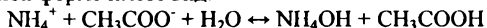
1.4.3 Гидролиз по катиону и аниону

Гидролиз по катиону и по аниону одновременно протекает в водных растворах солей, образованных слабыми кислотами и слабыми основаниями (NH_4NO_2 , $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ и т.п.). В этом случае с водой взаимодействует как катион слабого основания, так и анион слабой кислоты. В качестве примера рассмотрим гидролиз ацетата аммония $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Данная соль образована слабым основанием гидроксидом аммония NH_4OH и слабой уксусной кислотой CH_3COOH . Гидролиз протекает в одну ступень, среда близка к нейтральной.

Молекулярное уравнение имеет вид:



Уравнение в ионной форме имеет вид:

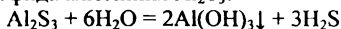


Среда раствора соли (pH) при протекании гидролиза по катиону и по аниону зависит от относительной силы кислоты и основания, образующих данную соль. Мерой

силы кислоты и основания является константа диссоциации соответствующего слабого электролита ($K_{\text{дис}}$). Если константа диссоциации слабого основания больше, чем слабой кислоты, то раствор имеет слабощелочную среду, если константа диссоциации слабой кислоты больше, чем слабого основания, то раствор приобретает слабокислую среду, а если они примерно равны, то – нейтральную.

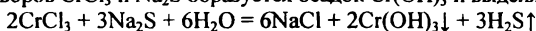
1.4.4 Полный гидролиз

Процесс гидролиза по катиону и аниону часто бывает необратимым, как в случае разложения водой сульфида алюминия Al_2S_3 :



Сульфиды и карбонаты хрома (III), железа (III) и алюминия в водных растворах подвергаются полному разложению водой с образованием нерастворимых продуктов. В этом случае реакция раствора зависит от степени диссоциации продуктов разложения – кислоты и основания. Если $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, то среда кислая, а если $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ – щелочная. Необратимое разложение, протекающее в системе при взаимодействии солей слабых оснований, образованных катионами Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} , с солями слабых кислот (сульфидов, карбонатов), служит причиной того, что в осадок выпадают не сульфиды или карбонаты этих катионов, а соответствующие им гидроксиды.

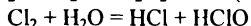
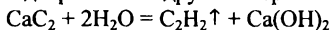
Необратимо разлагающиеся соли невозможно получить в результате реакции обмена в водных растворах. Например, вместо ожидаемого Cr_2S_3 при смешивании водных растворов CrCl_3 и Na_2S образуется осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и выделяется газообразный H_2S :



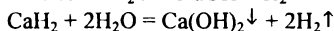
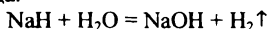
Для полного протекания гидролиза нужно, чтобы соль была образована слабой кислотой и слабым основанием. Кроме того, желательно, чтобы один из продуктов гидролиза уходил из сферы реакции в виде газа. Поэтому полному гидролизу подвергаются обычно соли неустойчивых кислот: сероводородной, угольной, отчасти сернистой. К ним примыкают вещества, которые в обычном понимании уже не являются солями: нитриды, фосфиды, карбиды, ацетилениды, бориды. Полностью гидролизуются также алкогалаты. Гидролиз осложняет протекание многих других реакций обмена. Так, при взаимодействии карбоната натрия с сульфатом меди в осадок обычно выпадает основной карбонат меди $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.

1.5 Гидролиз других неорганических и органических соединений

Кроме солей гидролизу подвергаются и другие неорганические вещества:



В отличие от гидролиза солей, который является обменным процессом, гидролиз таких веществ, как гидриды щелочных и щелочноземельных металлов, является окислительно-восстановительным процессом. Гидриды металлов разлагаются водой с образованием щелочи и водорода:



Гидролиз органических веществ происходит в присутствии катализаторов (ферментов), которые разрывают химические связи. Освободившиеся валентности используются для присоединения групп H^+ и OH^- из молекул воды. При этом реакция среды не изменяется (табл. 1).

Таблица 1 – Гидролиз органических соединений

Классы органических соединений	Уравнения гидролиза	Продукты гидролиза
Галогенпроизводные углеводородов	$\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_3\text{H}_7\text{OH} + \text{HCl}$ хлоридная спирт гидрохлорид	Спирт, галогеноводород
Жиры	$\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{R} \\ \\ \text{CH}-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{R} \\ \\ \text{CH}_2-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{R} \end{array} + 3\text{HON} \rightleftharpoons \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{OH} \\ \\ \text{CH}-\text{OH} \\ \\ \text{CH}_2-\text{OH} \end{array} + 3\text{R}-\text{COOH}$ жир глицерин карбоновая кислота	Глицерин и органические кислоты
Углеводы	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ сахароза глюкоза фруктоза $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n + n\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons n\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ крахмал	Моносахариды (глюкоза, фруктоза)
Белки	$\dots-\text{NH}-\underset{\text{R}'}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{ }}{\text{C}}}-\dots + \text{HON} \rightleftharpoons \text{R}'-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH} + \dots$ белок аминокислота	Аминокислоты

1.6 Константа гидролиза. Степень гидролиза

Для большинства солей гидролиз является обратимым процессом. В состоянии равновесия только небольшая часть ионов соли гидролизуются. Количественно гидролиз характеризуется *константой гидролиза* (K_r) и *степенью гидролиза* (h).

Константа гидролиза (K_r) является константой химического равновесия процесса гидролиза.

Константой гидролиза (K_r) называется отношение значения ионного произведения воды к константе диссоциации слабого электролита, образующего соль.

Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием, характеризуется константой гидролиза:

$$K_r = K_{\text{H}_2\text{O}} / K_{\text{кисл}}$$

где $K_{\text{H}_2\text{O}}$ – ионное произведение воды ($K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$ при 25°C);

$K_{\text{кисл}}$ – константа диссоциации слабой кислоты.

Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, характеризуется константой гидролиза:

$$K_r = K_{\text{H}_2\text{O}} / K_{\text{осн}}$$

где $K_{\text{H}_2\text{O}}$ – ионное произведение воды;

$K_{\text{осн}}$ – константа диссоциации слабого основания.

Гидролиз соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой, характеризуется константой гидролиза:

$$K_r = K_{\text{H}_2\text{O}} / K_{\text{осн}} \text{ или } K_{\text{кисл}}$$

где $K_{\text{H}_2\text{O}}$ – ионное произведение воды;

$K_{\text{осн}}$ или $K_{\text{кисл}}$ – константа диссоциации более слабого электролита (выбирают электролит с меньшим значением константы диссоциации).

Степень гидролиза (h) – это доля электролита, подвергшаяся гидролизу.

Степенью гидролиза называется отношение молярной концентрации гидролизованной соли (C_r) к общей молярной концентрации соли (C):

$$h = \frac{C_r}{C}$$

Чем слабее кислота или основание, образующие соль, тем выше её степень гидролиза. Степень гидролиза является его количественной характеристикой. Она связана с константой гидролиза уравнением, аналогичным закону разбавления Оствальда для слабых электролитов:

$$K_r = h^2 \cdot C_m / (1 - h),$$

Где C_m – молярная концентрация.

Чаще всего гидролизованная часть соли очень мала, а концентрация продуктов гидролиза незначительна. В подобных случаях степень диссоциации h значительно меньше единицы, и в знаменателе последней формулы этой величиной можно пренебречь. Тогда связь между K_r и h выразится более простым выражением:

$$K_r = h^2 \cdot C_m \quad \text{или} \quad h = \sqrt{K_r / C_m}$$

Из последнего уравнения следует, что степень гидролиза соли тем больше, чем меньше её концентрация, таким образом, при разбавлении раствора гидролизующейся соли степень её гидролиза (h) возрастает.

1.7 Факторы, влияющие на степень гидролиза и состояние химического равновесия

Поскольку гидролиз является обратимым процессом, то на состояние химического равновесия гидролиза влияют температура, концентрации реагентов, добавление посторонних веществ и некоторые другие факторы. Если в реакции не участвуют газообразные вещества, давление практически не влияет на смещение равновесия. Исключается из рассмотрения вода, так как её концентрация в водных растворах практически постоянна (~55 моль/л).

1.7.1 Влияние температуры

Смещение равновесия гидролиза происходит в соответствии с принципом Ле Шателье. Гидролиз – это реакция, обратная нейтрализации. Нейтрализация – экзотермический процесс, следовательно, гидролиз – эндотермический. Поскольку реакция гидролиза эндотермическая, то повышение температуры смещает равновесие в системе вправо, гидролиз усиливается, степень гидролиза возрастает. При постоянной температуре равновесие гидролиза можно сместить вправо (усилить гидролиз), разбавляя раствор водой и удаляя продукты гидролиза. Гидролиз подавляется (равновесие смещается влево), если увеличить концентрацию продуктов гидролиза.

1.7.2 Влияние концентрации

Рассмотрение этого фактора приводит к парадоксальному выводу: равновесие в системе смещается вправо, в соответствии с принципом Ле Шателье, но степень гидролиза уменьшается. Понять этот факт помогает константа равновесия. Если увеличить концентрацию гидролизующейся соли, то равновесие сместится вправо, а степень гидролиза уменьшится согласно формуле $h = \sqrt{K_r / C_m}$.

Гидролиз подавляется (равновесие смещается влево), если увеличить концентрацию продуктов гидролиза, например, концентрацию ионов водорода или гидроксид-ионов.

1.7.3 Разбавление раствора

Этот фактор означает одновременное уменьшение концентрации всех частиц в растворе (не считая воды). В соответствии с принципом Ле Шателье, такое воздействие приводит к смещению равновесия в сторону реакции, идущей с увеличением числа частиц. Реакция гидролиза протекает (без учета воды!) с увеличением числа частиц. Следовательно, при разбавлении раствора гидролизующейся соли равновесие смещается в сторону протекания этой реакции (вправо), а степень гидролиза возрастает. К этому же выводу можно прийти при рассмотрении зависимости константы гидролиза и степени гидролиза.

1.7.4 Добавление посторонних веществ

Добавление посторонних веществ может влиять на состояние равновесия в том случае, если эти вещества реагируют с одним из участников реакции. Так, при добавлении к раствору сульфата меди раствора гидроксида натрия содержащиеся в нем гидроксид-ионы будут взаимодействовать с ионами водорода. В результате их концентрация уменьшится, и, по принципу Ле Шателье, равновесие в системе сместится вправо, а степень гидролиза возрастет. А если к тому же раствору добавить раствор сульфида натрия, то равновесие сместится не вправо, как можно было бы ожидать (взаимное усиление гидролиза), а, наоборот, влево, из-за связывания ионов меди в практически нерастворимый сульфид меди.

1.8 Практическое применение гидролиза

Гидролиз солей лежит в основе многих важнейших технологических процессов в химической промышленности и смежным с ней отраслями, а также в лабораторной практике.

Частичный гидролиз трёхкальциевого силиката является причиной выделения свободного оксида кальция при взаимодействии портландцемента с водой.

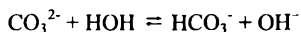
Благодаря гидролизу, возможно существование буферных систем, способных поддерживать постоянную кислотность среды. Такие растворы имеют и очень важное физиологическое значение — постоянная концентрация ионов H^+ необходима для нормальной жизнедеятельности организма.

С гидролизом солей связан ряд геологических изменений земной коры и образование минералов, формирование природных вод и почв. В результате гидролиза минералов – алюмосиликатов – происходит разрушение горных пород.

Гидролиз солей (Na_2CO_3 , Na_3PO_4) применяется для очистки воды и уменьшения ее жесткости. Важную роль играет гидролиз в процессе обезжелезивания воды методом аэрации. При насыщении воды кислородом, содержащийся в ней гидрокарбонат железа(II) окисляется до соли железа(III), значительно сильнее подвергающегося гидролизу. В результате происходит полный гидролиз и железо отделяется в виде осадка гидроксида железа(III).

На этом же основано применение солей алюминия в качестве коагулянтов в процессах очистки воды. Добавляемые в воду соли алюминия (например, сульфат алюминия) в присутствии гидрокарбонат-ионов полностью гидролизуются, образующийся гидроксид алюминия коагулирует, увлекая с собой в осадок различные примеси.

Известкование почв с целью понижения их кислотности также основано на реакции гидролиза:



При гидролизе жиров в присутствии щелочей получают мыла; гидролиз жиров в присутствии катализаторов применяют для получения жирных кислот.

Щелочной гидролиз эфиров применяется в промышленности для получения мыла. Щелочной гидролиз галогенидов служит методом промышленного получения спиртов, фенолов и кислот, например, при омылении жиров с целью получения глицерина и солей высших алифатических кислот (мыла).

В настоящее время практическое применение имеет гидролиз древесины. В промышленности из непищевого сырья (древесины, хлопковой шелухи, подсолнечной лузги, соломы, кукурузной кочерыжки) вырабатывают ряд таких ценных продуктов, как этиловый спирт, белковые дрожжи, глюкоза, твердый оксид углерода(IV) (сухой лед), фурфурол, метиловый спирт и т.д.

1.9 Методы определения значения pH

Для определения значения pH растворов широко используют несколько методик. Водородный показатель можно приблизительно оценивать с помощью индикаторов, точно измерять pH-метром или определять аналитически путём, проведением кислотно-основного титрования.

1. Для грубой оценки концентрации ионов водорода широко используются кислотно-основные индикаторы — органические вещества-красители, цвет которых зависит от pH среды. К наиболее известным индикаторам принадлежат лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый (метилоранж) и другие. Индикаторы способны существовать в двух по-разному окрашенных формах — либо в кислотной, либо в основной. Изменение цвета каждого индикатора происходит в своём интервале кислотности, обычно составляющем 1—2 единицы.

Таблица 2 – Изменение окраски кислотно-основных индикаторов в зависимости от pH раствора

Название	Окраска индикатора в среде		
	Кислая $[H^+] > [OH^-]$ $pH < 7$	Нейтральная $[H^+] = [OH^-]$ $pH = 7$	Щелочная $[OH^-] > [H^+]$ $pH > 7$
Лакмус	красный	фиолетовый	синий
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый
Метилоранж	розовый	оранжевый	желтый

2. Для расширения рабочего интервала измерения pH используют так называемый универсальный индикатор, представляющий собой смесь из нескольких индикаторов. Универсальный индикатор последовательно меняет цвет с красного через жёлтый, зелёный, синий до фиолетового при переходе из кислой области в щелочную. Полоску индикаторной бумаги обмакивают в исследуемый раствор, кладут на белую непромокаемую подложку и быстро сравнивают окраску полоски с эталонной шкалой для pH:

Таблица 3 – Шкала определения pH раствора с помощью универсального индикатора



Определения pH индикаторным методом затруднено для мутных или окрашенных растворов.

3. Использование специального прибора — pH-метра — позволяет измерять pH в более широком диапазоне и более точно (до 0,01 единицы pH), чем с помощью индикаторов. Ионметрический метод определения pH основывается на измерении милливольтметром-ионометром ЭДС гальванической цепи, включающей специальный стеклянный электрод, потенциал которого зависит от концентрации ионов H^+ в окружающем растворе.

Способ отличается удобством и высокой точностью, особенно после калибровки индикаторного электрода в избранном диапазоне pH, позволяет измерять pH непрозрачных и цветных растворов и потому широко используется.

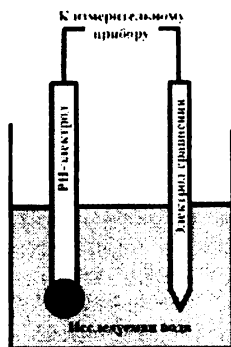
4. Аналитический объёмный метод — кислотно-основное титрование — также даёт точные результаты определения кислотности растворов. Раствор известной концентрации (титрант) по каплям добавляется к исследуемому раствору. При их смешивании протекает химическая реакция. Точка эквивалентности — момент, когда титранта точно хватает, чтобы полностью завершить реакцию, — фиксируется с помощью индикатора. Далее, зная концентрацию и объём добавленного раствора титранта, вычисляется кислотность раствора.

5. Влияние температуры на значения pH:

0.001 моль/л HCl при 20°C имеет pH=3, при 30°C pH=3

0.001 моль/л NaOH при 20°C имеет pH=11.73, при 30°C pH=10.83

Влияние температуры на значения pH объясняется различной диссоциацией ионов водорода (H^+) и не является ошибкой эксперимента. Температурный эффект невозможно компенсировать за счет электроники pH-метра.



2 ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

2.1 Техника безопасности

Растворы солей имеют различный характер среды: сильнокислую, слабокислую, нейтральную, слабощелочную, сильнощелочную. При работе с растворами солей необходимо избегать попадания растворов на кожу рук и в глаза. В случае попадания сильно-кислых и сильнощелочных растворов на кожу рук необходимо их обезвредить соответствующими реагентами, в остальных случаях достаточно тщательно вымыть руки.

Порядок работы со стеклянной посудой

Основным травмирующим фактором при работе со стеклянной химической посудой являются острые осколки стекла, способные вызвать порезы тела работающего. По этой причине следует соблюдать особую осторожность при использовании такой посуды. Если же во время работы стеклянная посуда всё-таки разбилась, то необходимо предпринять следующие меры.

При порезах рук или других частей тела стеклом следует удалить из раны мелкие осколки, после чего промыть ее 2%-ным раствором перманганата калия или эти-

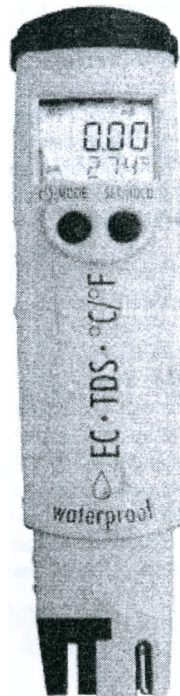
ловым спиртом (или другим антисептиком), смазать края раны йодной настойкой и забинтовать. Ни в коем случае не промывать порез водой! При попадании осколков стекла в глаза и в случаях тяжёлых ранений (особенно при порезах артерий) после оказания первой помощи немедленно вызвать врача. При уборке рабочего места осколки разбитой посуды во избежание порезов нельзя собирать голыми руками, нужно использовать щетку и совок.

Порядок работы с электрическими приборами

При работе с электрическими приборами необходимо соблюдать осторожность. Перед началом работы с ними следует ознакомиться с инструкцией по их эксплуатации. Во избежание поражения электрическим током не следует работать с приборами мокрыми руками. При видимых дефектах повреждения прибор не используется.

Порядок работы с pH-метром

1. Не приступайте к работе не ознакомившись тщательно с правилами работы.
2. Перед непосредственным применением прибора убедитесь что он полностью пригоден для работы в данных условиях (герметичность не повреждена, экран без потёков и трещин, электроды не повреждены).
3. Стекланный шарик на кончике электрода крайне чувствителен к электростатическим разрядам. *Ни в коем случае не прикасайтесь к нему!*
4. Заполните стакан анализируемым раствором примерно на 1/3 объема. Опустите pH-метр так, чтобы электроды полностью погрузились в раствор, слегка помешайте.
5. Включите прибор и проверьте статус батареек. Для этого нажмите и удерживайте клавишу ON/OFF/MODE в течение 2-3 с. На некоторое время на дисплее появятся все символы, после чего прибор покажет остаточный заряд.
6. Показания можно снимать только когда с дисплея (в верхнем левом углу) пропадет символ нестабильности показаний. Значение pH автоматически компенсируется по температуре. В верхней части дисплея показывается значение pH, а в нижней – температура раствора.
7. Чтобы отключить прибор в режиме измерения нажмите клавишу ON/OFF/MODE. В нижней части дисплея появится OFF. Отпустите клавишу.
8. Во избежание перекрестного загрязнения прибора при проведении серии измерений тщательно промывайте датчик в дистиллированной воде, и, после очистки, ополосните небольшим количеством того раствора, который подлежит анализу.
9. После измерения pH высушите прибор фильтровальной бумагой, раствор влейте обратно в соответствующую склянку.



2.2 Лабораторная работа

Цель работы: изучить процессы, связанные с гидролизом солей, и факторы, влияющие на гидролиз солей, уметь рассчитывать константу и степень гидролиза.

Опыт 1

Измерение pH дистиллированной воды и расчет концентрации ионов H^+ и OH^- в воде

В стакан налейте 1/3 объема дистиллированной воды. Определите pH с помощью универсальной индикаторной бумаги и (или) pH-метра. Рассчитайте $[H^+]$. Учтя величину ионного произведения воды, определите концентрацию ионов OH^- .

Опыт 2

Реакция среды в растворах различных солей

а) В пять пробирок прилейте по 2-3 мл растворов 0,1М карбоната натрия Na_2CO_3 , 0,1М хлорида алюминия $AlCl_3$, 0,1М хлорида натрия $NaCl$, 0,1М ацетата аммония CH_3COONH_4 и дистиллированной воды соответственно. В каждую пробирку добавьте по 4-5 капель индикатора лакмуса фиолетового.

Что наблюдаете? Какую среду имеют данные растворы?

Повторите опыт с другими индикаторами.

Результаты опыта оформите в виде таблицы 4.

Таблица 4

Раствор	Na_2CO_3	$AlCl_3$	$NaCl$	CH_3COONH_4	H_2O
Лакмус окр.					
pH					

Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? Укажите типы гидролиза солей. В каких случаях возможен ступенчатый гидролиз?

Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей.

б) Соли, образованные сильными основаниями и слабыми кислотами

В каждый химический стакан налейте 1/3 объема соответствующих растворов солей: карбоната натрия (0,1М) и сульфита натрия (0,1М). Определите pH раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги и (или) pH-метра.

Сравните окраску двух растворов после добавления 1-2 капель фенолфталеина?

Сравните поведение солей в растворе и, не производя вычислений, определите, в каком из растворов гидролиз относительно больше.

Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей.

Исходя из концентрации растворов C_m , вычислите:

- pH и сравните с опытными данными,
- степень гидролиза h ;
- концентрацию гидроксильных ионов $[OH^-]$;
- вычислите константы гидролиза солей.

Заполните таблицу 5.

Таблица 5

Формула соли	$[OH^-]$	pH		Степень гидролиза h	Константа гидролиза K_r
		вычисленный	по данным опыта		
1	2	3	4	5	6

в) Соли, образованные сильными кислотами и слабыми основаниями

В каждый химический стакан налейте 1/3 объема соответствующих растворов солей: хлорида или сульфата аммония (0,1М), хлорида алюминия (0,1М) и определите pH раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги и (или) pH-метра.

Сравните окраску растворов после добавления 1-2 каплей метилового красного?

Сравните поведение солей в растворе и, не производя вычислений, определите, в каком из растворов гидролиз относительно больше.

Напишите ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей.

Исходя из концентрации раствора C_m , вычислите:

- pH и сравните с опытными данными,
- степень гидролиза h ;
- концентрация ионов водорода $[H^+]$;
- вычислите константы гидролиза солей.

Заполните таблицу 6

Таблица 6

Формула соли	$[H^+]$	pH		Степень гидролиза h	Константа гидролиза K_r
		вычисленный	по данным опыта		
1	2	3	4	5	6

Опыт 3

Гидролиз кислых и основных солей

Те же сравнительные опыты проделайте с растворами гидросолей – гидрокарбоната и гидросульфита натрия. К 2-3 мл раствора первой соли добавьте 1-2 капли фенолфталеина, а к 2-3 мл раствора второй – 1-2 капли лакмуса, предварительно убедившись в том, что в растворе гидросульфита натрия фенолфталеин остаётся бесцветным.

Напишите ионно-молекулярные уравнения гидролиза обеих солей и объясните различие в свойствах их растворов. Какая функция – основания или кислоты – преобладает у иона HCO_3^- и у иона HSO_3^- ? Результаты опыта сопоставьте с вычисленными данными, сравнив величины K_b и K_2 .

Результаты опыта запишите в таблицу 7.

Таблица 7

Соль	Опытные данные		Расчётные данные		Выводы
	реакция раствора	pH (больше или меньше 7)	$K_r = K_w / K_1$	K_2	
$NaHCO_3$ $NaHSO_3$					

Опыт 4

Смещение равновесия гидролиза при разбавлении раствора

Налейте в пробирку 1-2 мл 0,5Н раствора нитрата висмута III $Bi(NO_3)_3$ (или 0,5Н раствора хлорида сурьмы III $SbCl_3$).

Испытайте pH раствора универсальной индикаторной бумагой. Постепенно разбавляйте раствор дистиллированной водой до выпадения осадка.

Напишите уравнения реакции гидролиза соли по первой и второй ступени.

Прибавьте в пробирку с осадком несколько капель концентрированной азотной кислоты. Что происходит с осадком? Дайте объяснения исходя из принципа Лешателье.

Опыт 5

Смещение равновесия гидролиза при изменении температуры

В пробирку налейте 5-6 мл 0,5N раствора ацетата натрия CH_3COONa и 2-3 капли фенолфталеина.

Содержимое пробирки разделите на 2 части, одну из них оставьте для сравнения, другую - нагрейте до кипения. Сравните окраску индикатора в обеих пробирках. Опишите и поясните свои наблюдения. В каком направлении смещается направление реакции гидролиза?

Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции гидролиза соли.

Сделайте вывод о реакции среды и о влиянии температуры на гидролитическое равновесие.

Опыт 6

Совместный гидролиз двух солей

В две пробирки налейте по 2-3 мл 0,5M раствора сульфата алюминия (или хлорида алюминия). В одну пробирку добавьте такой же объем 0,5M раствора сульфида натрия, в другую – 0,5M раствора карбоната натрия.

Отметьте выделение сероводорода в первой пробирке (по запаху) и пузырьков углекислого газа во второй. Какой осадок выпадает в обоих случаях?

Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, которые привели к образованию осадка.

Отфильтруйте полученный осадок, промойте его на фильтре горячей водой. Докажите опытным путем, что полученный осадок не является солью угольной кислоты, используя 2HCl и 2NaOH .

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

3 Задания для самостоятельной работы

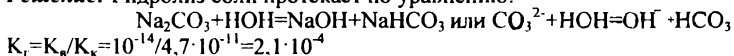
3.1 Контрольные вопросы

1. Что называют константой и степенью электролитической диссоциации?
2. От каких факторов зависит константа электролитической диссоциации?
3. Чем обуславливается сравнительная сила кислот и оснований?
4. Что называется водородным показателем? Какими величинами pH характеризуется нейтральная, кислая, щелочная среда?
5. Что называют ионным произведением воды и чему оно равно?
6. Какой процесс называют гидролизом? Какие соли подвергаются гидролизу? В каких случаях гидролиз идет до конца?
7. Что называют степенью гидролиза? Как она зависит от концентрации раствора и температуры?
8. Сравните выражения для констант гидролиза с выражениями для констант диссоциации соответствующих слабых электролитов?
9. Почему растворы солей имеют различный характер среды?

3.2 Примеры решения типовых задач

Пример: Определить pH 0,02N раствора соды Na_2CO_3 , учитывая только первую степень гидролиза.

Решение: Гидролиз соли протекает по уравнению:



Для вычисления степени гидролиза необходимо вычислить молярную концентрацию раствора C_m (Na_2CO_3) = 0,01 моль/л
 $h = \sqrt{K_h / C_m} = \sqrt{2,1 \cdot 10^{-4} / 0,01} = 1,4 \cdot 10^{-1}$
 $[\text{OH}^-] = h \cdot C_m = 1,4 \cdot 10^{-1} \cdot 0,01 = 1,4 \cdot 10^{-3}$
 $\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg 1,4 \cdot 10^{-3} = 3 - 0,1461 = 2,85$
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,85 = 11,15$

3.3 Контрольные задания

1. Рассчитайте константу гидролиза K_h , степень гидролиза h и определите характер среды по значению pH в растворах солей с заданной молярной концентрацией C_m :

- | | |
|---|--|
| 1.1 0,1 М раствор KF | 1.9 0,1 М раствор $\text{Co}(\text{NO}_3)_3$ |
| 1.2 0,5 М раствор Na_2SiO_3 | 1.10 0,7 М раствор FeCl_3 |
| 1.3 0,3 М раствор CH_3COONa | 1.11 0,1 М раствор Na_3PO_4 |
| 1.4 0,2 М раствор KNO_2 | 1.12 0,5 М раствор AgNO_3 |
| 1.5 1 М раствор MgCl_2 | 1.13 0,6 М раствор Na_2S |
| 1.6 0,5 М раствор ZnSO_4 | 1.14 0,2 М раствор NaNO_2 |
| 1.7 0,2 М раствор NaHCO_3 | 1.15 0,2 М раствор Na_2CO_3 |
| 1.8 3 М раствор Na_3PO_4 | 1.16 3 М раствор KClO |

2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза следующих солей, укажите тип гидролиза и среду растворов:

- 2.1 формиата аммония, ацетата калия, сульфида бария, сульфида натрия;
- 2.2 гипохлорита натрия, сульфата хрома III, гидрокарбоната аммония, сульфата натрия;
- 2.3 дигидрофосфата натрия, гидросульфида аммония, нитрата цинка, сульфида свинца II;
- 2.4 сульфата железа II, цианида калия, карбоната бария, сульфида алюминия;
- 2.5 сульфита калия, нитрата алюминия, нитрита аммония, нитрата бария;
- 2.6 фторида натрия, нитрата никеля II, хлорида кальция, дигидроксохлорида висмута;
- 2.7 гидросульфида натрия, гидросульфида аммония, сульфата меди, сульфата бария;
- 2.8 хлорида железа II, хромата калия, дихромата аммония, сульфида аммония;
- 2.9 сульфида свинца II, хлорида магния, гидрокарбоната магния, сульфида лития;
- 2.10 сульфата магния, ацетата железа II, бромида цинка, нитрита калия;
- 2.11 хлорида марганца II, иодида аммония, иодида калия, роданида аммония;
- 2.12 нитрата лития, гидрофосфата натрия, нитрата серебра, дигидрофосфата аммония;
- 2.13 ацетата алюминия, ацетата лития, хлорида ртути II, хлорида серебра;
- 2.14 силиката натрия, карбоната меди, сульфата магния, хлорида бария.

3. Установите соответствие между формулой соли и ее способности к гидролизу.

а)

№	Формула соли	Способность к гидролизу
А)	Al_2S_3	1) по катиону
Б)	K_2SO_3	2) по аниону
В)	CrCl_3	3) по катиону и аниону
Г)	K_2SO_4	4) гидролизу не подвергается
Д)	KF	

б)

№	Формула соли	Способность к гидролизу
А)	NH_4Cl	1) по катиону
Б)	CuSO_4	2) по аниону
В)	CH_3COONa	3) по катиону и аниону
Г)	CsNO_3	4) гидролизу не подвергается
Д)	NaNO_2	

в)

№	Название соли	Среда раствора
А)	сульфит калия	1) кислая
Б)	фторид натрия	2) нейтральная
В)	хлорид рубидия	3) щелочная
Г)	нитрат хрома(II)	

4. Установите соответствие между названием соли и средой ее водного раствора.

а)

№	Название соли	Среда раствора
А)	этилат натрия	1) кислая
Б)	фосфат калия	2) нейтральная
В)	нитрат цинка	3) щелочная
Г)	сульфат цезия	

б)

№	Название соли	Среда раствора
А)	пропионат калия	1) кислая
Б)	сульфид натрия	2) нейтральная
В)	нитрат бария	3) щелочная
Г)	хлорид алюминия	

в)

№	Название соли	Среда раствора
А)	ацетат калия	1) кислая
Б)	сульфит натрия	2) нейтральная
В)	нитрат лития	3) щелочная
Г)	хлорид цинка	

5. Установите соответствие между названием вещества и продуктами его гидролиза

а)

№ Название вещества	Продукты гидролиза
А) хлорид фосфора (V)	1) H_3PO_3 и HCl
Б) метилацетат	2) H_3PO_4 и HCl
В) карбонат натрия	3) CH_4 и $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{O}$
	4) CH_3OH и $\text{CH}_3 - \text{COOH}$
	5) NaHCO_3 и NaOH
	6) CO_2 и NaOH

б)

№ Название вещества	Продукты гидролиза
А) карбид алюминия	1) C_2H_2 и $\text{Al}(\text{OH})_3$
Б) хлорид фосфора (III)	2) CH_4 и $\text{Al}(\text{OH})_3$
В) этилформиат	3) H_3PO_3 и HCl
Г) хлорметан	4) H_3PO_4 и HCl
	5) HCOOH и $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
	6) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ и $\text{H}_2\text{C}=\text{O}$
	7) HCl и CH_4
	8) CH_3OH и HCl

в)

№ Название вещества	Продукты гидролиза
А) хлорид фосфора(V)	1) H_3PO_3 и HCl
Б) фосфид кальция	2) H_3PO_4 и HCl
В) карбид кальция	3) CH_3OH и $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$
Г) пропилформиат	4) $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ и HCOOH
	5) CH_4 и CaO
	6) C_2H_2 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$
	7) PH_3 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$
	8) H_3PO_4 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$

6. Установите соответствие между формулой соли и соотношением концентраций ионов H^+ и OH^- в ее растворе.

а)

№	Формула соли	Концентрации ионов H^+ и OH^-
А)	$BaCl_2$	1) $[H^+] = [OH^-]$
Б)	NaI	2) $[H^+] > [OH^-]$
В)	Na_2CO_3	3) $[H^+] < [OH^-]$
Г)	$Pb(NO_3)_2$	

б)

№	Формула соли	Концентрации ионов H^+ и OH^-
А)	$BaClO_4$	1) $[H^+] = [OH^-]$
Б)	KI	2) $[H^+] > [OH^-]$
В)	$ZnCl_2$	3) $[H^+] < [OH^-]$
Г)	Na_3PO_4	

в)

№	Формула соли	Способность к гидролизу
А)	$BaSO_4$	1) по катиону
Б)	Na_2CO_3	2) по аниону
В)	$CuSO_4$	3) по катиону и аниону
Г)	$Cr(NO_3)_3$	4) гидролизу не подвергается

4 ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов

Электролит	$K_{\text{дис}}$
Вода H_2O	$1 \cdot 10^{-14}$
Азотистая кислота HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$
Борная кислота H_3BO_3	(I) $5,8 \cdot 10^{-10}$
Кремниевая кислота H_2SiO_3	(I) $2,2 \cdot 10^{-10}$
	(II) $1,6 \cdot 10^{-12}$
Муравьиная кислота HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$
Родановодородная кислота HCN	$1,4 \cdot 10^{-1}$
Сернистая кислота H_2SO_3	(I) $1,6 \cdot 10^{-2}$
	(II) $6,3 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная кислота H_2S	(I) $6 \cdot 10^{-8}$
	(II) $1 \cdot 10^{-14}$
Синильная кислота HCNS	$7,9 \cdot 10^{-10}$
Угольная кислота H_2CO_3	(I) $4,5 \cdot 10^{-7}$
	(II) $4,7 \cdot 10^{-11}$
Уксусная кислота CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Фосфорная кислота H_3PO_4	(I) $7,1 \cdot 10^{-3}$
	(II) $6,3 \cdot 10^{-8}$
	(III) $1,3 \cdot 10^{-12}$
Фтороводородная кислота HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$
Хлорноватистая кислота HClO	$5,0 \cdot 10^{-8}$
Щавелевая кислота $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	(I) $5,4 \cdot 10^{-2}$
	(II) $5,5 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид аммония NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$

Сильные электролиты

Сильные кислоты	Сильные основания
HCl	KOH
HBr	NaOH
HI	LiOH
HNO ₃	CsOH
H ₂ SO ₄	RbOH
HClO ₄	Ca(OH) ₂
HMnO ₄	Ba(OH) ₂
H ₂ CrO ₄	Sr(OH) ₂
H ₂ Cr ₂ O ₇	

5 РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

- 1) Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов / Под ред. В.А. Рабиновича. – Л.: Химия, 1983. – 704 с.
- 2) Любимова, Н.Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии: учеб. пособие для нехимич. спец. вузов. – М.: Высш.шк., 1990. – 351 с.
- 3) Некрасов, Б.В. Учебник общей химии. – М.: Химия, 1972. – 472 с.
- 4) Романцева, Л.М. Сборник задач и упражнений по общей химии: учеб. пособие для нехим. спец. вузов / Л.М. Романцева, З.Л. Лещинская, В.А. Суханова. – М.: Высш. шк., 1991. – 288с.

УЧЕБНОЕ ИЗДАНИЕ

Составители:

Тур Элина Аркадьевна
Левчук Наталья Владимировна
Кобринец Лариса Александровна

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

к лабораторным и практическим работам по курсам «Химия» и
«Общая, неорганическая и физическая химия» по теме:

«Гидролиз солей»

для студентов специальностей:

- 1-70 02 02* Экспертиза и управление недвижимостью
- 1-70 01 01* Производство строительных изделий и конструкций
- 1-70 02 01* Промышленное и гражданское строительство
- 1-70 03 01* Автомобильные дороги
- 1-53 01 01* Автоматизация технологических процессов и производств
- 1-70 04 03* Водоотведение, водоснабжение, очистка природных и сточных вод
- 1-74 05 01* Мелиорация и водное хозяйство
- 1-70 04 02* Теплогазоснабжение, вентиляция и охрана воздушного бассейна

Ответственный за выпуск Кобринец Л.А.
Редактор Строкач Т.В.
Компьютерная верстка Боровикова Е.А.
Корректор Никитчик Е.В.

Подписано к печати 31.01.2011 г. Формат 60х84 $\frac{1}{16}$. Бумага «Снегурочка».

Гарнитура Times New Roman. Усл.п.л. 1,4. Уч.изд.л. 1,5.

Тираж 100 экз Заказ № **127**.

Отпечатано на ризографе учреждения образования
«Брестский государственный технический университет».
224017, Брест, ул. Московская, 267.