

Министерство образования и науки РФ
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Красноярский государственный педагогический университет
им. В.П. Астафьева»
(КГПУ им. В.П. Астафьева)
Факультет биологии, географии и химии
Кафедра химии

Рзалы Хаяла Аррахман кызы
Магистерская диссертация

**«РАЗРАБОТКА МЕТОДИЧЕСКИХ РЕКОМЕНДАЦИЙ ПО
ИЗУЧЕНИЮ ПРОЦЕССОВ
ГИДРОЛИЗА ОРГАНИЧЕСКИХ И НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ
С ИСПОЛЬЗОВАНИЕМ ПРОБЛЕМНОГО ОБУЧЕНИЯ»**

Направление подготовки 44.04.01 «Педагогическое образование»
Магистерская программа «Естественнонаучное образование»

Допущен к защите
Заведующий кафедрой
д-р. хим. наук, профессор
Л.М. Горностаев



(дата, подпись)

Руководитель магистерской программы
д-р. хим. наук, профессор
Л.М. Горностаев



(дата, подпись)

Научный руководитель
канд. хим. наук, доцент,
Ю.Г. Халявина

 19.12.16

(дата, подпись)

Обучающийся
Х.А. Рзалы

 18.12.16

(дата, подпись)

Краноярск 2016

РЕЦЕНЗИЯ

на магистерскую диссертацию
«Разработка методических рекомендаций по изучению
процессов гидролиза органических и неорганических веществ
с использованием проблемного обучения»

Рзалы Хаялы Аррахман кызы

Направление подготовки 44.04.01 «Педагогическое образование»

Магистерская программа «Естественнонаучное образование»

(квалификация (степень) «магистр»)

Актуальность и новизна исследования

Проблемное обучение формирует у учащихся умения самостоятельно и творчески решать учебные и жизненные задачи, что весьма актуально при современных темпах жизни. Методические разработки, представленные в диссертационной работе Рзалы Хаялы Аррахман кызы, будут интересны для современного учителя, так как использование проблемного подхода позволяет применять разнообразные и продуктивные методы работы в обучении. В результате учащиеся легче ориентируются в изучаемой теме и эффективнее усваивают новый материал.

Выполнение поставленных целей и задач исследования

Целью диссертационного исследования Рзалы Хаялы Аррахман кызы явилась разработка методических рекомендаций по изучению процессов гидролиза органических и неорганических веществ с использованием проблемного обучения в школьном курсе химии.

Глубина изучения теоретических информационных источников

Автором была проанализирована психолого-педагогическая литература по теме исследования, изучена история возникновения и применения известными педагогами такого творческого метода как проблемное обучение. Выявлено, что данный метод существенно мотивирует учащихся на учебную деятельность и формирует навыки критического мышления.

Изучение процессов гидролиза осуществляется на разных ступенях образования (средняя и старшая школа) и требует от учащихся не только развитого абстрактного мышления, но и сформированных практических

навыков работы в химической лаборатории. В связи с этим существует необходимость создания на уроках проблемных ситуаций для активизации познавательных способностей учащихся и стимулирования их мыслительной деятельности.

Наличие самостоятельных разработок автора

- Автором был предложен ряд методических рекомендаций для изучения процессов гидролиза солей, включая разработки уроков с использованием проблемного обучения.
- Для учащихся, испытывающих трудности при составлении уравнений гидролиза солей и определении среды раствора гидролизующейся соли был разработан пошаговый алгоритм.

В ходе реализации выявлены следующие замечания и предложения/рекомендации: опубликовать статью в методическом журнале для учителей химии по теме «Изучение темы «Гидролиз солей» на основе проблемного обучения».

Выводы и их соответствие поставленным целям и задачам

Разработанные методические рекомендации были с успехом применены автором при изучении темы «Гидролиз солей» в 11 «А» классе МБОУ СОШ №53.

Магистерская диссертация выполнена в соответствии с требованиями государственной итоговой аттестации, заслуживает отметки «отлично», а ее автор – квалификации (степени) «магистр». Выполненное исследование является самостоятельным и завершенным.

Рецензент:

учитель химии МБОУ СОШ № 19 Железнодорожного р-на

г. Красноярск



Уфимцева Ольга Васильевна

ОТЗЫВ

научного руководителя на магистерскую диссертацию
«Разработка методических рекомендаций по изучению процессов гидролиза органических и неорганических веществ с использованием проблемного обучения»

Рзалы Хаялы Аррахман кызы

Направление подготовки 44.04.01 «Педагогическое образование»

Магистерская программа «Естественнонаучное образование»

(квалификация (степень) «магистр»)

За время подготовки магистерской диссертации Рзалы Хаялы зарекомендовала себя в качестве трудолюбивого и заинтересованного исследователя, обладающего учебно-познавательными, общекультурными и профессиональными компетенциями.

За короткий промежуток времени магистрантка провела глубокий анализ учебной и учебно-методической литературы по исследуемой теме. Она самостоятельно спланировала, разработала и провела ряд занятий для учащихся старшей школы с использованием современных педагогических технологий, виртуального и химического экспериментов.

Результатом работы по исследуемой теме являются методические рекомендации по изучению процессов гидролиза органических и неорганических веществ с использованием проблемного обучения, которые могут быть рекомендованы для использования в практике работы современного учителя.

Следует отметить способность Рзалы Хаялы мыслить конструктивно, ставить перед собой цели и идти к их достижению, а также тактичность, уважительное отношение к преподавателям, учащимся и студентам, ответственное выполнение заданий руководителя.

Считаю Рзалы Хаялы Аррахман кызы состоявшимся исследователем, ее магистерскую диссертацию законченным исследованием, заслуживающим высокой оценки.

Научный руководитель

к.х.н., доцент кафедры химии



Халявина Ю.Г.

Реферат

магистерской диссертации Рзалы Хаялы Аррахман кызы по теме: «Разработка методических рекомендаций по изучению процессов гидролиза органических и неорганических веществ с использованием проблемного обучения»

Магистерская диссертация состоит из введения, двух глав, заключения, приложений, списка литературы. В работе представлено 5 таблиц, список литературы включает 42 источника. Общий объем работы составляет 92 страниц.

Объектом исследования является учебно-воспитательный процесс по химии, организованный в форме проблемного обучения.

Предметом исследования является организация процесса изучения темы «Гидролиз» с использованием методик проблемного обучения.

Гипотеза: включение методик проблемного обучения в учебно-воспитательный процесс будет способствовать лучшему усвоению знаний по теме «Гидролиз органических и неорганических соединений» в 11 классе.

Цель исследования заключается в разработке методических рекомендаций по изучению темы «Гидролиз органических и неорганических веществ» с использованием проблемного обучения в школьном курсе химии.

Для достижения поставленной цели были использованы следующие *методы исследования:*

- изучение и анализ психолого-педагогической, предметной и методической литературы по исследуемой проблеме;
- анализ содержания школьных программ авторских линий по химии, изучение и обобщение педагогического опыта;
- наблюдение, анализ индивидуальной, парной и групповой работы обучающихся;
- проведение экспериментальной работы для проверки результативности предложенной методики и основных положений исследования.

Новизна исследовательской работы заключается в новом подходе к изучению процессов гидролиза органических и неорганических веществ с использованием методик проблемного обучения. Для формирования навыка составления уравнений реакций гидролиза солей был разработан алгоритм, включающий пошаговую инструкцию.

В первой главе работы рассмотрены теоретические основы использования методик проблемного обучения в образовательном процессе. Также рассмотрены основные блоки темы «Гидролиз органических и неорганических веществ».

Во второй главе представлены разработанные методические рекомендации по изучению процессов гидролиза органических и неорганических веществ с использованием проблемного обучения.

Было установлено, что использования методик проблемного обучения в школьном курсе химии повышает эффективность усвоения знаний учащихся. Применение разработанного алгоритма по составлению уравнений реакций гидролиза существенно облегчает формирования у учащихся навыков составления уравнений реакций гидролиза солей. Методические рекомендации по изучению темы «Гидролиз солей» были успешно апробированы в 11 «А» классе МБОУ СШ №53.

Summary

of master's thesis Rzaly Khayala Arrahman kyzy on the theme: «Development of the guidelines of the processes of hydrolysis of organic and inorganic substances with the use of problem-based learning»

Master's thesis consists of an introduction, two chapters, conclusion, appendix, bibliography. The paper presents 5 tables, bibliography includes 42 references. The total volume of epy paper include 92 pages.

The object of research is the educational process in chemistry, organized in the form of problem-based learning.

The subject of research is the organization of the process of studying the theme «Hydrolysis» using problem-based learning methods.

Hypothesis: the inclusion of problem-based learning methods in the educational process will contribute to a better assimilation of knowledge on the theme «The hydrolysis of organic and inorganic compounds» in the 11th grade.

The goal of the study is to develop guidelines for the study of the theme «The hydrolysis of organic and inorganic substances», using problem-based learning in the school chemistry course.

The following research methods were used to achieve this goal:

- study and analysis of psycho-pedagogical, objective and methodical literature on the researched theme;
- analysis of the content of school curricula copyright lines in chemistry, study and generalization of pedagogical experience;
- monitoring, analysis of individual, pair and group work of students;
- conducting experimental work to test the effectiveness of the proposed method and the main provisions of the study.

The novelty of the research is a new approach to the study of the processes of hydrolysis of organic and inorganic substances with the use of problem-based learning methods. Algorithm that includes step by step instructions has been

developed for the formation of skill of drawing up equations salt hydrolysis reactions.

In the first chapter deals with the theoretical basics of using problem-based learning methods in the educational process. Also, it include the basic blocks of the theme «The hydrolysis of organic and inorganic substances».

The second chapter presents the guidelines have been developed to study the process of hydrolysis of organic and inorganic substances with the use of problem-based learning.

It was found that the use of problem-based learning methods in the school chemistry course increases the efficiency of mastering of knowledge of students. The application of the developed algorithm for drawing up equations hydrolysis reaction greatly facilitates the formation of students' skills of drawing up equations salt hydrolysis reactions. The guidelines for the study of the theme «Hydrolysis salts» have been successfully tested in grade 11 «A» MBOU MS №53.

Оглавление

Введение	7
Глава 1. Литературный обзор	10
1.1. Проблемное обучение	10
1.1.1. История возникновения проблемного обучения	10
1.1.2. Сущность проблемного обучения	16
1.1.3. Основные формы проблемного обучения	25
1.2. Гидролиз	28
1.2.1. Гидролиз неорганических веществ	28
1.2.2. Гидролиз органических веществ	32
Глава 2. Экспериментальная часть	39
2.1. Алгоритм составления уравнений процесса «Гидролиз солей».....	40
2.2. Разработка урока по теме «Гидролиз солей» на основе проблемного обучения для учащихся 11 класса.....	44
2.3. Методические разработки по изучению процессов гидролиза на уроках химии	57
2.4. Лабораторный практикум по теме: «Гидролиз солей»	81
Заключение	87
Список литературы	88
Приложения	92

Введение

Анализ результатов аттестации по химии в форме ЕГЭ показал, что одной из тем школьного курса, вызывающих особые трудности у учащихся является тема «Гидролиз». Больше всего ошибок было выявлено при составлении уравнений реакций гидролиза и при определении кислотности среды раствора гидролизующихся солей.

В качестве основных причин слабого усвоения темы «Гидролиз» можно назвать следующие:

1. Большая теоретизация и абстрактность понятий темы «Гидролиз» вынуждает учителя большую часть учебного времени тратить на усвоение понятий и формирование навыков составления уравнений реакций в ущерб формированию практических умений экспериментальной работы.

2. Отсутствуют четкие правила или алгоритм для составления уравнений реакций гидролиза органических и неорганических веществ, которые могли бы упростить процесс составления уравнений и определение кислотности среды раствора гидролизующейся соли.

3. В современной школе возрастает потребность в использовании методик проблемного обучения, мотивирующих учащихся на самостоятельную учебную деятельность.

Задача учителя в рамках урока на основе проблемного обучения состоит в построении образовательного процесса так, чтобы учащийся мог развивать свои творческие способности, уверенность в своих силах, логическое мышление, коммуникативные качества, образовательный потенциал, мотивированность к учебному процессу, что обязательно для обучающихся современной школы. Необходимость разрешения данных проблем обуславливает актуальность исследования.

Цель разработка методических рекомендаций по изучению темы «Гидролиз органических и неорганических веществ» с использованием проблемного обучения в школьном курсе химии.

Объектом исследования является учебно-воспитательный процесс по химии, организованный в форме проблемного обучения.

Предметом исследования является организация процесса изучения темы «Гидролиз» с использованием методик проблемного обучения.

Гипотеза: включение методик проблемного обучения в учебно-воспитательный процесс будет способствовать лучшему усвоению знаний по теме «Гидролиз органических и неорганических соединений» в 11 классе.

Задачи:

1. Изучить содержание темы «Гидролиз» в школьном курсе химии различных авторских линий.
2. Изучить возможность использования методик проблемного обучения при изучении процессов гидролиза в школьном курсе химии.
3. Разработать методические рекомендации по изучению темы «Гидролиз органических и неорганических веществ» на уроках химии в 11 классе.
4. Оценить эффективность использования подобных методик при изучении темы «Гидролиз солей» в 11 «А» классе МБОУ СШ №53.

Этапы экспериментальной работы

- *подготовительный (поисково-теоретический)*

Данный этап посвящен анализ литературы по проблеме исследования, определение основных направлений исследования, сбору эмпирических данных. Этап связан с выбором и теоретическим осмыслением темы, методологической и теоретической основ исследования и проведения эксперимента.

- *экспериментальный*

На этом этапе предполагается выдвижение гипотезы исследования, разработка плана эксперимента, методики организации работы, планируется реализация программы экспериментальной работы.

• *заключительный (аналитико-обобщающий)*

Данный этап связан с систематизацией накопленного материала, анализом, обработкой результатов, полученных экспериментальным путем, их проверкой, обобщением, формулировкой выводов, оформлением результатов исследования в виде диссертации.

Для достижения поставленной цели были использованы следующие *методы исследования*:

✓ изучение и анализ психолого-педагогической, предметной и методической литературы по исследуемой проблеме;

✓ изучение нормативных и программно-тематических документов в области химии;

✓ анализ содержания учебников по химии авторских линий: О.С. Габриелян, Н.Е. Кузнецова, И.И. Новошинский; Л.М. Кузнецова, Н.С. Ахметов;

✓ наблюдение, анализ индивидуальной, парной и групповой работы учащихся;

✓ проведение экспериментальной работы для проверки эффективности результатов предложенной методики.

Новизна данной исследовательской работы заключается в новом подходе к изучению процессов гидролиза органических и неорганических веществ с использованием методик проблемного обучения. Для формирования навыка составления уравнений реакций гидролиза солей был разработан алгоритм, включающий пошаговую инструкцию.

Структура диссертации отражает логику, содержание и результаты исследования, состоит из введения, двух глав, заключения, списка литературы и приложений. Основной объем диссертации составляет 92 страниц.

Глава 1. Литературный обзор.

1.1. Проблемное обучение как одна из форм развивающего обучения

1.1.1. История возникновения проблемного обучения

Возникновение концепции проблемного обучения порождает собой новый этап в развитии дидактики и психологии обучения. В отличие от ранее сложившихся подходов эта концепция привнесла в теорию и практику образования систему формирования творческих способностей учащихся, а не просто отдельные приемы активизации познавательных интересов, мышления и т.д. Мыслительная деятельность необходима не только для решения уже поставленных, сформулированных задач (например, школьного типа). Она необходима и для самой постановки задач, для выявления и осознания новых проблем [1].

Идея проблемности в обучении имеет исторические и научно-теоретические корни.

История развития идей проблемного обучения состоит из трех этапов:

1) Этап зарождения.

К историко-педагогическим предпосылкам проблемного обучения относятся идеи активизации обучения, которые высказывались учеными на протяжении всего становления и развития педагогики и даже еще до оформления ее в самостоятельную научную дисциплину (к примеру, майевтика Сократа). Эвристический метод Сократа обучения в виде бесед можно считать предвестником проблемного обучения. Позже основные направления будущего «проблемного обучения» разрабатывал ЖЖ. Руссо, немецкий педагог А. Дистерверг, наши соотечественники Н. И. Пирогов, К. Д. Ушинский, Л. Н. Толстой. В то время это направление педагогики получило название эвристических бесед. Эвристический или проблемный метод обучения возможен в любых видах учебного процесса. Каждый из

исследователей при этом преследовал разные цели – от гуманистических (свободное самораскрытие природных дарований ребенка – у Ж.Ж Руссо и И. Г. Песталоцци), до утилитарно-прагматических (формирование навыков практического мышления для улучшения подготовки учащихся к будущему профессиональному труду – у разработчиков исследовательского метода). Однако у этих разных направлений существует общее: принцип природосообразности и культуросообразности обучения и воспитания [1]. Прогрессивные педагоги прошлого справедливо возражали против тотальной вербализации, присущей догматическому обучению, смысл которого заключен в механическом заучивании словесных конструкций.

Сторонники этих идей, считали, что самое важное при реализации проблемного обучения – поставить учащегося в ситуацию затруднения, озадачить его, вызвать интерес. Однако педагоги прошлого не оставили нам принципов разработки проблематизированной системы содержания, средств управления творческой деятельностью учащихся, описания качественных особенностей учебных проблем. Тем не менее, в их наследии можно найти ряд высказываний: «Плохой учитель преподносит истину, хороший – учит ее находить», «То, что человек не приобрел путем своей самостоятельности – не его». (А. Дистерверг) [1].

2) Этап развития.

Подлинной психологической основой концепции проблемного обучения стала теория мышления как продуктивного процесса, выдвинутая Рубинштейном [2]. Его теория была развита и конкретизирована его учениками и последователями (А. В. Брушлинский, А. М. Матюшкин, К. А. Славская), в том числе применительно к вопросам проблемного обучения (И. Я. Ильницкая, Л. В. Путляева, И. С. Якиманская). Центральное положение теории мышления как продуктивного процесса: «Мышление обычно начинается с проблемы или вопроса, с удивления или недоумения, с

противоречия. Этой проблемной ситуацией определяется вовлечение личности в мыслительный процесс...» [2].

Согласно теории Пиаже, возраст между 5-7 годами знаменует собой переход от дооперационального мышления к мышлению на уровне конкретных операций. Ребенок оказывается в состоянии устанавливать причинно-следственные связи, а также с помощью логических рассуждений согласовывать изменения, происходящие с объектами.

Л. С. Выготский определил два уровня когнитивного развития. Первый уровень – это уровень актуального развития ребенка, определяемый его способностью самостоятельно решать задачи. Второй уровень – это уровень потенциального развития, определяемый характером задач, которые ребенок мог бы решить под руководством взрослых или в сотрудничестве с более компетентными сверстниками. Расстояние между двумя этими уровнями Л. С. Выготский назвал зоной ближайшего развития [3]. Л. С. Выготский призвал педагогов, ориентироваться при построении учебного процесса на ближайшую перспективу в развитии своих учащихся. Необходимо давать им учебный материал чуть более сложный, чем они в состоянии усвоить самостоятельно; предлагать задачи, которые сегодня школьники могут решить только с помощью учителя и т.д. Только так, по мнению Л. С. Выготского, обучение может вести за собой развитие.

Идеи Л. С. Выготского о функции обучения в развитии ребенка получили свое продолжение в работах А. Н. Леонтьева, С.Л. Рубинштейна, А.В. Запорожца и других отечественных психологов, обосновавших деятельностный подход к обучению. В соответствии с данным подходом учебная деятельность, представляющая собой систему взаимосвязанных учебных действий, является формой психического развития ребенка, формой реализации его способностей [4]. Идеи Л. С. Выготского, А. Н. Леонтьева, С. Л. Рубинштейна получили дальнейшее развитие в работах Д. Б. Эльконина,

В. В. Давыдова, Л. В. Занкова и др. В 60-е годы ими были разработаны концепции развивающего обучения, на основе которых проводились экспериментальные исследования в школе. В основе отечественных концепций лежат идеи, предусматривающие специально организованное, целенаправленное, заранее просчитываемое, планируемое развитие детей (Л. С. Выготский, В. В. Давыдов, Д. Б. Эльконин, Л. В. Занков).

Построение учебных предметов в классах, работающих по системе Давыдова – Эльконина, осуществляется на основе следующих положений [5].

- Усвоение знаний, носящих общий и абстрактный характер, предшествует знакомству учащихся с более частными и конкретными знаниями.
- Знания усваиваются учащимися в процессе анализа их происхождения.
- Учащиеся должны, прежде всего, обнаружить в учебном материале существенное, всеобщее отношение, определяющее содержание и структуру объекта этих знаний.
- Это отношение учащиеся воспроизводят в особых предметах, графических или буквенных моделях, позволяющих изучать его свойства в чистом виде.
- Учащиеся конкретизируют всеобщее отношение объекта в системе частных знаний о нем, обеспечивая мысленные переходы от всеобщего к частному и обратно.
- Учащиеся должны уметь переходить от выполнения действий в умственном плане к выполнению их во внешнем плане и обратно.

3) Современный этап.

За последнее время на основе психологических исследований проблемной ситуации и решения задач разрабатываются методы проблемного обучения школьников. Элементы проблемного обучения на курсах естественно - научных циклов дисциплин, направлены на то, чтобы поставить учащегося в положение первооткрывателя, исследователя некоторых посильных для него проблем. Хотя мышление и не сводится к решению задач (проблем), лучше всего формировать его именно в ходе решения задач, когда ученик наталкивается на посильные для него проблемы и вопросы и формулирует их. Например, ученик решает серию задач и в результате сам открывает новую для себя (конечно, не для человечества) теорему, лежащую в основе решения всех этих задач. Психологическая наука приходит к выводу, что не нужно устранять всех трудностей с пути ученика. Лишь в ходе их преодоления он сможет сформировать свои умственные способности [6].

Учить детей с помощью элементов проблемного обучения труднее, чем просто сообщать им отдельные факты и закономерности. В течение последних десяти лет многие творческие учителя стараются так организовать образовательный процесс, чтобы учить детей критически мыслить. Психологи и педагоги рекомендуют следующие шесть техник обучения, нацеленные на развитие мышления учащихся:

- Вспоминание: восстановление в памяти фактов, представлений и понятий.
- Воспроизведение: следование образцу или алгоритму.
- Обоснование: подведение частного случая под общий принцип или понятие.

- Реорганизация: преобразование исходных условий задачи в новую проблемную ситуацию, позволяющую найти оригинальное решение.
- Соотнесение: связывание вновь приобретаемых знаний с усвоенными ранее или с личным опытом.
- Рефлексия: исследование самой мысли и причин ее появления.

[7].

1.1.2. Сущность проблемного обучения

Проблемное обучение – это тип развивающего обучения, в котором сочетаются систематическая самостоятельная поисковая деятельность учащихся с усвоением ими готовых выводов науки, а система методов построена с учетом целеполагания и принципа проблемности; процесс взаимодействия преподавания и учения ориентированы на формирование познавательной самостоятельности, устойчивых мотивов учения и мыслительных способностей в ходе усвоения ими научных понятий и способов деятельности [8].

Проблема (греч.) – сложный вопрос, задача, требующие разрешения, исследования [9]. Важной предпосылкой успешного решения проблемы служит её правильная постановка. Неверно поставленная проблема или псевдопроблема уводят в сторону от разрешения подлинных проблем [10].

Проблемы делятся на естественные и специальные, преднамеренно создаваемые (научные и учебные), производственные, общественные, воспитательного характера [10].

При отборе основных типов проблем для обучения необходимо исходить из реальных ситуаций и задач, возникающих как в самой изучаемой науке, так и вне ее, чтобы ими мотивировать необходимость дальнейшего развития знаний. В последнем случае подобные исследования часто начинаются с поиска языка для описания рассматриваемой ситуации, изучаемого объекта, построения его модели. Построенная модель подлежит затем исследованию с помощью соответствующей теории (если она уже построена). Или для этой цели необходимо дальнейшее развитие теоретических знаний, построение теории изучаемого объекта. И, наконец, построенная теория с помощью различных интерпретаций применяется к новым объектам.

Выделяют три основных типа учебных проблем, приближающих или уподобляющих процесс обучения, процессу исследования [11]:

1) Проблема построения моделей. Решение проблем первого типа дает новые знания.

2) Проблема исследования различных классов моделей. Этот тип проблем состоит в исследовании результата решения проблемы первого типа. Результатом решения проблем второго типа является дальнейшее развитие системы теоретических знаний путем включения в нее новых «маленьких теорий». Решение проблем второго типа приводит полученные знания в систему.

3) Связан с применением новых теоретических знаний, полученных в результате решения проблем второго типа, в новых ситуациях, существенно отличающихся от тех, в которых приобретены эти знания. Результатом решения проблем третьего типа является перенос знаний на изучение новых объектов. Решение проблем третьего типа раскрывает новые возможности применения системы знаний.

Применить закономерности развития и разрешить имеющиеся противоречия учителю помогают требования принципа проблемности: [12]

- выявлять и учитывать уровни развития интеллектуальной сферы учащихся;
- учебно-воспитательный процесс должен быть направлен на развитие у учащихся творческих способностей, познавательных умений и других составляющих интеллектуальной сферы;
- с учетом реальных учебных возможностей учащихся создавать проблемные ситуации, решать учебные и другие проблемы;

- структурировать взаимодействие учителя и учащихся в соответствии с логикой проблемного обучения;
- систематически осуществлять анализ результативности педагогических воздействий по развитию интеллектуальной сферы.

Проблемное обучение – это современный уровень развития дидактики и педагогической практики. Оно является эффективным средством общего развития учащихся. «Проблемным оно называется не потому, что весь учебный материал учащиеся усваивают только путем самостоятельного решения проблем и «открытия» новых понятий. Здесь есть и объяснение учителя, и репродуктивная деятельность учащихся, и постановка задач, и выполнение упражнений. Но организация учебного процесса базируется на принципе проблемности, а систематическое решение учебных проблем – характерный признак этого типа обучения. Поскольку вся система методов при этом направлена на общее развитие школьника, его индивидуальных способностей, проблемное обучение является подлинно развивающим обучением» [13].

Т. В. Кудрявцев в 1984 году выделил 4 уровня проблемного обучения:

- 1) Проблемное изложение, при котором учитель строит свое сообщение в форме воспроизведения логики поиска, выдвижение гипотезы, их обоснования и проверки, а также оценки полученных результатов.
- 2) Создание учителем проблемной ситуации, а проблема формируется и разрешается учащимися с помощью учителя.
- 3) Проблема формируется и решается самостоятельно учащимися.
- 4) Учащийся сам усматривает проблему и решает ее.

Чуть позже проблемное обучение стали классифицировать по - другому, с делением на нескольких уровней: проблемная задача, проблемный вопрос, проблемная ситуация и проблемный урок.

Проблемный вопрос может входить в структуру проблемной задачи и выполнять функцию ее требования, выступать как самостоятельная форма мысли, требующая ответа. Проблемный вопрос отличается от информационного тем, что он ориентирован на противоречивую ситуацию и побуждает к поиску неизвестного, нового знания [1].

Проблемные вопросы и проблемные задачи порождают в сознании проблемные ситуации. Это познавательные затруднения субъекта, преодолеть которые можно лишь путем поиска новых знаний или особое психическое состояние. Уровень проблемного обучения определяется сложностью проблемных ситуаций. Творческая деятельность ученика может быть организована и на сравнительно простой проблеме, следовательно, рассматривая градации уровней, можно не учитывать уровень сложности проблемы. В практической деятельности педагог увязывает уровень проблемы с привычным для него распределением учебного материала по темам и вопросам.

Постановка учебной проблемы – это формулирование вопроса для исследования, который иногда воспроизводит формулировку темы урока, а бывает и совсем с ней не совпадает.

Поставить учебную проблему можно двумя принципиально разными путями [14]:

1. Имитировать научное творчество (сокращенный).
2. В точности повторить этап постановки проблемы в науке (классический). Классический путь к учебной проблеме лежит в создании проблемной ситуации.

Проблемная задача – это единица содержания проблемного обучения, а само это содержание – это система проблемных задач. Проблемная задача содержит в себе элементы, находящиеся в противоречивых отношениях, как между собой, так и с наличными знаниями учащихся. Структура проблемной задачи характеризуется тремя компонентами: данные (условия), требование и искомое (неизвестное) [1]. Основными элементами учебной задачи являются «известное» и «неизвестное» для ученика. Психологическая суть учебной проблемы состоит в том, что она является содержанием проблемной ситуации, возникающей в процессе учебной деятельности школьника. Она несет в себе новые для ученика знание и способы его усвоения и определяет структуру мыслительного процесса. Учебная проблема формулируется в виде задачи, задания, вопросов. Задача или вопрос становятся проблемными при наличии противоречия между знанием и незнанием, когда содержание указывает направление поиска и есть достаточно опорных знаний для решения проблемы [1].

Проблемная ситуация – это «особый вид мыслительного взаимодействия субъекта и объекта; характеризуется таким психическим состоянием, возникающим у субъекта (учащегося) при выполнении им задания, которое требует найти (открыть или усвоить) новые, ранее не известные субъекту знания или способы действия» [14].

Психологическая структура проблемной ситуации включает:

- а) познавательную потребность, побуждающую человека к интеллектуальной деятельности;
- б) неизвестное достигаемое знание или способ действия;
- в) интеллектуальные возможности человека, включающие его творческие способности и прошлый опыт [14].

Проблемная ситуация является одним из главных средств активизации учебной деятельности учащихся. Проблемная ситуация возникает чаще всего тогда, когда имеется несколько вариантов решения при ограниченной информации, исходных данных.

В зависимости от эмоциональной реакции учеников проблемные ситуации делятся на две группы: «с удивлением» и «с затруднением» [15].

В основу *проблемной ситуации «с удивлением»* можно заложить разные противоречия. Одно из них создается одновременным предъявлением двух противоречивых положений, фактов, мнений или теорий.

В типе *проблемной ситуации «с затруднением»* лежит противоречие между необходимостью и невозможностью выполнить требование учителя.

При столкновении школьников с противоречием, они испытывают чувство удивления или затруднения. Учебная мотивация родилась. Учитель может сам поставить проблему или это делают ученики. Для облегчения задачи необходимо развернуть побуждающий диалог – стимулирующие вопросы и побудительные предложения, помогающие ученикам сначала осознать противоречие, а затем сформулировать учебную проблему.

Сокращенный путь к учебной проблеме – подводящий диалог. Это система сильных ученику вопросов и заданий, которые постепенно приводят ученика к открытию нужной мысли. В его структуру входят репродуктивные задания. Последний вопрос учителя обобщающий. Как создаются проблемные ситуации? Общее правило: выявляются противоречия в информации, способах действий, определяются причинно-следственные связи. Назовем ряд противоречий: есть факт и необходимость его объяснить; противоречие между житейским представлением и научным толкованием фактов; противоречия, связанные с необходимостью

применения знаний в конкретных условиях; противоречия, связанные с ограниченностью исходных данных.

Осознание характера затруднения, недостаточности имеющихся знаний раскрывает пути его преодоления, состоящие в поиске новых знаний, новых способов действий, а поиск – это компонент процесса творческого мышления. Без такого осознания не возникает потребности в поиске, а, следовательно, нет и творческого мышления [15].

Таким образом, не всякое затруднение вызывает проблемную ситуацию. Оно должно порождаться недостаточностью имеющихся знаний, и эта недостаточность должна быть осознана учащимися. Однако и не всякая проблемная ситуация порождает процесс мышления. Он не возникает, в частности, когда поиск путей разрешения проблемной ситуации непосилен для учащихся на данном этапе обучения в связи с их неподготовленностью к необходимой деятельности. Это чрезвычайно важно учесть, чтобы не включать в учебный процесс непосильных задач, способствующих не развитию самостоятельного мышления, а отвращению от него и ослаблению веры в свои силы.

Брушлинский (1983 год) выделяет два типа проблемных ситуаций: первичная (возникает тогда, когда обучаемый, наталкиваясь на противоречие, еще не осознает его, хотя и испытывает при этом недоумение, изумление, познавательный дискомфорт) и вторичная (проблема осознана и четко сформулирована) [6].

Требования к проблемным ситуациям: [14]

- решение проблемной ситуации должно быть ориентировано на максимальную самостоятельность и творческую деятельность обучаемого;
- проблема должна соответствовать учебной информации, которую познает обучаемый, а также уже имеющейся у него информации.

- проблемная ситуация должна создавать достаточную трудность в ее решении и в то же время быть посильной, тем самым способствуя формированию потребностей в ее решении;
- основу проблемной ситуации должна составлять противоречивость информации;
- проблемная ситуация в процессе ее решения должна порождать потребность в рассмотрении новых ситуаций, связанных с рассматриваемой;
- формулировка проблемной ситуации должна быть максимально ясной и свободной от непонятных для обучаемых слов и выражений;
- проблемная ситуация должна базироваться на основных дидактических принципах обучения (научности, систематичности и т. д.);
- проблемная ситуация должна бросать вызов любознательности обучающихся.

Педагогика в умственных операциях от возникновения проблемной ситуации до решения проблемы усматривает следующие этапы [6]:

1. возникновение проблемной ситуации;
2. осознание сущности затруднения и постановки проблемы;
3. нахождение способа решения путем догадки или выдвижения предположений и обоснование гипотезы;
4. доказательство гипотезы;
5. проверка правильности решения.

Приемы создания проблемной ситуации: [15]

- Предъявить противоречивые факты.
 - а) обнажить житейское представление.
 - б) предъявить научный факт.

Мельникова Е. Л. предлагает создать проблемные ситуации в виде соответствующих проблемных вопросов:

(Таблица №1)

№ приема проблемной ситуации	Осознание противоречия	Формулировка проблемы
1	Какие вы видите факты?	Какой вопрос возникает?
2	Вы как думали? Как на самом деле?	Сформулируйте проблему. Что нам известно?
3	Можете ли вы выполнить задание? Почему?	Какова будет цель (тема) урока?

Основными способами создания проблемных ситуаций являются:

- сообщение информации (опорные знания);
- сопоставление фактов (с одной стороны,... с другой, ...);
- анализируются факты, явления,
- ставятся вопросы, предъявляются задания и т.д.

1.1.3. Основные формы проблемного обучения

В отечественной педагогике различают три основные формы проблемного обучения [9]:

1) проблемное изложение учебного материала в монологическом режиме лекции, либо диалогическом режиме семинара. При этом преподаватель сам ставит проблемные вопросы, сам выстраивает проблемные задачи и сам их решает. Учащиеся лишь мысленно включаются в процесс поиска решения. Например, в начале лекции «Гидролиз солей» ставится проблема: «Почему карбонат натрия окрашивает лакмусовую бумагу в синий цвет?», но лектор не дает готового ответа, а рассказывает, как наука шла к этой истине, сообщает о гипотезах и опытах, которые делались для проверки этих гипотез [9].

Исследователи-педагоги считают, что для активизации мыслительной деятельности учащихся и эффективности обучения уроки должны строиться по принципу логических (мыслительных) заданий. Проблемное обучение ставит своей целью так освещать учебные вопросы, чтобы с необходимостью вызывать самостоятельную мыслительную деятельность учащихся, а через нее обеспечивать активное, целенаправленное внимание, восприятие, запоминание и т.д. К этому ведет такое изложение материала, когда учитель лишь сообщает фактический материал, описывает явления с тем, чтобы учащиеся сами нашли его сущность (причины, закономерные связи, значения), сделали необходимые выводы, опираясь на уже имеющиеся у них знания, жизненный опыт, применили их к решению поставленных вопросов и задач;

2) частично - поисковая деятельность при выполнении эксперимента, на лабораторных работах, в ходе проблемных семинаров, эвристических бесед. Преподаватель продумывает систему проблемных

вопросов, ответы на которые опираются на имеющуюся база знаний, но при этом не содержатся в прежних знаниях. Такие вопросы должны вызывать интеллектуальные затруднения учащихся и целенаправленный мыслительный поиск. Преподаватель должен придумать возможные «косвенные подсказки» и наводящие вопросы, он сам подытоживает главное, опираясь на ответы учеников.

Частично - поисковый метод обеспечивает продуктивную деятельность третьего и четвёртого уровня (применение, творчество) и третий и четвёртый уровень знаний (знания-умения, знания-трансформации) в отличие от традиционного объяснительного и репродуктивного обучения, когда формируются лишь знания-знакомства и знания-копии [9].

Проблемный семинар можно провести в форме теоретической игры, когда небольшие рабочие группы, организованные на базе группы (класса) учащихся, доказывают друг другу преимущества своей концепции, своего метода. Решение серии проблемных задач может быть вынесено на практическое занятие, посвященное проверке или оценке определенной теоретической модели или методики, степени их пригодности в данных условиях;

3) самостоятельная исследовательская деятельность, когда учащиеся самостоятельно формулируют проблему и решают ее (в курсовой или дипломной работе, научно-исследовательской работе с последующим контролем преподавателя, что обеспечивает продуктивную деятельность 4-го уровня — творчество и 4-й уровень наиболее эффективных и прочных «знаний-трансформаций» [9].

Наибольшая эффективность проблемного подхода реализуется через научно-исследовательскую работу. При выполнении научной работы учащийся или студент проходит все этапы формирования

профессионального мышления, в то время как на отдельной лекции, семинаре или практическом занятии преследуется одна или ограниченная группа целей проблемного обучения [1].

Нельзя не отметить, что применение этих приемов требует от учителя высокой квалификации и постоянного внимания к оценке результатов мыслительной деятельности учащихся. Поскольку у учащихся, особенно в средних классах, еще не сформировались системы оценки правильности решения задач и ответов на вопросы, оценкам и коррективам учителя здесь принадлежит ведущая роль. Ведь ученик может оценить как правильный ошибочный или только частично верный ответ. В таком случае система подкрепления все равно может включиться, что приведет к фиксации в памяти неправильного хода решения. То же самое может произойти, если учитель по невнимательности подкрепляет своим одобрением неправильный или не вполне точный ответ ученика.

1.2. Гидролиз органических и неорганических веществ

Гидролиз – это химическая реакция ионного обмена между водой и растворённым в ней веществом с образованием слабого электролита.

Гидролизом называется процесс разложения веществ водой (греч. *hydor* — вода и *lysis* — разложение) [16].

Гидролиз имеет большое значение в природе и жизни человека. Так, например, переваривание пищи — это и есть процесс гидролиза. Белки пищи под действием ферментов гидролизуются до аминокислот, сложные углеводы до глюкозы и других моносахаридов, жиры — до глицерина и жирных кислот. Еще в древности люди научились проводить процесс гидролиза жиров с целью получения мыла [16].

1.2.1. Гидролиз неорганических веществ (солей).

Если рассматривать соль как продукт нейтрализации основания кислотой, то можно теорию гидролиза солей основывать на делении солей на четыре группы и определением приближённого значения рН растворов ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$ или $\text{pH} = 7$). При рассмотрении темы «Гидролиз солей» главным критерием отнесения соли к гидролизующимся или негидролизующимся служит испытание раствора соли индикатором.

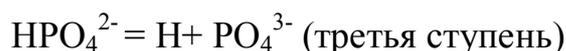
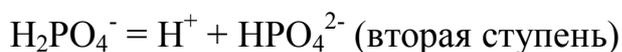
Например, известно, что раствор хлорида бария (а также нитрата бария) применяемыми в школах индикаторами (фенолфталеин и лакмус) не окрашивается. Поэтому учащиеся могут сделать вывод, что эти соли не гидролизуются. Объяснение состоит в том, что ионы бария (как и соответствующие анионы этих солей) негидролизуются.

1. Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой

Рассмотрим процесс гидролиза такого типа солей на примере фосфата натрия [16].

Фосфат натрия образован сильным основанием — гидроксидом натрия, и слабой ортофосфорной кислотой.

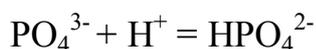
В водном растворе диссоциация фосфорной кислоты протекает ступенчато, причем степень диссоциации при переходе от одной ступени к другой резко уменьшается.



Диссоциация многоосновной кислоты протекает главным образом по первой ступени, по второй ступени — в меньшей степени и лишь в незначительной степени - по третьей.

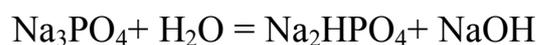
Все соли — сильные электролиты. В водных растворах они полностью диссоциируют на катионы и анионы. Кроме них в растворе есть ионы H^+ и OH^- , образующиеся вследствие диссоциации молекул воды.

При растворении в воде фосфата натрия в раствор переходят ионы Na^+ и PO_4^{3-} , но фосфат - анионы связываются находящимися в растворе ионами водорода



При этом в растворе образуется избыток гидроксид - ионов, определяющих щелочную реакцию среды.

Запишем молекулярное уравнение протекающей реакции.



С молекулой воды прореагировал фосфат-анион, т. е. гидролиз прошел по аниону.

Аналогично, растворы и других солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием, имеют щелочную реакцию среды.

2. Соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой

Примером такой соли может служить хлорид алюминия [16].

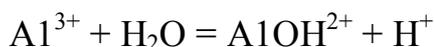
Эта соль образована слабым основанием — гидроксидом алюминия.

Диссоциацию гидроксида алюминия можно представить следующим образом:



На третьей ступени диссоциации равновесие практически полностью смещено в сторону образования гидроксокатиона алюминия.

В водном растворе AlCl_3 полностью диссоциирует. Образующиеся при этом катионы алюминия взаимодействуют с водой:



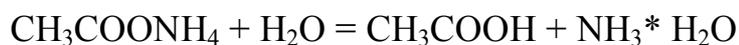
В растворе образуется избыток ионов водорода, определяющих кислую среду раствора:



С молекулой воды прореагировал катион алюминия, т. е. гидролиз прошел по катиону.

3. Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой

Соли такого типа подвергаются гидролизу и по катиону, и по аниону [16].

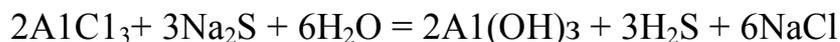


Среда в растворах солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой, зависит от силы образующихся в результате гидролиза кислоты и основания и может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной.

Для некоторых солей слабого основания и слабой кислоты гидролиз протекает необратимо [16].



Если же катионы алюминия и сульфид - анионы встретятся в растворе, например, при сливании растворов AlCl_3 и Na_2S , то тоже будет наблюдаться выпадение осадка и выделение газа — пройдет совместный гидролиз.



4. Соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой.

Соли этого типа гидролизу не подвергаются. Среда раствора таких солей — нейтральная.

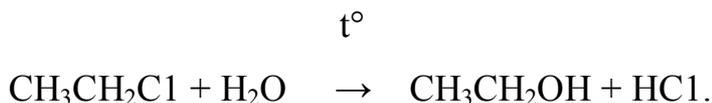
1.2.2. Гидролиз органических веществ.

1.2.2.1. Гидролиз галогензамещенных углеводородов

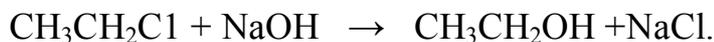
Гидролизу подвергаются только хлор-, бром- и иодзамещенные углеводороды, причем скорость гидролиза увеличивается в ряду [17].



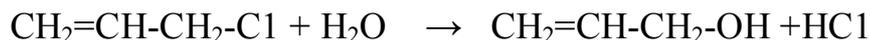
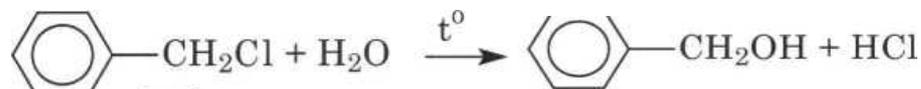
Моногалогеналканы обратимо реагируют с водой, при этом образуются спирты:



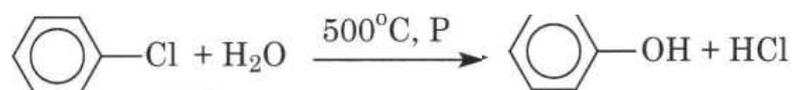
Для увеличения выхода спиртов выделяющийся галогеноводород связывают щелочью. Процесс щелочного гидролиза галогеналканов протекает необратимо:



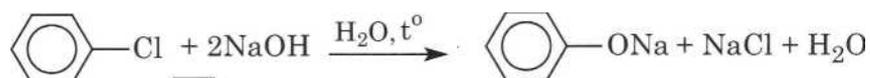
Бензилгалогениды и *аллилгалогениды* гидролизуются водой при кипячении практически необратимо:



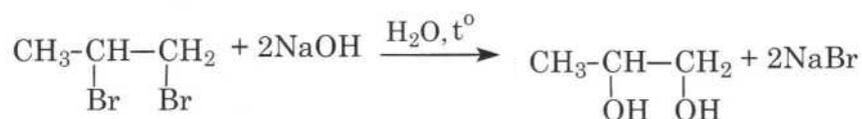
Галогенарены вступают в реакцию гидролиза в очень жестких условиях. Так, водный гидролиз хлорбензола протекает при высокой температуре и высоком давлении:



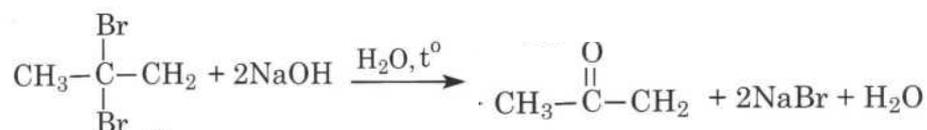
Щелочной гидролиз хлорбензола проводят при более низких температурах в присутствии различных катализаторов, продуктом реакции в этом случае является не свободный фенол, а фенолят натрия:



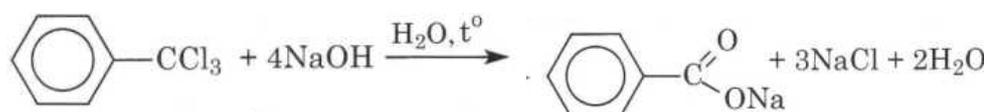
Щелочной гидролиз *дигалогеналканое*, в которых атомы галогена находятся у разных атомов углерода, приводит к образованию двухатомных спиртов.



Если атомы галогена стоят у одного атома углерода (геминально замещенные дигалогеналканы), то в процессе щелочного гидролиза этих соединений образуются карбонильные соединения. В том случае, если атомы галогена стоят у первичного атома углерода, образуются альдегиды:



При щелочном гидролизе соединений, содержащих *три атома галогена* при одном атоме углерода, образуются соли карбоновых кислот:



1.2.2.2. Гидролиз алкоголятов

Алкоголяты — соединения общей формулы R - OM, где R — алкил, а M — катион металла. Алкоголяты щелочных и щелочноземельных металлов подвергаются необратимому гидролизу при взаимодействии с водой [17].



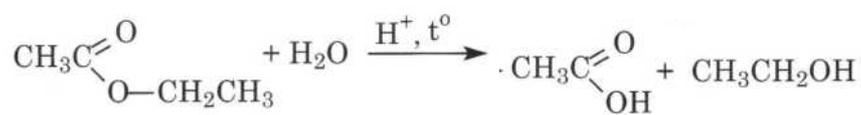
Спирты можно рассматривать как очень слабые кислоты, кислотные свойства которых выражены даже слабее, чем у воды. Алкоголяты можно считать солями этих кислот.

Вода, как более сильная кислота, вытесняет спирты из их солей.

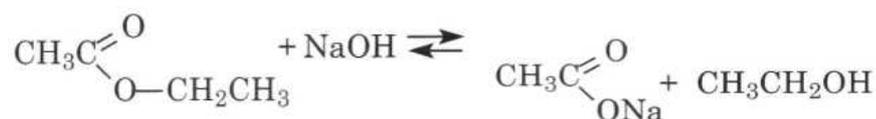
Фенолы являются более сильными кислотами, чем вода. Поэтому феноляты хотя и подвергаются обратимому гидролизу, но не разлагаются полностью водой.

1.2.2.3. Гидролиз сложных эфиров и других производных кислот

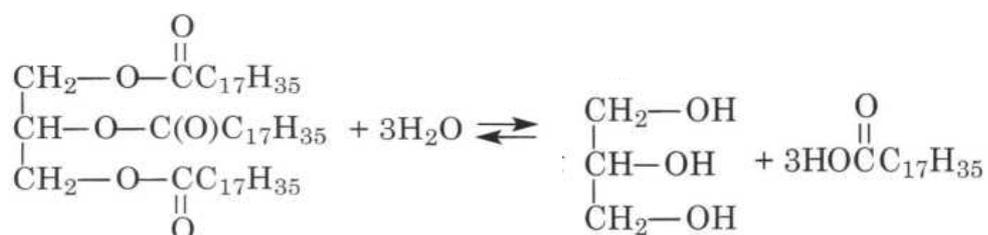
Гидролиз сложных эфиров проводят как в присутствии щелочей, так и в присутствии кислот. Кислотный гидролиз сложных эфиров — процесс обратимый. Продуктами гидролиза являются соответствующие кислота и спирт [17].



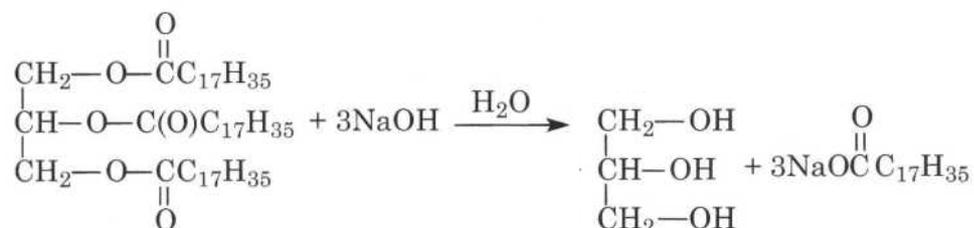
Как и в случае галогеналканов, проведение реакции гидролиза в присутствии щелочи делает этот процесс необратимым. Продуктами гидролиза в этом случае являются соль карбоновой кислоты и соответствующий спирт.



Сложными эфирами глицерина и высших карбоновых кислот являются жиры. Жиры также подвергаются гидролизу. Продукты гидролиза жиров определяются условиями проведения реакции. Гидролиз может проходить в присутствии кислот или ферментов. Продуктами гидролиза в этом случае являются глицерин и высшие кислоты:



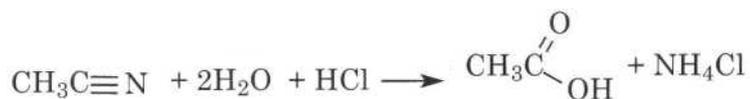
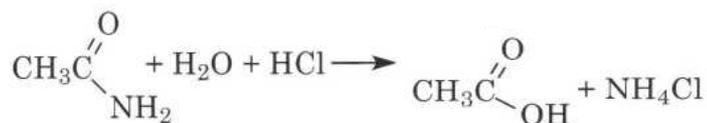
Если же проводить гидролиз жиров в присутствии щелочи, то продуктами реакции будут глицерин и соли жирных карбоновых кислот, так называемые мыла.



По аналогии с гидролизом жиров, процесс щелочного гидролиза всех сложных эфиров называют омылением.

Реакции гидролиза характерны также и для других производных карбоновых кислот, таких как галогенангидриды и ангидриды. Эти соединения легко гидролизуются водой. Продуктами их гидролиза являются соответствующие карбоновые кислоты.

Карбоновые кислоты являются продуктами кислотного гидролиза амидов и нитрилов карбоновых кислот.



1.2.2.4. Гидролиз углеводов

Углеводы подразделяют на моносахариды, дисахариды (их молекулы состоят из двух остатков моносахаридов) и полисахариды (молекулы состоят из многих остатков моносахаридов) [17].

Важнейшими из моносахаридов являются глюкоза, фруктоза, рибоза и дезокси-рибоза.

К дисахаридам относятся, например, сахароза (состоит из остатков α-глюкозы и β-фруктозы), лактоза (молочный сахар), мальтоза (образована двумя остатками α-глюкозы), целлобиоза (образована двумя остатками β-глюкозы) и многие другие вещества.

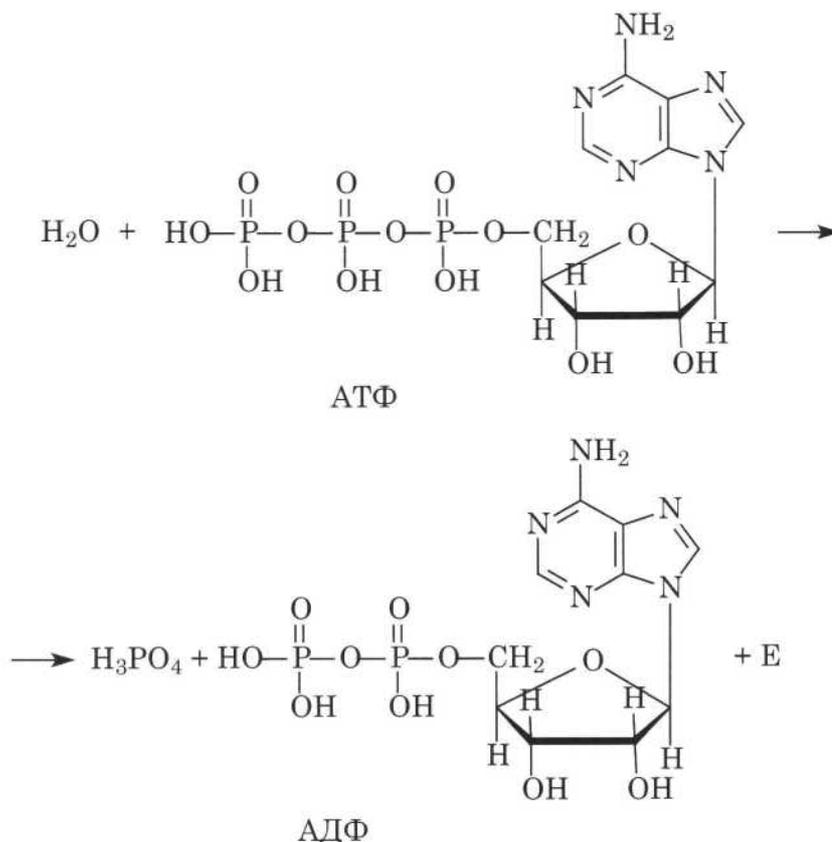
К полисахаридам относятся: крахмал (образован остатками α-глюкозы), целлюлоза (образована остатками β-глюкозы), гликоген, и другие вещества.

При каталитическом действии серной кислоты гидролизу подвергаются дисахариды и полисахариды. Продуктами гидролиза являются соответствующие моносахариды. Так при гидролизе сахарозы образуются глюкоза и фруктоза:

1.2.2.6. Гидролиз АТФ

АТФ — аденозинтрифосфат — соединение, известное как универсальный источник энергии для всех биохимических процессов, протекающих в живых системах. При гидролизе АТФ под действием ферментов отщепляется одна или две молекулы фосфорной кислоты с образованием аденозиндифосфата (АДФ) и аденозинмонофосфата (АМФ) соответственно, и выделяется энергия (E) в количестве, по различным данным, от 40 до 60 кДж/моль. Процесс гидролиза АТФ схематично можно представить следующими реакциями [17].

Отщепление последней фосфатной группы от молекулы АМФ приводит к значительно меньшему высвобождению энергии. Скорость неферментативного гидролиза АТФ в нормальных условиях очень мала, т. е. химически молекула АТФ высокостабильна. Это свойство обеспечивает эффективное сохранение энергии в молекуле АТФ



Глава 2. Экспериментальная часть

Разработка методических рекомендаций по изучению процессов гидролиза с использованием проблемного обучения

Анализ результатов аттестации по химии в форме ЕГЭ показал, что одной из тем школьного курса, вызывающих особые трудности у учащихся является тема «Гидролиз». Больше всего ошибок было выявлено при составлении уравнений реакций гидролиза и при определении кислотности среды раствора гидролизующихся солей.

Анализ различных авторских линий учебников по химии за 11-й класс, а именно: *Габриелян О.С., Кузнецова Н.Е., Новошинский И.И., Кузнецова Л.М., Ахметов Н. С.* показал имеющееся сходство по количеству часов, отводимых на изучение темы «Гидролиз».

(Таблица 2). Сравнение количества учебных часов, отводимое на изучение темы «Гидролиз» в 11 классе.

Класс	О.С. Габриелян	Н.Е. Кузнецова	И.И. Новошинский	Л.М. Кузнецова	Н. С. Ахметов
11	2	2	2	2	2

Как видно, по всем программам на данную тему предусмотрено 2 учебных часа.

2.1. Алгоритм составления уравнений процесса «Гидролиз солей»

Исходя из своего опыта, я предполагаю, что учащимся легче работать при составлении уравнений реакций «Гидролиза», следуя пошаговому алгоритму. Для лучшего усвоения информации, мною был разработан алгоритм составления уравнений реакции «Гидролиза» в виде таблицы, отражающую схему пошаговых действий. По предложенному плану учащиеся могут быстрее и лучше справиться с предложенными заданиями.

(Таблица №3)

Гидролиз солей	
<p>I. Научитесь составлять ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза солей</p> <p>Гидролиз солей – обменная реакция между солями и водой.</p> <p>Гидролизу подвергаются:</p> <ul style="list-style-type: none"> растворимые в воде соли. <p>В реакции обмена участвуют молекулы воды и ионы, образованные слабым электролитом (слабой кислотой – гидролиз по аниону, или слабым основанием – гидролиз по катиону).</p> <ul style="list-style-type: none"> Нерастворимые в воде соли и соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются. 	
Алгоритм	
1. Выберите соль, запишите ее формулу и название.	Na_2CO_3 Карбонат натрия
2. Проверьте растворимость соли в воде.	Карбонат натрия – растворимая в воде соль.
3. Составьте уравнение реакции диссоциации соли, проверьте состав ионов и их заряды.	$\text{Na}_2\text{CO}_3 = 2 \text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ <p style="text-align: center;">катион анион</p>
4. Запишите формулы основания	основание кислота

и кислоты, образующих соль.	NaOH	H ₂ CO ₃
5. Определите силу электролитов.	сильный	слабый
	$n_1 - n = 3 - 2 = 1$	
6. Выпишите формулу иона соли, образованного слабым электролитом, и сделайте вывод.	анион CO ₃ ²⁻ гидролиз идет по аниону.	
7. Запишите краткое ионное уравнение реакции гидролиза по I ступени (с 1 моль НОН). Проверьте равенство зарядов в левой и правой частях уравнения.	CO ₃ ²⁻ + НОН = HCO ₃ ⁻ + ОН ⁻ «2-» = «1-» + «1-»	
8. Составьте полное ионное уравнение реакции, дописав формулы ионов сильного электролита в левую и правую части.	2Na ⁺ + CO ₃ ²⁻ + НОН = 2Na ⁺ + HCO ₃ ⁻ + ОН ⁻	
9. Определите среду раствора.	Среда раствора щелочная	
10. Запишите молекулярное уравнение реакции гидролиза соли.	Na ₂ CO ₃ + НОН = NaHCO ₃ + NaOH	
11. Сделайте вывод.	При гидролизе карбоната натрия Na ₂ CO ₃ получается щелочная среда, так как соль образована сильным основанием NaOH и слабой кислотой H ₂ CO ₃ .	
Справка		
1. Формулы сильных оснований и кислот		
Сильные основания	Сильные кислоты	
	Бескислородные	Кислородсодержащие (кислотные гидроксиды)

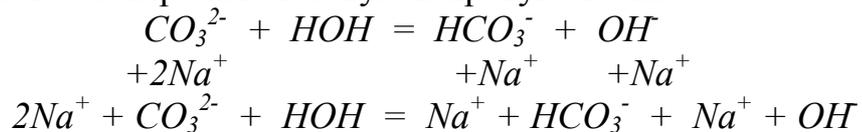
LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ , Ba(OH) ₂	HCl, HBr, HI	H _n ЭO _{n1} , если n ₁ - n ≥ 2
2. Среда раствора определяется наличием ионов H ⁺ или OH ⁻ . Если в растворе находятся ионы OH ⁻ , то среда щелочная; если H ⁺ - среда кислотная.		
II. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза солей:		
В - 1		В - 2
1) MgCl ₂ , CaCO ₃		1) Mg(NO ₃) ₂ , BaSO ₄
2) Сульфид калия		2) Бромид цинка
3) Нитрита железа (II)		3) Сульфата хрома (II)

**2й Вариант (сокращенный) алгоритма по составлению уравнений
реакций гидролиза солей**

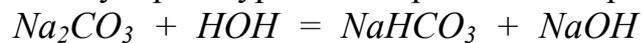
(Таблица №4)

Алгоритм составления уравнений реакций гидролиза солей
1. Выберите соль, запишите ее формулу и название. <i>Na₂CO₃ – карбонат натрия</i>
2. Проверьте растворимость соли в воде. <i>Na₂CO₃ – растворимая в воде соль</i>
3. Составьте уравнение реакции диссоциации соли. <i>Na₂CO₃ = 2 Na⁺ + CO₃²⁻</i>
4. Запишите формулы основания и кислоты, образующих соль. <i>NaOH ← Na₂CO₃ → H₂CO₃</i>
5. Определите силу электролитов. <i>(сильное) NaOH ← Na₂CO₃ → H₂CO₃ (слабое)</i>
6. Выпишите формулу иона соли, образованного слабым электролитом. <i>CO₃²⁻ - гидролиз по аниону</i>
7. Запишите краткое ионное уравнение реакции гидролиза по I ступени (с 1 моль НОН). <i>CO₃²⁻ + НОН = HCO₃⁻ + ОН</i>
8. Определите среду раствора <i>«ОН» - среда щелочная</i>

9. Составьте полное ионное уравнение реакции, дописав формулы ионов сильного электролита в левую и правую части.



10. Запишите молекулярное уравнение реакции гидролиза соли.



Данный алгоритм показал свою высокую эффективность. По предложенному плану учащиеся быстрее и лучше справлялись с предложенными заданиями и меньше делали ошибок.

2.2. Разработка урока по теме «Гидролиз солей» на основе проблемного обучения для учащихся 11 класса

Тема урока: «Гидролиз солей»

Цели урока:

Образовательная:

- закрепление у школьников знаний теории электролитической диссоциации, умение разделять вещества на электролиты и неэлектролиты, определять характер среды по окраске индикатора;
- формирование знаний о гидролизе, как особом свойстве солей;
- доказательство влияния состава соли на направление реакции, и приведение учащихся к выводу о смещении равновесия диссоциации молекул воды, за счет связывания одного из ее ионов ионами соли;
- формирование умений по составу соли (ее природе) прогнозировать реакцию среды.

Воспитательная:

- раскрытие перед учениками на основе проблемного метода обучения научного пути познания через доказательства гипотезы, способствование переходу знаний в убеждения;
- прививание навыков трудолюбия, бережного отношения к реактивам, к природе, эстетических качеств посредством убеждения.

Развивающая:

- развитие умений наблюдать, сравнивать изучаемые явления, выявлять причинно - следственные связи, делать соответствующие выводы на примере свойств солей различной природы, их отношение к воле.

Задачи урока:

1. *Образовательная:*

- сформировать понятие о гидролизе солей;
- углубить знания учащихся об обратимых химических реакциях;

- научить учащихся составлять ионные уравнения гидролиза;
- закрепить практические навыки определения среды раствора.

2. *Развивающая:*

- продолжить развитие таких качеств как умения анализировать, выделять главное в процессе демонстрации опыта, уметь самостоятельно делать выводы, учить строить аналогию.

3. *Воспитывающая:*

- продолжить формирование диалектико-материалистического мировоззрения,
- воспитывать осознанное отношение к своему здоровью и «здоровью» окружающей природы.

Проблемный урок по теме «Гидролиз солей».

Тип урока:

- По дидактической цели - формирование новых знаний.
- По способу организации - проблемный.

Методы обучения:

- Основной - проблемный.

Частные методы и методические приемы:

- фронтальная беседа, воспроизводящая беседа с использованием демонстрационного эксперимента,
- объяснение, лабораторные опыты.

Средства наглядности: таблица растворимости.

Оборудование для эксперимента: штатив с пробирками, растворы лакмуса и фенолфталеина, растворы солей: хлорида натрия, карбоната натрия, хлорида аммония, ацетата аммония.

Межпредметные связи:

- Физика - заряд ионов.
- Биология - процесс гидролиза в организме человека: использование гидролиза при внесении удобрений в почву.

Внутрипредметные связи:

- Теория строения вещества, теория электролитической диссоциации, свойства кислот и оснований, их действия на индикаторы, понятия: электролит, не электролит.

Структурные элементы урока:

I. Восстановление опорных знаний (время 5 минут).

Деятельность учителя

Фронтальная беседа: Дайте определение электролитической диссоциации.

Деятельность ученика

Ученик А: Электролитической диссоциацией называется распад электролита на ионы при растворении в воде или расплавлении.

Деятельность учителя

Какие вещества называются электролитами?

Дайте определение неэлектролитам.

Деятельность ученика

Ученик Б.

Электролиты - вещества, обладающие ионной проводимостью.

Неэлектролиты - это вещества, необладающие ионной проводимостью.

Деятельность учителя

Приведите примеры

- Электролитов,
- Неэлектролитов.

Деятельность ученика

Ученик В.

- соли: NaCl ; K_2SO_4 ; $\text{Al}(\text{NaO}_3)_3$ и т.д.
- кислоты: HCl ; H_2SO_4 ; HNO_3 ; HI .

- щелочи: NaOH; LiOH; Ba(OH)₂
- органические вещества, концентрированные NH₄OH, уксусная кислота (ледяная), кристаллические соли, сахар кристаллический и раствор сахара и т.д.

Деятельность учителя

Перечислите, в каких случаях реакции между растворами - электролитами идут до конца.

Деятельность ученика

Ученик Г.

Реакции между электролитами идут до конца если:

1. Выпадает осадок.
2. Выделяется газ.
3. Образуются молекулы воды или какого либо другого слабого электролита.

II. Формирование знаний, умений, навыков (время 25 минут)

Деятельность учителя

Запишите тему урока: "Гидролиз солей"

Вспомните, какую окраску будут иметь индикаторы в дистиллированной воде: лакмус, фенолфталеин. Проводим эксперимент, доказывающий рассуждения учеников.

Как изменится окраска этих индикаторов, если к их водному раствору прилить раствор кислоты (проводим эксперимент)?

Почему окраска индикаторов изменилась?

Деятельность ученика

Ученик А.

Лакмус - фиолетовую, фенолфталеин - бесцветную.

Ученик Б.

Окраска лакмуса станет красной, а фенолфталеин останется бесцветным. В дистиллированной воде концентрация ионов H^+ и OH^- одинакова и среда поэтому нейтральна. Если прилить раствор кислоты, создается избыток катионов водорода H^+ , которые определяют кислую среду, и окраска индикатора поэтому изменяется.

Деятельность учителя

В две пробирки нальем дистиллированную воду и добавим:

- в первую пробирку лакмус,
- во вторую фенолфталеин.

Среда нейтральная. Затем в обе пробирки добавим раствор щелочи NaOH.

Какие изменения мы наблюдаем? Дайте объяснения.

Деятельность ученика

Ученик В.

Лакмус изменил окраску с фиолетовой на синюю, а фенолфталеин на малиновую. При добавлении к дистиллированной воде щелочи, в растворе создается избыток ионов OH^- , определяющих щелочную среду и окраска индикатора изменяется.

Деятельность учителя

Итак, какой можно сделать вывод на основании проведенного эксперимента:

Деятельность ученика

Ученики А, Б, В

1. В нейтральной среде концентрация ионов H^+ и OH^- одинакова, поэтому лакмус имеет фиолетовую окраску, а фенолфталеин - бесцветную.
2. В кислой среде имеется избыток ионов H^+ . поэтому лакмус приобретает красную окраску, а фенолфталеин остается бесцветным.
3. В щелочной среде имеется избыток гидроксид-ионов OH^- , поэтому лакмус изменяет окраску на синюю, а фенолфталеин становится малиновым.

Деятельность учителя

Нальем в две пробирки раствор хлорида натрия. Как вы думаете какую окраску будут иметь лакмус и фенолфталеин в растворе этой соли? Почему?

Деятельность ученика

Ученик Г.

Лакмус - фиолетовую.

Фенолфталеин - бесцветную.

При диссоциации соли



ионов H^+ и OH^- , определяющих среду, не образуется, поэтому среда должна быть нейтральной.

Деятельность учителя

Ваши рассуждения подтвердим экспериментом. Прильем к раствору соли в первую пробирку раствор лакмуса, во вторую раствор фенолфталеина. Действительно среда в обеих пробирках нейтральная. Нальем в две пробирки раствор карбоната натрия. Как вы думаете, будет ли изменяться окраска индикаторов в растворе этой соли? Проведем эксперимент. Вы видите, что в первой пробирке лакмус изменил окраску на синюю, а во второй фенолфталеин на малиновую.

(У школьников возникло противоречие с имеющимися знаниями - учителем создана проблемная ситуация, которую следует решить).

Следовательно, раствор Na_2CO_3 имеет щелочную среду.

Кто может дать объяснение этому факту?

Деятельность ученика

Ученик Б

Раствор Na_2CO_3 имеет щелочную среду, т.к. в растворе соли присутствуют избыток гидроксид – ионов.

Деятельность учителя

Это правильно.

- Но попробуйте объяснить появление избытка ионов OH^- в растворе соли. Затрудняетесь? Давайте вспомним, из чего состоит раствор?
- Что в данном случае является растворителем и растворенным веществом?
- Подумайте еще раз, как объяснить избыток гидроксид - ионов в растворе Na_2CO_3 ?
- Проводим опыт: наливаем в две пробирки воду и испытываем ее индикатором. Изменилась ли окраска индикатора?

Деятельность ученика

Раствор включает в себя растворитель и растворенное вещество.

Растворитель \rightleftharpoons вода, а растворенное вещество \rightleftharpoons соль.



соль образована сильным основанием (NaOH) и слабой кислотой (H_2CO_3).

Деятельность учителя

Напишите диссоциацию воды

Деятельность ученика



Деятельность учителя

Ребята, процесс диссоциации воды - равновесный процесс, поэтому это равновесие можно сдвигать в ту или иную сторону. Для сдвига равновесия требуются определенные условия. Как вы думаете, в нашем примере, что может оказать влияние на сдвиг равновесия диссоциации воды?

Деятельность ученика

Ученик Б

На сдвиг равновесия диссоциации воды может повлиять избыток протонов и гидроксид анионов.

Деятельность ученика

Раствор лакмуса изменил окраску на красную, а фенолфталеин остался бесцветным.

Раствор хлорида аммония имеет кислую среду.



Соль образована слабым основанием

(NH_4OH) и сильной кислотой (HCl).

Ионы хлора Cl^- не могут сместить равновесие диссоциации воды, т.к. HCl сильный электролит и существует только в виде ионов. NH_4^+ ионы, свяжут гидроксид-ионы в слабый электролит NH_4OH , и в свободном виде будут находиться катионы водорода, которые и определяют кислую среду.



Деятельность учителя

Наши рассуждения совпадают с результатами опытов, следовательно, выдвинутая вами гипотеза, что частицы соли, связывая частицы воды, смещают равновесие диссоциации воды и в результате этого накапливаются ионы, определяющие среду.

Запишите уравнение реакции в молекулярном виде.

В две пробирки нальем раствор соли $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ - ацетат аммония, и прильем в первую - лакмус, а во вторую - фенолфталеин.

- Какие изменения мы наблюдаем?

Напишем уравнение диссоциации соли:



- Какова природа соли?

Давайте выясним, почему индикаторы показали нейтральную среду

Напишем уравнения реакций: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$

Слабый электролит $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$

Или в общем виде: $\text{NH}_4^+ + \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH}$

Среда нейтральная

В молекулярном виде: $\text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}$

• Вернемся с нами к первому опыту с раствором NaCl, и подумаем, почему и в этом растворе среда нейтральная?

Напишите уравнение диссоциации

соли:

воды:

На основании приведенной записи, какой можно сделать вывод?

Итак, какой общий вывод можно сделать?

Деятельность ученика

Окраска индикаторов не изменилась.

Соль образована слабым основанием (NH_4OH) и слабой кислотой (CH_3COOH).

Очевидно частицы соли NH_4^+ свяжут ионы воды OH^- , а частицы CH_3COO^- свяжут H^+ , поэтому частиц, определяющих среду, в свободном виде не будет и среда будет нейтральная NaCl соль, образованная сильным основанием (NaOH) и сильной кислотой (HCl). Если предположить, что ионы Na^+ свяжут ионы OH^- , то образуется сильный электролит NaOH, который существует в виде ионов Na^+ и OH^- , а HCl так же сильный электролит, диссоциирующий на ионы H^+ и Cl^- . Ионы, определяющие среду H^+ и OH^- , находятся в растворе в равных количествах, и среда будет нейтральной.

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются.



Равновесие реакции смещено в сторону слабого электролита - H_2O , следовательно, возможна обратная реакция нейтрализации, а прямая реакция не идет.



Реакция в этом случае не идет.

Ионы Na^+ не могут связывать частицы OH^- , так как NaOH сильный электролит и может существовать в растворе лишь в виде ионов. Карбонат-ионы связывают H^+ с образованием малодиссоциирующего гидрокарбонат-иона HCO_3^- . При этом в растворе в избытке накапливаются ионы OH^- , определяющие щелочную среду.



Соли могут реагировать с водой, связывая частицы воды. В зависимости от природы соли, среда может быть нейтральная, щелочная или кислая.

Деятельность учителя

Правильно. Сегодня мы с вами познакомились с особыми свойствами солей, которое называется гидролизом. Запишите в тетрадь определение:

Деятельность ученика

Гидролиз \rightleftharpoons реакция обмена между солью и водой, в результате которой наблюдается сдвиг равновесия диссоциации молекул воды, приводящий к накоплению в растворе избытка ионов водорода или гидроксид-ионов, меняющих реакцию среды.

Деятельность учителя

Вспомните, какой характер имеет среда при гидролизе:

- 1) Соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой?
- 2) Соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой?
- 3) Соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой?
- 4) Что можно сказать о взаимодействии с водой солей, образованных сильным основанием и сильной кислотой?

Деятельность ученика

- 1) Среда щелочная.
- 2) Среда кислая.
- 3) Среда нейтральная, или близкая к ней. Гидролиз идет полностью до конца.

4) В этом случае реакция не идет, т.е. эти соли гидролизу не подвергаются.

III. Формирование способов умственных и практических действий с новыми знаниями (время 15 минут)/

Мы с вами выдвинули гипотезу и доказали ее. Теперь давайте ее подтвердим на других примерах. Перед вами на столе находятся растворы следующих солей: KI; K₂S; AlCl₃; (NH₄)₂S.

С помощью индикатора, определите среду каждого раствора, дайте характеристику природе соли.

(Таблица №5). Результаты сведите в следующую таблицу:

Соль	Природа соли	Среда	Механизм процесса
KI	Образована сильным основанием и сильной кислотой	нейтральная	$KI \rightleftharpoons K^+ + I^-$ $KOH \rightleftharpoons K^+ + OH^-$ $K^+ + I^- + HOH \rightleftharpoons K^+ + OH^- + H^+ + I^-$
K ₂ S	Образована сильным основанием и слабой кислотой	щелочная	$K_2S \rightleftharpoons 2K^+ + S^{2-}$ $S^{2-} + HOH \rightleftharpoons HS^- + OH^-$ $K_2S + HOH \rightleftharpoons KHS + KOH$
AlCl ₃	Образована слабым основанием и сильной кислотой	кислая	$AlCl_3 \rightleftharpoons Al^{3+} + 3Cl^-$ $Al^{3+} + HOH \rightleftharpoons Al(OH)_2^+ + H^+$ $AlCl_3 + HOH \rightleftharpoons Al(OH)Cl_2^+ + HCl$
(NH ₄) ₂ S	Образована слабым основанием и слабой кислотой	нейтральная	$(NH_4)_2S \rightleftharpoons 2NH_4^+ + S^{2-}$ $2NH_4^+ + S^{2-} + HOH \rightleftharpoons NH_4OH + H_2S$ $(NH_4)_2S + 2HOH \rightleftharpoons 2NH_4OH + H_2S$

IV. Задание на дом:

О.С. Габриелян, Химия. 9-й класс. М. Просвещение. 1999.с. 18-20 § 6, упражнения 1,2, 3, 8 и подготовить ответы на следующие вопросы:

1. Почему раствор поваренной соли нейтрален?
2. Почему в таблице растворимости солей в некоторых случаях стоят прочерки?
3. Как определить гидролизуется соль или нет?
4. Можно ли применить принцип Ле Шателье в случае реакции гидролиза?
5. Приведите пример использования процесса гидролиза в быту?
6. Где в природе протекает гидролиз?
7. О чем должен подумать агроном, прежде чем внести удобрения в почву?

2.3. Методические разработки по изучению процессов гидролиза на уроках химии

Вариант 1

Данный урок мы проводим после изучения ионообменных реакций. И несмотря на то что этот материал считают довольно трудным для усвоения, некоторые учащиеся способны объяснить результаты проведённых экспериментов и записать соответствующие уравнения гидролиза. Этому способствует организация учебного процесса по принципу самостоятельного созидания знаний, который реализован в УМК Л. М. Кузнецовой.

Цель урока:

- формирование понятия «гидролиз».

Задачи:

- дать представление о процессах гидролиза солей на основании знаний об ионных реакциях;
- сформировать умения составлять полные и краткие ионные уравнения гидролиза и определять характер среды раствора соли;
- углубить понятие об обратимых процессах.

Оборудование:

- таблица растворимости, ряд электроотрицательности, модели молекул воды.

Ход урока:

После проверки домашнего задания учитель организует повторение (3 мин).

Вопрос: Какое из следующих веществ в водном растворе является слабым электролитом:

- А) H_2SO_4 ; Б) H_2S ; В) KOH ; Г) NaCl ?

Перечислите известные вам слабые электролиты. Назовите условия осуществления реакций ионного обмена.

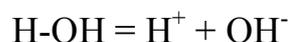
Этапы урока

I. Ориентировочно-мотивационный этап (5 мин)

Изучение новой темы начинаем с создания проблемной ситуации.

Лабораторный опыт 1. Взаимодействие хлорида алюминия с карбонатом натрия? Идёт ли реакция до конца? Что вы наблюдаете? Объясните результаты опыта. Запишите уравнение реакции. Может ли образоваться газ, если считать, что протекает реакция обмена? (Нет.) Назовите полученное нерастворимое вещество. (Карбонат алюминия.) Обратитесь к таблице растворимости. Возможно ли получить карбонат алюминия в растворе? (Нет.) Опишите осадок. (Белый студенистый.) Какое вещество имеет эти признаки? (Гидроксид алюминия.) С чем могут реагировать средние соли при растворении? (С водой.)

Учитель записывает структурную формулу воды и напоминает, что вода - это слабый электролит, который в незначительной степени диссоциирует на ионы:



Гидролизом называют обменное взаимодействие ионов соли с водой. В переводе с греческого языка «гидролиз» означает «разложение водой».

II. Операционно-исполнительский этап (20 мин)

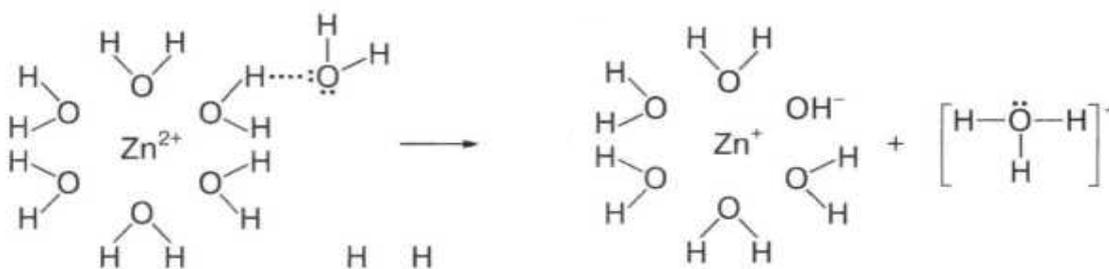
Лабораторный опыт 2. Исследование индикаторами среды растворов хлорида алюминия, сульфата цинка? Какого цвета стал раствор лакмуса? (Красного.) А метилового оранжевого? (Розового.) Какова среда растворов? (Кислотная.) Почему растворы этих солей изменили окраску индикаторов? (Значит, в этих растворах есть ионы H^+ .) Откуда появились ионы H^+ в растворе? (Наверное, из воды.) Как от воды могли отделиться ионы H^+ ? (Возможно, катионы соли отрывают от молекул воды частицу OH^- .)

Сульфат цинка — сильный электролит, поэтому он полностью диссоциирует на ионы:

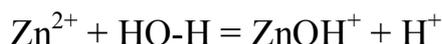


Далее учитель поясняет схему 1.

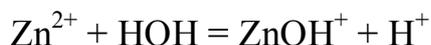
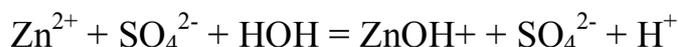
Схема 1. Взаимодействие гидратированного катиона цинка с водой



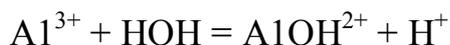
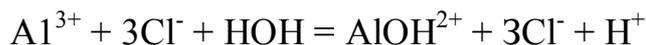
Ионы соли окружены гидратной оболочкой. Молекулы воды этой оболочки испытывают влияние заряда иона цинка. Гидратированные катионы цинка своим положительным зарядом притягивают электронную плотность кислорода. Вследствие этого связи О-Н поляризуются и ослабевают. Иногда это приводит к разрыву связи. Ион водорода присоединяется к другой молекуле воды, образуя катион гидроксония, упрощённо записывают H^+ :



Окраска индикатора указывает на кислотную среду. Уравнения гидролиза:



среда кислотная

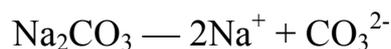


среда кислотная

Вывод 1: гидролиз соли, образованной катионом слабого основания и анионом сильной кислоты, идёт по катиону, среда раствора кислотная.

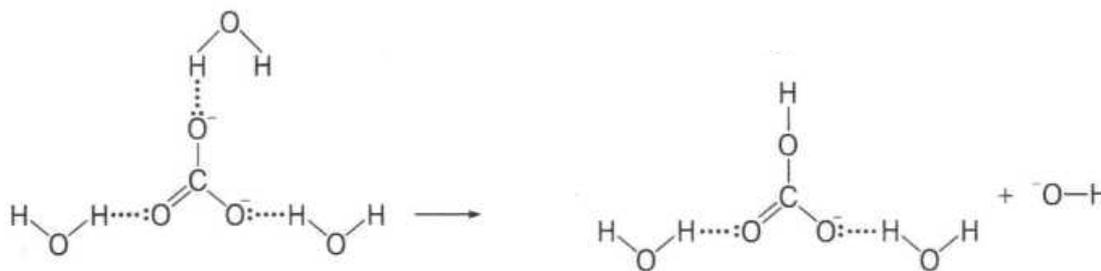
Лабораторный опыт 3. Исследование индикаторами растворов карбоната натрия, сульфита калия.

Вопрос Какого цвета стал раствор лакмуса? (Синего.) А фенолфталеина? (Малинового.) Какова среда растворов? (Щелочная.) С каким веществом прореагировали соли? (С водой.) Карбонат натрия — сильный электролит, поэтому полностью диссоциирует на ионы:

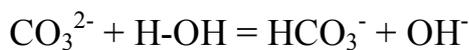


Учитель поясняет **схему 2**.

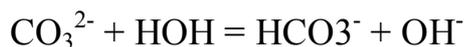
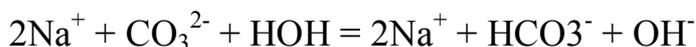
Схема 2. Взаимодействие гидратированного карбонат-аниона с водой



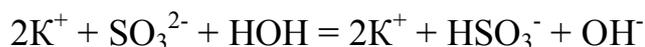
Молекулы воды гидратной оболочки испытывают влияние заряда гидратированного иона. При этом связи O—H в молекулах воды поляризуются и ослабевают. В результате разрыва одной из них образуется гидрокарбонат-анион, а в растворе накапливаются гидроксид-анионы:



Окраска индикатора меняется. Запишем ионные уравнения реакций:



среда щелочная



среда щелочная

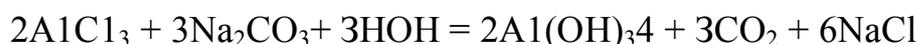
Вывод 2: соль, образованная катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, гидролизуеться по аниону, среда раствора щелочная.

Вывод 3: гидролизу подвергаются только соли, содержащие ионы слабых оснований или кислот (см. таблицу).

(Таблица №6) Гидролиз солей

Соль образована		Гидролиз	Среда раствора	Примеры солей
Основания	Кислоты			
Сильного	Сильной	нет	Нейтральная	KCl
Сильного	Слабой	По аниону	Щелочная	Na ₂ S
Слабого	Сильной	По катиону	Кислотная	FeSO ₄
Слабого	Слабой	По катиону и по аниону	Соль разлагается водой	Cr ₂ S ₃

Процессы гидролиза по катиону или по аниону обратимы. Значит, на них распространяется принцип Ле Шателье. Равновесие системы можно сместить, изменяя концентрацию ионов или молекул. При неизменных условиях скорость взаимодействия ионов по второй стадии незначительна. Например, заряд гидрокарбонат-аниона в два раза меньше, чем у карбонат-иона, присоединить второй катион водорода гораздо сложнее, поэтому скорость реакции по второй стадии при обычных условиях мала. Но при взаимодействии хлорида алюминия и карбоната натрия происходит связывание образующихся катионов водорода и гидроксид-анионов, равновесие системы смещается вправо, возможно дальнейшее протекание гидролиза по второй и третьей ступеням, т. е. гидролиз необратим и идёт до конца. Запишем уравнение гидролиза, учитывая, что угольная кислота разлагается:



Вывод 4: гидролиз соли, образованной катионом слабого нерастворимого основания и анионом слабой кислоты, необратим.

Вопрос Произойдёт ли гидролиз соли, образованной катионом сильного основания и анионом сильной кислоты? (Нет.)

III. Обобщение знаний

Для обобщения знаний учащиеся заполняют таблицу (см. с. 37).

Задания для самопроверки (10 мин)

1. *Нейтральную среду имеет водный раствор соли, образованной*

- 1) катионом слабого основания и анионом сильной кислоты
- 2) катионом сильного основания и анионом слабой кислоты
- 3) катионом сильного основания и анионом сильной кислоты
- 4) катионом слабого основания и анионом слабой кислоты

2. *Лакмус окрашивается в красный цвет в растворах солей*

- | | |
|---------------------|----------------------|
| 1) нитрата алюминия | 2) иодида аммония |
| 3) нитрата аммония | 4) ортофосфата калия |

3. *Водные растворы каких веществ имеют щелочную реакцию?*

- | | |
|----------------------|--------------------|
| 1) хлорида аммония | 2) нитрата натрия |
| 3) ортофосфата калия | 4) карбоната калия |

4. *Среда водного раствора сульфида натрия*

- | | |
|------------------|--------------|
| 1) слабощелочная | 2) кислотная |
| 3) нейтральная | 4) щелочная |

5. *Среда водного раствора хлорида алюминия*

- | | |
|----------------|------------------|
| 1) щелочная | 2) кислотная |
| 3) нейтральная | 4) слабощелочная |

6. Гидролизу по катиону и аниону подвергается соль

- 1) K_2S 2) KCl 3) $(NH_4)_2CO_3$ 4) NH_4Cl

7. 7.Какая из солей соляной кислоты подвергается гидролизу?

- 1) $NaCl$ 2) $CaCl_2$ 3) KCl 4) $CuCl_2$ 5) $BaCl_2$

8. Какие соли натрия подвергаются гидролизу?

- 1) хлориды 2) сульфиты 3) сульфаты 4) бромиды

9. Кислотную реакцию среды имеет раствор каждой из двух солей

- 1) Na_2CO_3 и $CuBr_2$ 2) $FeCl_2$ и $ZnCl_2$
3) KCl и Na_2S 4) $NaNO_3$ и $Al_2(SO_4)_3$

10.Щелочную реакцию среды имеет раствор каждой из двух солей

- 1) KCl и Na_2S 2) $FeCl_3$ и NH_4Cl
3) Na_2SiO_3 и K_2CO_3 4) $CuSO_4$ и K_2SO_4

Учащиеся сверяют свои ответы с правильными. Тем из них, кто быстро выполнит тестовые задания, можно предложить более сложные из сборников для подготовки к ЕГЭ.

IV. Рефлексивно-оценочный этап (2 мин)

Вопрос Что осталось непонятным? Как вы определили, что поняли тему этого урока? Что показалось самым сложным? Учитель предлагает учащимся домашнее задание, выставляет отметки и подводит итоги урока.

Тема урока «Гидролиз солей»

Гидролиз солей — относительно небольшая по объёму, но очень важная и интересная тема, на изучение которой я отвожу два урока.

На первом уроке учащиеся определяют силу оснований и кислот, образующих соль, составляют и проговаривают уравнения электролитической диссоциации и гидролиза солей.

Прежде всего необходимо научить школьников определять, будет ли происходить гидролиз данной соли, и если да, то по какому иону. Ученики должны знать сильные кислоты (азотная, серная, хлороводородная, бромоводородная, иодоводородная) и сильные основания щелочных и щёлочноземельных металлов. Все остальные относят к слабым электролитам или малорастворимым соединениям, их соли в растворе гидролизуются.

В краткие ионные уравнения гидролиза солей следует включать только те ионы, которые участвуют в гидролизе. Формулу воды записывают в молекулярном виде (НОН). Ион соли — остаток слабого электролита — взаимодействует с молекулой воды, отрывая от неё ион с зарядом, противоположным его собственному. Катион отрывает ион OH^- , при этом образуются ионы H^+ , т. е. реакция среды становится кислотной. Наоборот, анион отрывает от воды ион H^+ , при этом образуются ионы OH^- , реакция среды становится щелочной. Таким образом, при гидролизе по катиону среда раствора кислотная ($\text{pH} < 7$), а по аниону — щелочная ($\text{pH} > 7$).

Далее проводим опыты и заполняем таблицу.

Лабораторный опыт 1. В пробирку налейте дистиллированную воду и добавьте 3-4 капли фенолфталеина, обратите внимание на окраску раствора. Как изменится окраска, если в воде растворить карбонат натрия? (Она становится малиновой, что говорит о присутствии ионов OH^- .)

Объясняю, что анионы CO_3^{2-} отрывают от молекул воды H^+ , образуется малодиссоциирующий ион HCO_3^- . Избыток ионов OH^- создаёт

щелочную среду. Записываем уравнение гидролиза в таблицу. Аналогичные опыты учащиеся проводят с сульфидом натрия (индикатор — фенолфталеин), сульфатом цинка и нитратом свинца (II) (индикатор лакмус).

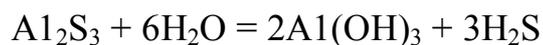
(Таблица №7). Обратимый гидролиз по катиону и аниону

Соль образована сильным основанием	Соль образована сильной кислотой
1) $\text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	1) $\text{ZnSO}_4 = \text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
$\text{CO}_3^{2-} + \text{HON} = \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ Щелочная среда	$\text{Zn}^{2+} + \text{HON} = \text{ZnOH}^+ + \text{H}^+$ Кислая среда
2) $\text{Na}_2\text{S} = 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-}$	2) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$
$\text{S}^{2-} + \text{HON} = \text{HS}^- + \text{OH}^-$ Щелочная среда	$\text{Pb}^{2+} + \text{HON} = \text{PbOH}^+ + \text{H}^+$ Кислая среда

Задание. Запишите уравнения гидролиза и укажите среду в растворе солей, формулы которых MgSO_4 , AlCl_3 , Na_2SiO_3 , K_2SO_3 .

Лабораторный опыт 2. Определите среду в растворе хлорида натрия.

Учащиеся выясняют, что соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются. В этом случае ионы соли не нарушают равновесие диссоциации воды, а значит, раствор будет иметь нейтральную реакцию ($\text{pH} = 7$). Для большинства солей гидролиз — процесс обратимый. Когда продукты гидролиза уходят из сферы реакции, гидролиз протекает необратимо, например:



В уравнениях необратимого гидролиза ставится знак равенства. Это пример гидролиза соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой.

На втором уроке учащиеся выполняют упражнения по составлению уравнений гидролиза, определению среды раствора.

Лабораторный опыт 3. Определите, как влияет разбавление раствора карбоната натрия на гидролиз. (Если увеличить концентрацию воды, гидролиз усилится, это видно по окраске раствора).

Лабораторный опыт 4. Определите, как повлияет на обратимый процесс гидролиза повышение температуры. (При нагревании увеличивается степень диссоциации воды, значит, гидролиз проходит полнее.)

Вопросы. В быту применяют силикат натрия. Какая среда в растворе этой соли? Что произойдёт при его нагревании? Почему нельзя хранить стиральную соду в цинковой или алюминиевой посуде? Как получить и правильно хранить хлорид железа (III), сульфид алюминия? Обязательно останавливаемся на применении и значении гидролиза. Гидролиз солей (например, Na_2CO_3 , Na_3PO_4) применяется для очистки воды. В результате гидролиза минералов — алюмосиликатов — происходит разрушение горных пород. В живых организмах протекает гидролиз полисахаридов, белков и многих других органических веществ. Гидролизная промышленность производит из непищевого сырья (древесина, хлопковая шелуха, подсолнечная лузга, солома, кукурузная кочерыжка) ряд ценных продуктов: этиловый спирт, белковые дрожжи, глюкозу, твёрдый оксид углерода (IV), фурфурол, метиловый спирт, лигнин и т. д.

Тема урока: «Гидролиз солей»

Как показывает опыт, тема «Гидролиз солей» достаточно сложна для восприятия учащимися, поэтому сначала на лекции я объясняю теоретические вопросы, затем привожу алгоритм составления уравнений гидролиза, предлагаю вопросы для самоконтроля, которые можно применять как для закрепления изученного материала, так и для текущего дифференцированного контроля.

Лекция по теме «гидролиз солей»

В чистой воде среда нейтральная ($\text{pH} = 7$). Водные растворы кислот и щелочей имеют соответственно кислотную ($\text{pH} < 7$) и щелочную ($\text{pH} > 7$) среды. Практика показывает, что и растворы солей могут иметь различную среду (кислотную, щелочную и нейтральную). Так, раствор карбоната натрия Na_2CO_3 имеет щелочную среду, а сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ — кислотную. Эти соединения в своём составе не содержат ионов H^+ или OH^- , следовательно, кислотно-основные свойства растворов солей обусловлены свойствами образующихся при их диссоциации катионов и анионов. При растворении многих солей в воде происходит химическое взаимодействие ионов соли с ионами H^+ и OH^- , образующимися при диссоциации (весьма незначительной) воды. В результате этого образуются слабые электролиты (малодиссоциирующие вещества), а в растворе в зависимости от природы исходной соли накапливаются либо ионы H^+ , либо ионы OH^- , и раствор

становится соответственно кислотным или щелочным. Процесс взаимодействия ионов соли с водой, приводящий к образованию слабого электролита, называют гидролизом. Способность к гидролизу — одно из важнейших химических свойств солей. В результате гидролиза равновесие электролитической диссоциации воды смещается. Сущность этого процесса заключается в том, что катион соли или её анион связывают соответственно ионы OH^- или H^+ с образованием слабого электролита (основания или кислоты).

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия основания с кислотой. Например, карбонат калия K_2CO_3 образован сильным основанием KOH и слабой кислотой H_2CO_3 . В зависимости от силы исходных оснований и кислоты можно выделить 4 типа солей (см. схему).

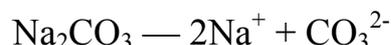
Классификация солей



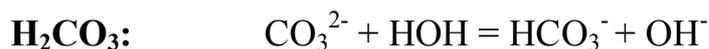
Рассмотрим поведение солей различных типов в растворе.

1. Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой

Карбонат натрия образован сильным основанием NaOH и слабой кислотой H₂CO₃. В водном растворе происходит полная диссоциация соли:

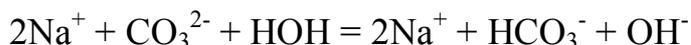


В реакцию с водой вступает ион соли, образованный слабым электролитом (H₂CO₃). В данном случае — карбонат-анион CO₃²⁻. Ионы CO₃²⁻ связываются с катионами водорода H⁺ молекул воды, образуя слабодиссоциирующие ионы

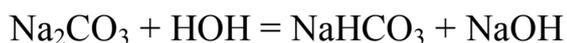


Это краткое ионное уравнение гидролиза по первой ступени. При составлении уравнений необходимо помнить, что гидролиз — процесс обратимый.

Запишем полное ионное уравнение происходящего процесса (гидролиза):



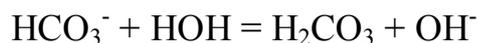
Уравнение гидролиза в молекулярной форме:



гидрокарбонат натрия

- Гидролиз солей этого типа иначе называют гидролизом по аниону.

По второй ступени

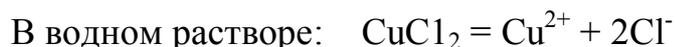


гидролиз практически не протекает, так как повышение концентрации гидроксид-ионов в растворе смещает равновесие влево, поэтому ею пренебрегают. В дальнейшем рассматриваем только первую ступень гидролиза.

Таким образом, ионы водорода молекул воды соединяются с анионами кислотного остатка, а из молекул воды освобождаются гидроксид-ионы OH^- . Эти ионы и создают щелочную среду раствора. Следовательно, соли, образованные сильным основанием и слабой многоосновной кислотой, подвергаются гидролизу по аниону с образованием кислых солей и имеют щелочную среду раствора.

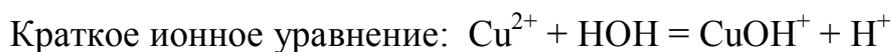
2. Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой

Хлорид меди (II) образован сильной кислотой HCl и слабым основанием $\text{Cu}(\text{OH})_2$.



В реакцию с водой вступает ион соли, образованный слабым электролитом ($\text{Cu}(\text{OH})_2$).

В данном случае — катион меди Cu^{2+} . Ионы Cu^{2+} связываются с гидроксид-анионами воды, образуя слабодиссоциирующие ионы CuOH^+ .



- Гидролиз солей этого типа иначе называют гидролизом по катиону.

Полное ионное уравнение: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{HON} = \text{CuOH}^+ + \text{H}^+ + 2\text{Cl}^-$
 $\text{CuCl}_2 \quad \text{CuOHCl} + \text{HCl}$

Молекулярное уравнение: $\text{CuCl}_2 + \text{HON} = \text{CuOHCl} + \text{HCl}$

Гидроксохлорид меди (II)

После связывания гидроксид-анионов молекул воды с катионами металла высвобождаются катионы водорода — среда кислотная. Следовательно, соли, образованные сильной кислотой и слабым многокислотным основанием, подвергаются гидролизу по катиону с образованием основных солей и имеют кислотную среду раствора.

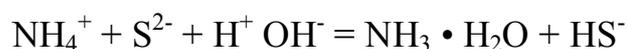
3. Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой.

Катион слабого основания связывает ион OH^- , анион слабой кислоты — ионы H^+ из молекул воды с образованием слабых электролитов. Среда в растворах этих солей может быть нейтральной, слабокислотной или слабощелочной. Это зависит от относительной силы образующихся слабых электролитов.

Например, сульфид аммония образован слабым основанием $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (NH_4OH) и слабой кислотой H_2S .

В водном растворе: $(\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow 2\text{NH}_4^+ + \text{S}^{2-}$

Катион слабого основания NH_4^+ связывается с гидроксид-анионом OH^- воды, а анион слабой кислоты S^{2-} — с ионом H^+ воды с образованием слабых электролитов $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и HS^- . Краткое ионное уравнение:



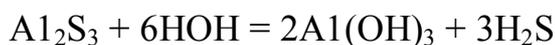
- Гидролиз солей этого типа называют гидролизом и по катиону, и по аниону.

Полное ионное уравнение: $2\text{NH}_4^+ + \text{S}^{2-} + \text{HOH} = \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HS}^- + \text{NH}_4^+$

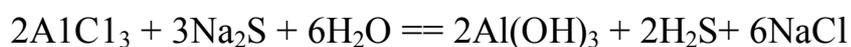
Молекулярное уравнение: $(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{HOH} = \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{HS}$

В данном случае среда раствора будет слабощелочной, так как гидрат аммиака (степень диссоциации 1,3%) более сильный электролит, чем сероводородная кислота ($\alpha = 0,1\%$). Гидролиз большинства солей обратим. В состоянии химического равновесия гидролизована лишь часть соли. Однако некоторые соли полностью разлагаются водой, т. е. гидролиз является необратимым процессом.

В таблице «Растворимость кислот, оснований и солей в воде» таким солям соответствует примечание: «в водной среде разлагаются». Например, необратимому гидролизу подвергается сульфид алюминия Al_2S_3 , так как появляющиеся при гидролизе по катиону ионы H^+ связываются образующимися в результате гидролиза по аниону ионами OH^- . Это усиливает гидролиз и приводит к образованию нерастворимого гидроксида алюминия и газообразного сероводорода:



Именно поэтому сульфид алюминия нельзя получить реакцией обмена между растворами двух солей, например хлорида алюминия AlCl_3 и сульфида натрия Na_2S . В этом случае происходит реакция:



Возможны и другие случаи необратимого гидролиза. Их нетрудно предсказать, ведь для необратимости процесса необходимо, чтобы хотя бы один из продуктов гидролиза уходил из сферы реакции.

4. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой Соли этого типа гидролизу не подвергаются, так как при взаимодействии с водой не образуется слабый электролит. Например, хлорид натрия образован сильным основанием NaOH и сильной кислотой HCl. В водном растворе:



Все ионы соли остаются в растворе, они не объединяются с ионами воды, так как при этом не образуются слабые электролиты, — гидролиз не происходит. Среда раствора нейтральная ($\text{pH} = 7$), поскольку концентрации ионов H^+ и OH^- в растворе равны, как в чистой воде.

Смещение равновесия гидролиза Реакции обратимого гидролиза полностью подчиняются принципу Ле Шателье. Поэтому гидролиз соли можно усилить (и даже сделать необратимым) следующими способами:

а) разбавить раствор, т. е. добавить воду (увеличить концентрацию одного из реагирующих веществ — воды);

б) нагреть раствор (повысить температуру), при этом возрастает степень диссоциации воды ($\text{H}_2\text{O} = \text{H}^+ + \text{OH}^- - 57 \text{ кДж}$), а значит, увеличивается количество ионов H^+ и OH^- , которые необходимы для осуществления гидролиза соли;

в) связать один из продуктов гидролиза в малорастворимое соединение или удалить один из продуктов в виде газа.

Гидролиз можно подавить (значительно уменьшить количество подвергающейся гидролизу соли) следующим образом:

а) увеличить концентрацию растворённого вещества;

б) охладить раствор;

в) ввести в раствор один из продуктов гидролиза, например, подкислять раствор, если его среда кислотная, или подщелачивать, если щелочная.

Алгоритм составления уравнений гидролиза

1. Гидролизу не подвергаются нерастворимые в воде соли и соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой.

2. Определить в составе соли ион, образованный слабым электролитом.

3. Для данного иона составить краткое ионное уравнение гидролиза по первой ступени (один ион соли связывается с одним ионом воды: катион соли — с анионом OH' ; анион соли - с катионом H^*).

4. Написать полное ионное уравнение.

5. Привести молекулярное уравнение, определить среду раствора.

Вопросы для самоконтроля

1. Гидролиз соли - это взаимодействие

а) ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита

б) кислоты с основанием

в) солей с кислотами

2. Гидролизу не подвергаются соли, образованные

а) слабой кислотой и сильным основанием

б) слабым основанием и сильной кислотой

в) сильной кислотой и сильным основанием

г) слабым основанием и сильной кислотой

3. Гидролизу подвергаются

А) карбонат кальция

Б) хлорид железа(III)

В) сульфат натрия

Г) карбонат аммония

4. В синий цвет лакмус окрашивается в водном растворе

А) хлорида натрия Б) хлорида алюминия В) карбоната калия

Г) нитрата бария Д) сульфата меди (II)

Ион _____ взаимодействует с водой согласно краткому ионному уравнению _____

5. В красный цвет лакмус окрашивается в водном растворе

А) сульфида натрия Б) нитрата кальция В) хлорида бария

Г) сульфата цинка (II) Д) фосфата калия

Ион _____ взаимодействует с водой согласно краткому ионному уравнению _____

6. Лакмус в водном растворе хлорида железа(III) окрашивается в цвет, так как происходит реакция, краткое ионное уравнение которой

7. Лакмус в водном растворе сульфида натрия окрашивается в _____ цвет, так как происходит реакция, краткое ионное уравнение которой _____

8. В водном растворе сульфата хрома (III) среда _____, так как при растворении соли в воде происходит _____, уравнение которого в краткой форме _____

9. В водном растворе гидролизу подвергаются

А) хлорид цинка Б) нитрат стронция

В) силикат натрия Г) карбонат калия Д) сульфид аммония

Напишите формулы гидролизующихся солей и подчеркните тот ион, который взаимодействует с водой.

10. Установите соответствие.

Окраска лакмуса

Формула соли

А) фиолетовая

1) Na_3PO_4

Б) красная

2) KCl

В) синяя

3) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

11. Установите соответствие.

<i>Среда раствора</i>	<i>Формула соли</i>
А) щелочная	1) K_2SO_4
Б) кислотная	2) K_2CO_3
В) нейтральная	3) $Al_2(SO_4)_3$

12. В водном растворе карбоната натрия лакмус, метилоранж и фенолфталеин имеют окраску соответственно

- А) красную, красную, бесцветную Б) синюю, жёлтую, малиновую
В) синюю, красную, малиновую Г) красную, жёлтую, бесцветную

13. Установите соответствие.

<i>Среда раствора</i>	<i>Значение pH</i>
А) щелочная	1) $pH = 7$
Б) кислотная	2) $pH > 7$
В) нейтральная	3) $pH < 7$

14. Водные растворы хлорида натрия, нитрата аммония и сульфида калия характеризуются соответственно следующими значениями pH

- А) 7, >7, <7 Б) >7, 7, <7 В) <7, >7, 7 Г) 7, <7, >7

15. Выберите формулы солей, которые подвергаются гидролизу

по катиону:



Составьте уравнения их гидролиза, укажите среду.

16. Выберите формулы солей, которые подвергаются гидролизу

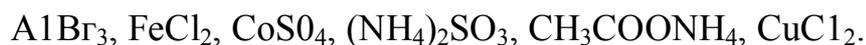
по аниону:



Составьте уравнения их гидролиза, укажите среду.

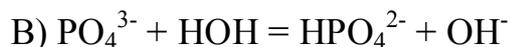
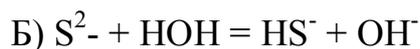
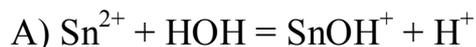
17. Выберите формулы солей, которые подвергаются гидролизу

по катиону и по аниону:



Составьте уравнения их гидролиза.

18. Имеются краткие ионные уравнения гидролиза:



Составьте молекулярные уравнения реакций.

19. Составьте уравнение реакции, происходящей при смешении водных растворов сульфида натрия и хлорида алюминия.

Коэффициент перед формулой образующегося в результате этой реакции осадка равен _____

20. Необратимому гидролизу подвергается соль

А) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ Б) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ В) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$

21. Ряд солей, гидролизующихся соответственно только по катиону, только по аниону, и по катиону, и по аниону, - это

А) K_2CO_3 , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, FeCl_3

Б) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NaBr , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

В) CuCl_2 , CH_3COONa , NH_4CN

Г) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, CuSO_4 , $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Cu}$

22. Составьте уравнения необратимого гидролиза солей состава $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ и $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$.

23. Напишите уравнение реакции, которая протекает при смешении водных растворов сульфата железа(III) и карбоната калия. Почему в результате реакции не образуется карбонат железа(III)?

24. В раствор хлорида цинка поместили кусочек цинка, появились пузырьки газа. Какой это газ? Объясните процессы, происходящие в растворе.

25. На смещение равновесия гидролиза соли не влияет

А) температура

Б) давление

В) концентрация раствора

Г) наличие одноимённого иона

26. Гидролиз можно усилить, если

А) охладить раствор

Б) связать один из продуктов гидролиза

В) разбавить раствор

Г) увеличить концентрацию соли в растворе

Д) нагреть раствор

27. Гидролиз можно подавить, если

А) нагреть раствор

Б) ввести в раствор один из продуктов гидролиза

В) охладить раствор

Г) разбавить раствор

Д) связать один из продуктов гидролиза

28. Гидролиз соли FeCl_3 усилит добавление

А) HCl Б) NaOH В) ZnCl_2 Г) H_2O Д) Zn

29. Подавить гидролиз водного раствора сульфида калия можно,

если

А) охладить раствор

Б) разбавить раствор

В) добавить Na_2S

Г) добавить HCl

Д) увеличить концентрацию соли K_2S

Е) нагреть раствор

Ответы: 1 - а; 2 - В; 3 - б, Г; 4 - В; 5 - г; 9 - а, в, г, д; 10 - 231; 11 - 312;

12 - б; 13 - 312; 14 - Г; 19 - 2; 20 - б; 21 - В; 25 - б; 26 - б, В; 27 - б, В; 28 - б, г,

д; 29 - а, в, д.

2.4. Лабораторный практикум по теме: «Гидролиз солей»

Изучив теорию гидролиза, мы решили проверить опытным путем, проявляют ли растворы солей, среда которых кислая или щелочная, свойства соответственно кислот и щелочей, как это описано во всех учебниках.

Эксперимент №1

В четыре пробирки наливаем дистиллированную воду и по 2-3 капли раствора лакмуса. Одну пробирку оставляем в качестве контрольной, а в остальных растворяем по 2-3 кристаллика солей: в первой — сульфата натрия, во второй — карбоната натрия, в третьей — сульфата цинка. Результаты вносим в таблицу.

(Таблица №8). Наблюдения свидетельствуют, что:

Испытуемый раствор	Цвет лакмуса	Цвет раствора	pH раствора
H ₂ O (дист.)	Фиолетовый	Нейтральная	pH = 7
Na ₂ SO ₄	Фиолетовый	Нейтральная	pH = 7
Na ₂ CO ₃	Синий	Щелочная	pH < 7
ZnSO ₄	Красный	Кислотная	pH > 7

Объяснения:

- в растворе сульфата натрия Na₂SO₄ не появляется избыток ионов H⁺ или OH⁻;
- в растворе карбоната натрия Na₂CO₃ появляется избыток ионов OH⁻;
- в растворе сульфата цинка ZnSO₄ появляется избыток ионов H⁺.

Перед учащимися возникает проблема: как объяснить появление в растворах некоторых солей избытка ионов H⁺ и OH⁻? Почему раствор

хлорида натрия имеет нейтральную среду, карбоната натрия — щелочную, а хлорида цинка — кислотную?

Показываем пути решения проблемы.

Рассмотрим, какие ионы присутствуют в растворах солей. Учащимся известно, что вода диссоциирует (хотя и очень слабо):



При равенстве концентраций ионов водорода и гидроксид - ионов



Соли при растворении в воде диссоциируют согласно уравнениям:



В результате диссоциации этих солей не образуются ионы водорода и гидроксид - ионы. Почему же опыт показал наличие избытка гидроксид - ионов в растворе карбоната натрия и избытка ионов водорода в растворе сульфата цинка? Чем отличаются эти соли по составу?

Они различаются анионом (Na_2SO_4 и Na_2CO_3) или катионом (Na_2SO_4 и ZnSO_4). Отсюда можно предположить, что появление избытка ионов водорода в растворе сульфата цинка обусловлено наличием ионов Zn^{2+} , а гидроксид - ионов в растворе карбоната натрия - присутствием ионов CO_3^{2-} .

Действительно, при растворении многих солей в воде происходит связывание одного из ионов, образовавшихся при диссоциации воды (H^+ или OH^-), в слабый электролит. Это приводит к смещению равновесия диссоциации воды и накоплению ионов другого вида, поэтому раствор становится кислотным или щелочным.

Эксперимент №2 (с последующим повторением химических свойств).

1. ***В щелочной среде универсальный индикатор меняет свой цвет на синий***

Действительно, полоска универсальной индикаторной бумаги в насыщенном растворе солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой, таких, как NaF, Na₃PO₄, NaHCO₃, Na₂CO₃ и Na₂SiO₃, окрашивается в синий цвет.

2. ***Растворы щелочей реагируют с алюминием и цинком***

При внесении алюминия в насыщенный раствор ортофосфата натрия мы наблюдали выделение водорода.



С растворами силиката, фторида, карбоната и гидрокарбоната натрия при комнатной температуре заметных признаков реакции не наблюдалось.

При реакции цинка с насыщенным раствором ортофосфата натрия выделение водорода происходило только при нагревании.

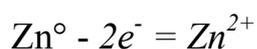
3. ***Растворы кислот изменяют окраску универсального индикатора, лакмуса и метилового оранжевого на красную***

С помощью универсального индикатора мы измерили pH насыщенного раствора некоторых солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой. Среда всех растворов оказалась кислой.

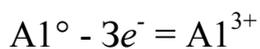
На основании данных, приведенных в таблице, нами был сделан вывод, что гидроксиды алюминия и железа(III) являются более слабыми основаниями, чем гидроксид цинка, а гидроксид цинка более слабое основание, чем гидроксид железа(II) и гидроксид магния.

4. ***Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжения металлов до водорода, реагируют с кислотами с выделением водорода***

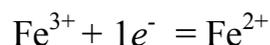
Мы наблюдали энергичную реакцию цинка с раствором хлорида алюминия, протекающую с выделением водорода.



При нагревании с раствором AlCl_3 также с выделением водорода реагирует и алюминий.

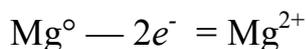


В то же время, реакция олова с раствором хлорида железа(III) протекает не с выделением водорода, а с изменением степени окисления железа. Признаком реакции в этом случае является медленное исчезновение желто-коричневого цвета раствора.



5. *Каждый металл, не взаимодействующий с водой, начиная с магния, вытесняет все следующие за ним в ряду напряжения металлы из растворов их солей.*

Порошок магния, помещенный в раствор хлорида алюминия, начинает бурно реагировать с раствором с выделением водорода.



Кусочек цинка, опущенный в раствор хлорида железа(III), сразу же покрывается пузырьками водорода, а не металлическим железом. Не наблюдали мы также и изменения цвета раствора, т. е. ионы Fe^{+3} не принимают участия в окислительно-восстановительной реакции с цинком. В этом случае восстанавливается только водород.



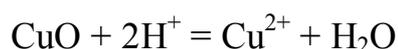
Обратившись к таблице растворимости солей, мы заметили, что растворимыми солями металлов, стоящих в ряду напряжения после магния, являются в основном только соли, образованные сильными кислотами. Соли, образованные слабыми кислотами и слабыми основаниями, или не существуют (гидролизуются в растворе), или являются нерастворимыми (за исключением ацетатов).

Значит, среда водных растворов солей слабых оснований должна быть в той или иной степени кислой. А будет ли в кислой среде более активный металл вытеснять металл менее активный, но стоящий в ряду напряжения до водорода, из раствора его солей? Имея в своем распоряжении металлические магний, алюминий и цинк, а также соли цинка, хрома(III), железа(II) и железа(III), мы не смогли получить соответствующие металлы. Во всех реакциях наблюдалось выделение не металла, а водорода.

Возможно, есть уточнение, что вытесняемый металл должен стоять в ряду напряжения после водорода? Но нам не удалось найти в учебниках ответ на этот вопрос.

6. Кислоты взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами.

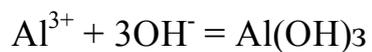
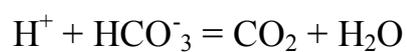
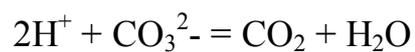
Мы добавили порошок оксида меди к раствору хлорида алюминия. Без нагревания порошок полностью растворился через несколько часов. При кипячении растворение осадка и появление характерной зелено-голубой окраски раствора наблюдалось уже через несколько минут.



7. Кислоты взаимодействуют с основаниями.

При взаимодействии карбоната и гидрокарбоната натрия (щелочная среда растворов) с хлоридом алюминия, хлоридом железа(III) и сульфатом

меди(II) (кислая среда растворов) наблюдается выделение углекислого газа и выпадение осадка.



Таким образом, нами было изучено взаимодействие солей, образованных слабыми кислотами и сильными основаниями, с солями, образованными сильными кислотами и слабыми основаниями.

Заключение

По результатам исследования мной были сделаны следующие выводы:

1. Анализ учебной литературы авторских линий: Габриелян О.С., Кузнецова Н.Е., Кузнецова Л.М., Новошинский И.И., Ахметов Н.С. по теме «Гидролиз» выявил необходимость использования наряду с традиционными активными форм работы на уроке.
2. Использование методик проблемного обучения в школьном курсе химии повышает эффективность усвоения знаний учащихся.
3. Методические рекомендации по изучению темы «Гидролиз солей» были успешно апробированы в 11 «А» классе МБОУ СШ №53.
4. Применение разработанного алгоритма по составлению уравнений реакций гидролиза существенно облегчает формирования у учащихся навыков составления уравнений реакций гидролиза солей.

Список литературы

1. Кудрявцев Т.В. Проблемное обучение — понятие и содержание // Вестник высшей школы.- 1984 г.- № 4-с. 24-32.
2. Рубинштейн С.Л. Основы общей психологии. М.,1988 г.-с.450.
3. Кудрявцев В.Т. Проблемное обучение: истоки, сущность, перспективы // Педагогика и психология. 1991 г.,- № 4- с. 201.
4. Леонтьев А.Н. Деятельность, сознание, личность. — М.: Политиздат, 1975. — с.304.
5. Давыдов В.В. Проблемы развивающего обучения: Опыт теоретического, экспериментального психологического исследования. — М.: Педагогика 1986.-С. 165.
6. Брушлинский А.В. Психология мышления и проблемное обучение.- М., 1983 г.- 350 с.
7. Баксанский О. Е. Проблемное обучение: обоснование и реализация // Наука и школа. – 2000. – № 1. – С. 19-25.
8. Махмутов М.И. Организация проблемного обучения в школе., М., 1977 г.- с.374.
9. Ожегов С. И. Словарь русского языка. Советская энциклопедия. М.: 1964. – С. 595.
10. Лернер И. Л. Проблемное обучение.- М., 1974 г.- с.267.
11. Поддубный А.В. Еще раз о проблемном обучении// Биология в школе.- 1997 г.- № 5.-с.31-34.
12. Мельникова Е.Л. Технология проблемного обучения// Школа 2100. образовательная программа. № 3. М., 1999 с. 85- 93.
13. Махмутов М.И. Теория и практика проблемного обучения. Казань, 1972 г.- с.365.
14. Матюшкин А.М. Проблемные ситуации в мышлении и обучении. М., 1972 г.-с.325.

15. Мельникова Е. Л. Проблемный урок в начальной школе, или как открывать знания вместе с детьми// Начальная школа – плюс-минус.- 1999 г., № 5., с. 31-37.
16. Молчанова Г.Н. Ученический проект: кто прав или осторожно - гидролиз // Химия для школьников. – 2013. – №1. – С. 43-48.
17. Молчанова Г.Н. Обобщение знаний гидролиз органических веществ // Химия для школьников. – 2016. – №2. – С. 3-10.

Учебная литература:

18. Габриелян О.С. Химия. 8 класс: учеб. для общеобразоват. учреждений / О.С. Габриелян. 12-е изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2007. – 267. [§33 Типы химических реакций на примере свойств воды. Стр. 172].
19. Габриелян О.С. Химия. 11 класс. Профильный уровень: учеб. для общеобразоват. учреждений / О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова. 7-е изд., перераб. – М.: Дрофа, 2006. – 411. [§19 Гидролиз. Стр. 169-187].
20. Органическая химия. 10(11) класс. Профильный уровень: учебник для общеобразовательных учреждений / И. И. Новошинский, Н. С. Новошинская.- 6-е изд. – М.: ООО «Русское слово – учебник», 2013. – 368с.
21. Органическая химия. 10(11) класс. Базовый уровень: учебник для общеобразовательных учреждений / И. И. Новошинский, Н. С. Новошинская.- 5-е изд. – М.: ООО «Русское слово – учебник», 2011. – 176 с.
22. Кузнецова Л.М. Химия. 11 класс. Профильный уровень: учеб. для общеобразоват. учреждений / Л.М. Кузнецова. – М.: Мнемозина, 2011. – 400. [§22 Гидролиз. Стр. 112-117].
23. Кузнецова Н.Е. Химия. 11 класс. Профильный уровень: учеб. для общеобразоват. учреждений / Н.Е. Кузнецов, Т.Н. Литвинова, А.Н. Левкина; под ред. проф. Н.Е. Кузнецовой. – М.: Вентана - Граф, 2010. – 208. [§29 Гидролиз. Стр. 161-169].

24. Ахметов Н. С. Химия: Учеб. для 10 – 11 кл. общеобразоват. учреждений. – М.: Просвещение, 1998. – 256 с.
25. Габриелян О.С. Химия. Пособие для школьников старших классов и поступающих в вузы / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. – М.: Дрофа, 2005. – 703. [§31. Гидролиз. Стр. 401-409].
26. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2009. – 743 с. [Глава 5. §2. Гидролиз. Стр. 227-234].
27. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов. – М.: Высш. шк., 2000. – 527 с. [Глава VI. п.11. Реакции нейтрализации и гидролиза. Стр. 163-170].
28. Глинка Н.Л. Общая химия. Изд. 18-е, испр. – Л.: Химия, 1976. – 728. [Глава VIII. п.92. Гидролиз солей. Стр. 254-260].

Литература из периодических изданий:

28. Новошинский И.И. К методике изучения гидролиза солей. Урок 1. / И.И. Новошинский, Н.С. Новошинская, В.Г. Усачёва // Химия в школе. – 2008. – №8. – С. 49-53.
29. Новошинский И.И. К методике изучения гидролиза солей. Уроки 2-3. / И.И. Новошинский, Н.С. Новошинская, В.Г. Усачёва // Химия в школе. – 2008. – №9. – С. 44-49.
30. Медведев Ю.Н. Готовимся к ЕГЭ по химии: гидролиз солей // Химия для школьников. – 2008. – №3. – С. 3-11.
31. Амирова А.Х. Как мы изучаем гидролиз солей // Химия в школе. – 2011. – №10. – С. 39-44.
32. Галлямова В.М. К изучению гидролиза солей // Химия в школе. – 2012. – №9. – С. 35-39.
33. Черненко Н.М. Гидролиз солей // Химия в школе. – 2012. – №9. – С. 39-40.

34. Дубова Л.В. Из опыта изучения гидролиза солей // Химия в школе. – 2014. – №4. – С. 40-43.
35. Молчанова Г.Н. Ученический проект: кто прав или осторожно - гидролиз // Химия для школьников. – 2013. – №1. – С. 43-48.
36. Медведев Ю.Н. Вопрос из подслушанного разговора, или почему фенолфталеин не изменил окраску? // Химия в школе. – 2012. – №5. – С. 46-48.
37. Шульцус А. Трудности при изучении темы «Гидролиз солей» // Химия в школе. – 2013. – №7. – С. 42-45.
38. Кладов Д.М. Проблемно-развивающие опыты по теме «Гидролиз солей» // Химия в школе. – 2012. – №9. – С. 62-64.
39. Сурин Ю.В. Юрова Н.С., Попкова Е.В. Проблемно-развивающие опыты с бесцветными растворами солей железа(III) // Химия в школе. – 2009. – №1. – С. 50-55.
40. Молчанова Г.Н. Обобщение знаний гидролиз органических веществ // Химия для школьников. – 2016. – №2. – С. 3-10.
41. Демидов В.А. Задачи по теме «Гидролиз» // Химия в школе. – 2016. – №2. – С. 4,13.
42. Демидов В.А. Задачи по теме «Гидролиз» // Химия в школе. – 2016. – №5. – С. 47-48.

Приложения

Задачи по теме «Гидролиз солей»

Задача №1

Вычислите массу кислой соли, которая образуется при гидролизе 200 г 24%-ного раствора сульфида калия, если масса вступившего в реакцию исходного вещества (в пересчёте на безводное вещество) составляет 30% от исходной.

Решение

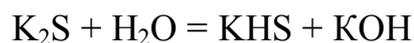
1) Найдём массу безводного сульфида калия в растворе:

$$m(\text{K}_2\text{S}) = 200 \text{ г} \cdot 0,24 = 48 \text{ г}.$$

2) Найдём массу и количество вещества гидролизовавшейся соли:

$$m_{\text{пр}}(\text{K}_2\text{S}) = 48 \text{ г} \cdot 0,30 = 14,4 \text{ г}; \quad v_{\text{пр}}(\text{K}_2\text{S}) = 14,4 \text{ г} / 110 \text{ г/моль} = 0,13 \text{ моль}.$$

3) Вычислим массу гидросульфида калия, образовавшегося при гидролизе:



$$1 \text{ моль} \qquad \qquad 1 \text{ моль}$$

$$110 \text{ г/ моль} \quad 72 \text{ г/ моль}$$

$$n(\text{KHS}) = n_{\text{пр}}(\text{K}_2\text{S}) = 0,13 \text{ моль};$$

$$m(\text{KHS}) = 0,13 \text{ моль} \cdot 72 \text{ г/ моль} = 9,4 \text{ г}.$$

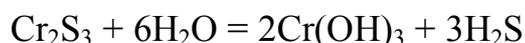
Ответ: $m(\text{KHS}) = 9,4 \text{ г}.$

Задача №2

К порошкообразному сульфиду хрома (III) прилили воду, при этом выделился газ с запахом тухлых яиц. Напишите уравнение реакции.

Решение

Сульфид хрома (III) образован катионом слабого основания и анионом слабой кислоты, поэтому он не может существовать в водных растворах и гидролизуеться полностью (обозначен в таблице растворимости прочерком) :



В данном случае ионные уравнения реакции составить нельзя.

Запах тухлых яиц характерен для сероводорода, который выделяется при гидролизе сульфида хрома (III).

Задача №3

В каком случае объём выделившегося водорода (н. у.) больше: при внесении избытка цинка в 40%-ный раствор карбоната калия массой 800 г или в 40%-ный раствор хлорида никеля(II) массой 800 г? Считайте, что в реакцию гидролиза вступило 65% массы исходного хлорида никеля(II) (в пересчёте на безводное вещество).

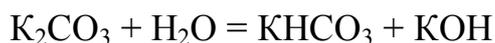
Решение

1). Масса и количество вещества безводного карбоната калия:

$$m(\text{K}_2\text{CO}_3) = 800 \text{ г} \cdot 0,40 = 320 \text{ г};$$

$$n(\text{K}_2\text{CO}_3) = 320 \text{ г} / 138 \text{ г/моль} = 2,32 \text{ моль}.$$

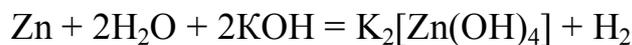
2) Масса щёлочи, образующейся при гидролизе карбоната калия:



$$n(\text{KOH}) = n(\text{K}_2\text{CO}_3) = 2,32 \text{ моль};$$

$$m(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль} \cdot 2,32 \text{ моль} = 130 \text{ г.}$$

1) Объём водорода, который выделится при действии избытка цинка на щёлочь:



$$n(\text{H}_2) = 0,5n(\text{KOH}) = 1,16 \text{ моль};$$

$$V(\text{H}_2) = 1,16 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 26 \text{ л.}$$

2) Масса безводного хлорида никеля(II) в растворе:

$$m(\text{NiCl}_2) = 800 \text{ г} \cdot 0,40 = 320 \text{ г.}$$

3) Масса и количество вещества гидролизованного хлорида никеля (II):

$$m_{\text{гид}}(\text{NiCl}_2) = 320 \text{ г} \cdot 0,65 = 208 \text{ г};$$

$$n_{\text{гид}}(\text{NiCl}_2) = 208 \text{ г} / 130 \text{ г/моль} = 1,6 \text{ моль.}$$

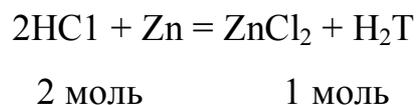
4) Масса соляной кислоты, образовавшейся при гидролизе хлорида никеля:



$$n(\text{HCl}) = n_{\text{гид}}(\text{NiCl}_2) = 1,6 \text{ моль};$$

$$m(\text{HCl}) = 1,6 \text{ моль} \cdot 36,5 \text{ г/моль} = 58,4 \text{ г.}$$

5) Объем водорода, который выделится при взаимодействии избытка цинка с соляной кислотой:



$$n(\text{H}_2) = 0,5n(\text{HCl}) = 0,8 \text{ моль};$$

$$V(\text{H}_2) = 0,8 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 17,92 \text{ л.}$$

Следовательно, больше водорода выделится в случае взаимодействия избытка цинка с продуктами гидролиза карбоната калия.

Тесты по теме «Гидролиз солей»

1. Водный раствор вещества А имеет нейтральную среду, а водный раствор вещества В – кислую среду. Растворы веществ А и В взаимодействуют между собой. Укажите эти вещества:

- А) А – хлорид натрия, В – нитрат серебра;
- Б) А – нитрат бария, В – фосфорная кислота;
- В) А – хлорид меди(II), В – уксусная кислота;
- Г) А – фторид натрия, В – хлорид бария.

2. Сумма коэффициентов в уравнении реакции между водными растворами нитрата хрома(III) и сульфида натрия равна:

- А) 19 Б) 12 В) 6 Г) 22

3. Газ выделяется при смешивании растворов хлорида хрома(III) и:

- А) гидросульфида аммония; Б) гидроортофосфата калия;
- В) гидросульфата натрия; Г) силиката натрия.

4. В четырех пробирках находятся водные растворы перечисленных ниже солей. Раствор какой соли можно отличить от других с помощью лакмуса?

- А) бромид алюминия; Б) сульфат цинка;
- В) нитрат свинца; Г) силикат калия.



Азербайджанское молодежное объединение России

СЕРТИФИКАТ

Настоящим подтверждается, что

РЗАЛЫ ХАЯЛА АРРАХМАН КЫЗЫ

награждена

ПРЕМИЕЙ ОТЛИЧНИКА

Азербайджанского молодежного объединения России

за отличную учебу

Председатель Азербайджанского
молодежного объединения России

Лейла Алиева

Сертификат

Настоящий сертификат подтверждает, что

Рзалы Хаяла Аррахман кызы

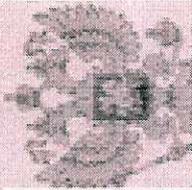
представила стендовый доклад на Всероссийской научной конференции «Теоретическая и экспериментальная химия глазами молодежи»

Председатель организационного
комитета, д.х.н., профессор



Пройдаков А. Г.

23-26 мая 2013 г.
Иркутск



Министерство образования и науки РФ
ФГБОУ ВПО «Сибирский государственный технологический университет»

СЕРТИФИКАТ

УЧАСТНИКА

НАСТОЯЩИЙ СЕРТИФИКАТ СВИДЕТЕЛЬСТВУЕТ О ТОМ, ЧТО

РЗАЛЫ ХАЯЛА АРРАХМАН КЫЗЫ,

студент(ка) ФГБОУ ВПО «Красноярский государственный педагогический университет им. В.П. Астафьева»

участвовала(а) в

пятой региональной олимпиаде

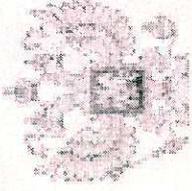
«Аналитическая химия и физико-химические методы анализа»

Декан факультета
химических технологий



Л.А. Круглякова

Красноярск



Министерство образования и науки РФ

ФГБОУ ВПО «Сибирский государственный технологический университет»

СЕРТИФИКАТ УЧАСТНИКА

НАСТОЯЩИЙ СЕРТИФИКАТ СВИДЕТЕЛЬСТВУЕТ О ТОМ, ЧТО

РЗАЛЫ ХАЯЛА АРРАХМАН КЫЗЫ,

студент(ка) ФГБОУ ВПО «Красноярский государственный педагогический университет им. В.П. Астафьева»

участвовал(а) в

четвертой региональной олимпиаде

«Аналитическая химия и физико-химические методы анализа»

Декан факультета
химических технологий

Л.А. Круглякова



Красноярск, 2012 г.

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение высшего профессионального образования
«КРАСНОЯРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
им. В.П. АСТАФЬЕВА»

СЕРТИФИКАТ

Настоящий сертификат свидетельствует о том, что

Завы Наяна Омураман кызы

принял(а) участие в работе XV Международного научно-практического
форума студентов, аспирантов и молодых ученых
«МОЛОДЕЖЬ И НАУКА XXI века»
(18 апреля - 27 мая 2014 г. Красноярск)

и.о. ректора



В.А. Ковалевский

В.А. Ковалевский

Красноярск 2014



СЕРТИФИКАТ

участника Установочной конференции
по педагогической практике.

выдан Зави

Иван

Фурманов Иван

студенту (ке) IV курса
факультета биологии, зоологии
и химии

Красноярского государственного
педагогического университета
имени В.Т. Штагерова

Руководитель
практики

Иван Е.В. Арменов

6 декабря 2013 г.

Сибирский государственный технологический университет

СЕРТИФИКАТ

НАГРАЖДАЕТСЯ
за активное участие
в Межвузовской олимпиаде студентов
по органической химии 2014 года

Рзалы Хаяла

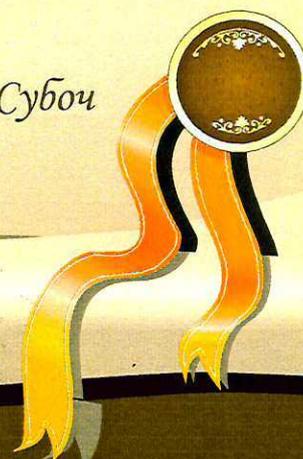
Аррахман кызы

студентка Красноярского государственного
педагогического университета
имени В. П. Астафьева

Первый проректор –
проректор по научной работе



Г. А. Субоч





ПОЧЕТНАЯ ГРАМОТА

Сибирский государственный технологический университет

*Награждается команда студентов
Красноярского государственного педагогического университета
им. В. П. Астафьева,*

*занявшая III командное место
в Межвузовской олимпиаде по органической химии 2014 года.*

*Киселёва Натлья Владимировна
Лебедева Элла Сергеевна
Нуретдинова Эльвира Викторовна
Талдыкина Дарья Сергеевна
Шупыро Юлия Александровна
Рзалы Хаяла Аррахман кызы
Потапова Анастасия Николаевна*

Первый проректор
проректор по научной работе



Г. А. Субоч

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Красноярский государственный педагогический университет им. В.П. Астафьева»
XV Международный научно-практический форум
студентов, аспирантов и молодых ученых
«Молодежь и наука XXI века»



ПОЧЕТНАЯ ГРАМОТА

назначается

Замы Катла Фурожан кызы

лауреат III степени

VII Региональной научно-практической
конференции, посвященной 180-летию

со дня рождения Д.И. Менделеева

«Химическая наука и образование Красноярья»

и.о. ректора



В.А. Ковалевский

В.А. Ковалевский



Красноярск 2014



О документе

Оригинальность: 72.04%

Заимствования: 27.96%

Цитирование: 0%

Дата: 28.12.2016

Источников: 20

[В кабинет](#) Рзалы Хаяла Аррахман кызы РАЗРАБОТК... [В кабинет](#)

История отчетов | Выгрузить .arfx | Выгрузить .pdf | Краткая информация | Версия для печати | Руководство

№	%	Источник	Ссылка	Дата	Найдено в
[1]	14.64%	не указано	http://referat.ru	раньше 2011 года	Модуль поиска Интернет
[2]	13.24%	не указано	http://refinfo.ru	11.05.2009	Модуль поиска Интернет
[3]	12.99%	Реферат: Научные основы школьного курса химии. мет одика изучения растворов (2/3)	http://neuch.ru	29.10.2014	Модуль поиска Интернет

Еще найдено источников - 17, заимствования - 13.8%

[Получить полный отчет](#)