

Государственное бюджетное общеобразовательное учреждение средняя общеобразовательная школа № 379 Кировского района Санкт-Петербурга

Открытый урок в 11 классе

Тема: «Гидролиз солей»

(урок на основе проблемно - исследовательской технологии)

Учитель химии
Кондрашова Людмила Павловна
Первая квалификационная категория

Санкт-Петербург, 2017

Тип урока: Изучение нового материала.

Вид урока: Проблемно-исследовательский.

Цель урока: Сформировать у учащихся понятие гидролиза солей.

Задачи урока:

1. Развивать у школьников умение пользоваться опорными знаниями, закрепить умения и навыки химического эксперимента, умение работать с таблицами, справочными материалами.
2. Развивать мышление, умение делать логические выводы из наблюдений по опыту. Научить составлять ионное уравнение реакции гидролиза солей по первой стадии.
3. Сформировать понимание практического значения гидролиза в природе и жизни человека.

Оборудование: Таблица сильных и слабых электролитов. Компьютерный терминал, дискета с презентациями поэтапного показа схем проведения опыта по гидролизу солей и анализа его результатов

Реактивы: растворы солей: хлорид алюминия, карбонат натрия, хлорид натрия, хлорид железа (3), индикаторы — лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый.

План урока

1. Повторение опорных знаний.

* Электролиты и неэлектролиты. Понятие степени электролитической диссоциации.

* Таблица сильных и слабых электролитов.

* Работа индикаторов в различных средах.

2. Подготовка таблицы для заполнения результатов опыта.

3. Эксперимент (изменение цвета индикаторов в растворах солей).

4. Схема эксперимента и выводы из опыта.

5. Доказательство через уравнения реакции.

6. Определение понятия гидролиз солей.

7. Выполнение упражнений.

8. Значение гидролиза в природе и практической деятельности человека.

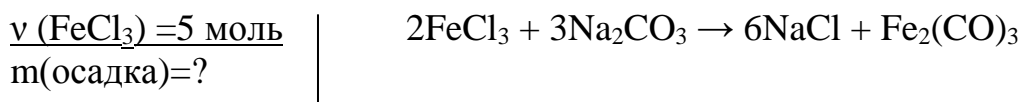
9. Домашнее задание.

Ход урока:

I этап урока - Постановка проблемы.

Наш сегодняшний урок мы начнем с решения задачи, текст которой вы видите на своих столах (приложение № 1). Внимательно прочитаем и решим у доски эту задачу.

Ученик записывает условия задачи и уравнения реакции обмена:



Ученики констатируют факт, что среди продуктов нет газа. Учитель рекомендует проверить по таблице растворимости соль $\text{Fe}_2(\text{CO})_3$. Ученики устанавливают тот факт, что в таблице растворимости на месте этой соли стоит прочерк.

Может быть условия задачи ошибочны? Проверим это опытным путем.

Ученики выполняют химический эксперимент: сливают растворы хлорида железа (III) и карбоната натрия. Один из учеников напоминает при этом правила техники безопасности.

Что мы наблюдаем? *(выделяется бесцветный газ и выпадает осадок коричневого цвета)*

Таким образом, проведя эксперимент, мы пришли к выводу, что в условии задачи все сформулировано правильно. А вот мы при составлении уравнения реакции чем - то пренебрегли *(взаимодействием солей с водой при получении раствора)*.

Правильно! Мы этого не учли – поэтому, у нас не получается решение задачи. На этом уроке мы рассмотрим, как различные соли взаимодействуют с водой, а затем попробуем вернуться к решению этой задачи. Запишем тему урока.

II этап урока - подготовка к изучению нового материала, актуализация знаний и опыта

Содержание урока работы учителя	Формы и методы работы учителя	Виды деятельности учащихся
------------------------------------	----------------------------------	-------------------------------

<p>1.Опорные вопросы:</p> <p>*Какие вещества называются электролитами и неэлектролитами?</p> <p>* Что показывает степень электролитической диссоциации?</p> <p>* Как индикаторы изменяют свой цвет в кислой и щелочной среде?</p> <p>*Какие вы знаете индикаторы?</p>	<p>Фронтальный опрос в форме беседы</p> <p>Учащимся предложена таблица сильных и слабых электролитов</p> <p>На экране терминала показываем цвета индикаторов в разных средах</p>	<p>Устные ответы на вопросы учителя</p> <p>Объяснение формулы у доски.</p> <p>Запись на доске и в тетради</p> <p>Делается вывод о том, какие ионы отвечают за цвет индикаторов</p>
<p>2.Подготовка таблицы для занесения результатов опыта</p>	<p>Таблица заранее нарисована на доске</p>	<p>Построение таблицы в тетради</p>
<p>3.Проведение лабораторного опыта учащимися.</p> <p>*Правила техники безопасности при работе с химическими веществами</p> <p>*Проведение лабораторного опыта</p>	<p>Занести результаты опытов в таблицу на доске .</p>	<p>При проведении лабораторного опыта учащиеся исследуют изменение цвета выданных индикаторов (фенолфталеина, лакмуса и метилового оранжевого) в водной среде</p>

III этап урока - проблемная задача. Обсуждение. Ответ формулируется учащимися

Учащиеся после проведения опыта заносят результаты в таблицу и делают самостоятельно вывод, что соли имеют кислую и щелочную реакцию.

Учитель задает вопросы:

1. Какие ионы окрашивают лакмус в красный цвет?
2. Какие ионы отвечают за цвет индикатора в щелочной среде?
3. Есть ли эти ионы в солях?
4. Является ли вода электролитом?
5. На какие ионы диссоциирует вода?

Вспомним, что вода – слабый электролит и в чистой воде происходит процесс: $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ и существует равенство концентраций:

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

$$\text{pH} = 7$$

Учащиеся знают, что они исследовали водные растворы солей.

Учащиеся делают вывод, что вода участвует в гидролизе и дает ионы водорода и гидроксогруппы, избыток которых изменяет цвет индикаторов. Записывают в графу, «Какие ионы» в следующей таблице:

Формула соли	фенолфталеин	лакмус	Метиловый оранжевый	реакция	Какие ионы
AlCl_3	--			кислая	$\text{H}^+ >$
Na_2CO_3				щелочная	$\text{OH}^- >$
NaCl	--			нейтральная	$\text{H}^+ = \text{OH}^-$

Вопрос: «Что же называется гидролизом? ».

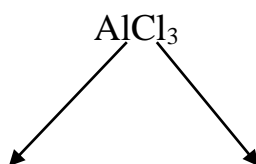
«Гидро» - вода, «лизис» - разложение.

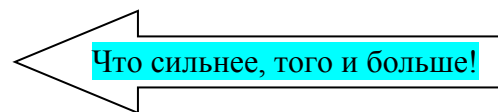
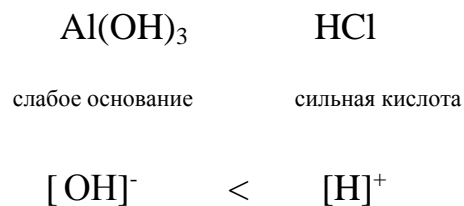
Делается вывод, что гидролиз – это взаимодействие между некоторыми солями и водой.

Запишем: гидролиз – это обратимое взаимодействие между некоторыми солями и водой.

IV этап урока - самостоятельный поиск информации в таблице, составление упрощенной схемы гидролиза солей, вывод и определение понятия гидролиза по схеме.

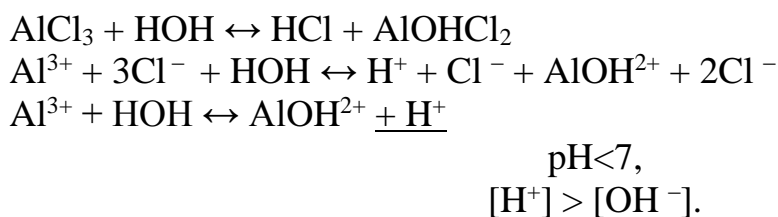
На этом этапе урока учитель демонстрирует упрощенную схему на экране компьютера с заранее созданными слайдами.





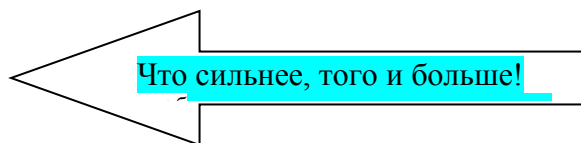
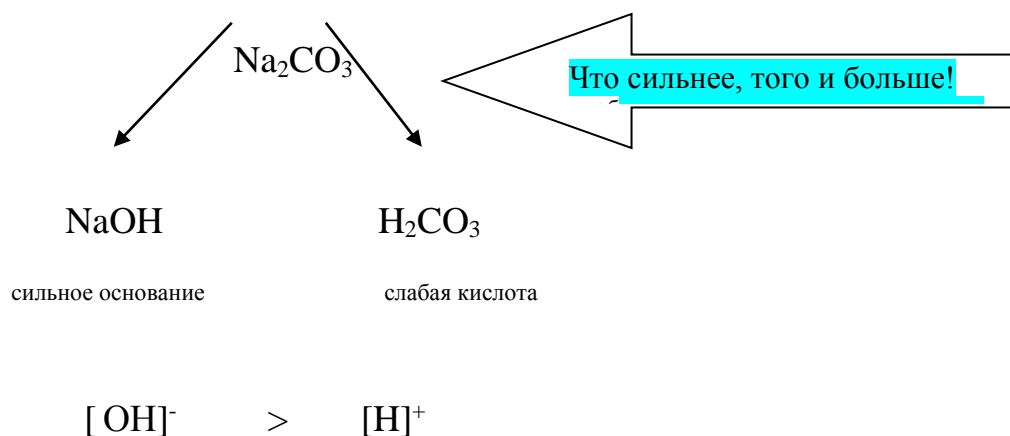
Учащиеся делают вывод и записывают определение, используя данную схему.

Рассмотрим, что же происходит при взаимодействии соли с водой? Составим уравнение реакции: молекулярное, полное и сокращенное ионные.

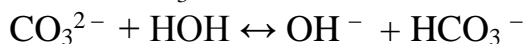
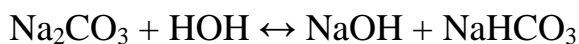


Соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой, имеет кислую реакцию, так как в растворе избыток ионов водорода.

Аналогично составляются схемы по другим солям и делаются соответствующие выводы.



Предлагаю одному из учащихся составить уравнение реакции гидролиза, записав его на доске:

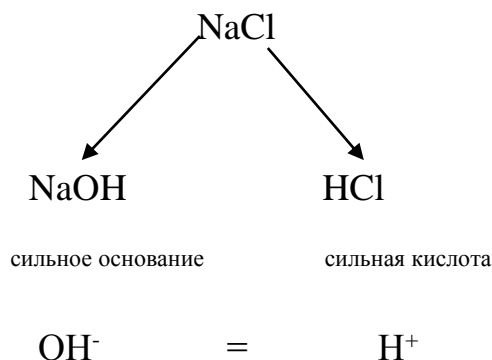


$$\text{pH} > 7,$$

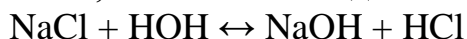
$$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-].$$

Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой, имеет щелочную реакцию, так как в растворе избыток гидроксид-ионов.

Далее учитель просит ребят самостоятельно составить аналогичную схему для хлорида натрия.



Предлагаем одному из учащихся составить уравнение реакции гидролиза, записав его на доске:



$$\text{pH} = 7,$$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-].$$

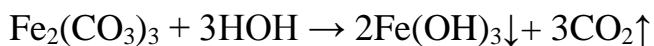
Учащиеся делают вывод: силы электролитов равны и записывают определение:

Раствор соли, образованной сильным основанием и сильной кислотой имеет нейтральную среду, т.к. равенство концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов не нарушено. Можно сказать, что такие соли гидролизу не подвергаются.

Какой еще может быть случай образования солей? (Соль может быть образованна слабым основанием и слабой кислотой)

Обратимся за помощь к тексту учебника. (Учащиеся читают текст учебника и выписывают уравнение реакции гидролиза сульфида алюминия).

Очевидно, такому же необратимому гидролизу подвергается соль карбонат железа (III):



Учащийся делает вывод:

Соли, образованные слабым основанием и слабой летучей кислотой, подвергаются необратимому гидролизу, т.е. полностью разлагаются с образованием осадка и выделением газа.

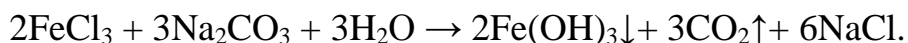
V этап урока - Разрешение проблемы (решение задачи).

Вернемся к задаче, в решении которой мы зашли в тупик. Что нужно изменить в написании уравнения реакции?

В левую часть добавить вещество H_2O , в правой части соль карбонат железа (III) заменить на осадок гидроксида железа (III) и углекислый газ. Соль хлорид натрия образованна сильным основанием и сильной кислотой, поэтому гидролизу не подвергается, в уравнении реакции остается без изменений.

Приглашаем того же ученика закончить решение задачи.

Ученик изменяет уравнение реакции и производит расчеты:



$$\nu(\text{Fe}(\text{OH})_3) = \nu(\text{FeCl}_3) = 5 \text{ моль}.$$

$$m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = M \cdot \nu = 107 \cdot 5 = 535 \text{ г}.$$

Ответ: масса выпавшего осадка составляет 535г.

Вот мы и решили эту задачу, определили газ, наш массу осадка

VI этап урока - Значение гидролиза в природе и практической деятельности человека.

Я думаю, что у вас возник вопрос: «Так ли уж часто следует учитывать процессы гидролиза?». Ученик подготовил сообщение о значении гидролиза в природе и в жизни человека. Второй ученик поможет ему в проведении экспериментов.

Учащиеся слушают сообщение, иллюстрированное опытами доказывающими, что мыла, синтетические моющие средства, крахмал в водной среде подвергаются гидролизу.

1. VII этап урока - Подведение итогов.

Итак, сегодня мы познакомились с явлением гидролиза солей. Прошу дать краткие ответы на мои вопросы:

1. Что такое гидролиз?
2. На какие группы мы разделили все соли?
3. Как происходит гидролиз каждой группы?

Проверим результативность нашей совместной исследовательской деятельности: напишем графический диктант, текст которого вы видите на своих столах (приложение №2).

Ученики заполняют бланк химического диктанта (приложение №3), обмениваются заполненными бланками, выставляют друг другу оценки по оценочной шкале: 5 – 6 правильных ответов – оценка «3», 7 – 8 правильных ответов – оценка «4», 9 – 10 правильных ответов – оценка «5». На доске открывается шаблон с правильными ответами (приложение №4).

Прошу поднять руку тех учеников, которые справились с графическим диктантом на «хорошо» и «отлично».

6. *V III этап урока - Домашнее задание.*

§...., упражнение №... (письменно).

Двое учеников получают карточки с дополнительным индивидуальным заданием (приложение №5).

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение №1.

Задача.

При сливании раствора, содержащего 5моль хлорида железа (III), с избытком раствора кальцинированной соды выделяется газ и выпадает осадок. Определить массу выпавшего осадка.

Приложение №2.

Химический диктант.

1. В чистой воде $pH=7$.
2. Раствор соляной кислоты – слабый электролит.
3. Соль Na_2CO_3 образована сильным основанием и слабой кислотой.
4. Соль $AlCl_3$ образована слабым основанием и сильной кислотой.
5. Водный раствор соли $NaCl$ имеет $pH<7$.
6. Водный раствор соли K_2SO_4 имеет $pH=7$.
7. Водный раствор соли $Al_2(SO_4)_3$ имеет $pH<7$.
8. Соль KNO_3 подвергается необратимому гидролизу с выпадением осадка.
9. Раствор соли Na_2SiO_3 при действии фенолфталеина окрасится в малиновый цвет.
10. Раствор соли K_2CO_3 при действии фенолфталеина остается бесцветным.

Приложение №3.

Бланк химического диктанта.

Фамилия, имя _____

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

(+)ДА (-)НЕТ

Приложение №4.

Шаблон для проверки химического диктанта.

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

+ - + + - + + - + -

Приложение №5.

Индивидуальное задание.

Карточка №1.

Объясните почему раствор кальцинированной соды нельзя кипятить в алюминиевой посуде? Ответ должен содержать уравнения соответствующих реакций.

Карточка №2.

Напишите уравнения гидролиза солей, входящих в состав любой (на выбор учащегося) минеральной воды

ЛИТЕРАТУРА

1. Химия. Учебное пособие для поступающих в ВолгГТУ. Составители С.М.Москвичёв, Н.Н. Литинская и др. Волгоград. ВолгГТУ. 2004.
2. Энциклопедия для детей. Химия. Том 17. Гл. редактор В.А.Володин. М. Аванта +. 2000.
3. Учебно-тренировочные материалы для подготовки к ЕГЭ. Химия. А.А. Каверина, Д. Ю. Добротин, А.С. Корощенко, Ю.Н. Медведев. М. Интеллект – центр. 2004.
4. Пособие по химии для старших классов. 8-11 классы. Н.Е. Кузьменко. В.В. Ерёмин. В.А.Попков. М. Оникс 21 век. 2003.
5. Химия для абитуриентов. От средней школы к ВУЗу. Р.А, Лидин. В.А. Молочко. М. Химия. 1993.
6. Методические рекомендации по использованию учебников Л.С. Гузее, Р.П. Суровцева, Г.Г. Лысовой «Химия-10», «Химия-11». При изучении химии на базовых и профильных уровнях. М. Дрофа. 2004.
7. Химия-9. Учебник для общеобразовательных учебных заведений. Л.С. Гузей, Р.П. Суровцева, В.В. Сорокин М. Дрофа. 2002.
8. Химия-11 Учебник для общеобразовательных учебных заведений. О.С. Габриэлян, Г.Г. Лысова, М., Дрофа. 2005.