

VIII Всероссийский фестиваль методических разработок

"КОНСПЕКТ УРОКА"

октябрь - декабрь 2016 года

*Косенкова Ольга Владимировна*

*Государственное бюджетное общеобразовательное учреждение города Москвы*

*"Школа № 2097"*

### ТЕМА УРОКА: «ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ»

**Тип урока:** урок изучения нового материала.

**Вид урока:** комбинированный, проблемный.

**Форма работы:** групповая

**Цель урока:** Сформировать представление у обучающихся о сущности гидролиза солей.

**Задачи:**

- Развивать у учащихся умение пользоваться знаниями, закрепить умения и навыки проведения химического элемента.
- Развивать мышление, умение наблюдать и делать выводы.
- Научить составлять ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза солей.
- Сформировать понятие о практическом значении гидролиза в природе и жизни человека.

**Оборудование:** растворы карбоната натрия, хлорида натрия, сульфата алюминия, полоски универсальной индикаторной бумаги, штатив с пробирками.

**Конференц-зал**  
электронный журнал



электронное средство массовой информации

ISSN 2223-4063  
www.konf-zal.com  
konf-zal@mail.ru

## Ход урока:

### I. Организационный момент

Приветствие учащихся, создание положительной эмоциональной атмосферы.

• **Подготовка учащихся к усвоению новых знаний, постановка проблемы**

Ребята, давайте вспомним, что такое диссоциация.

Какие вещества относят к электролитам?

- Какие ионы образуются при диссоциации кислот?
- Какова среда раствора?
- Какие ионы образуются при диссоциации оснований?
- Какова среда раствора в данном случае?
- Сделайте вывод, присутствие каких ионов обуславливает щелочную и кислотную реакцию среды.

кислотную реакцию среды.

- Какие индикаторы вы знаете?

Ребята, вспомните, как изменяется окраска индикаторов в разных средах.

Используется создание проблемной ситуации для решения образовательной задачи, которая определяет мотивацию учебной деятельности учащихся на основе их конкретного опыта.

Соли тоже являются электролитами. Как вы думаете, а в их растворах будет изменяться окраска индикаторов?

Давайте запишем уравнения диссоциации солей.

А теперь опытным путем выясним будет ли меняться окраска индикатора.

### Демонстрационный опыт.

Пробирка № 1 (карбонат натрия), пробирка № 2 (хлорид натрия), пробирка № 3 (сульфат алюминия) проверяем с помощью универсальной индикаторной бумаги

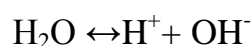
pH раствора. И получаем неожиданные результаты в растворах разных солей окраска индикаторов изменяется по разному.

Ребята, как вы думаете, почему в растворах одних солей окраска индикаторов изменяется, а в других нет?

Ведь в уравнениях диссоциации солей нет ни катионов водорода, ни гидроксил ионов.

Почему одни растворы кислые, другие — щелочные, а третьи — нейтральные?

Это связано с тем, что в растворе помимо соли присутствуют, еще и молекулы растворителя — воды. Вода тоже способна диссоциировать:



Казалось бы среда должна быть нейтральной. Нейтральная среда образуется тогда, когда концентрация ионов  $\text{H}^+$  и ионов  $\text{OH}^-$  будут равны:  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ . Как в данном случае. Присутствующие в растворе соли ионы начинают взаимодействовать с молекулами воды. То есть в водных растворах солей происходит не только процесс диссоциация, но и гидролиз.

### III. Изучение нового материала

Гидролиз (от греч. Hydro - вода, lysis - разложение) - разложение веществ водой.

Рассмотрим подробнее процесс гидролиза солей. Соль можно рассматривать как продукт взаимодействия кислоты и основания. В зависимости от вида кислоты и вида основания выделяют четыре типа солей:

1. Соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой.
2. Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой.
3. Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой.

4. Соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой

**Составление уравнений гидролиза солей.**

Для понимания механизма гидролиза солей, необходимо составить алгоритм записи уравнений реакций гидролиза:

1. Записать уравнение диссоциации соли

2. Выбрать ион образующий слабый электролит.

3. Записать его взаимодействие с молекулой воды (сокращенное ионное уравнение).

4. Определить среду раствора (по оставшемуся в растворе иону оставшемуся от диссоциации воды).

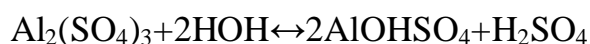
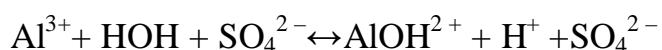
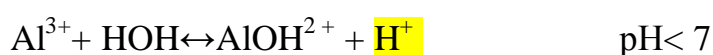
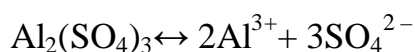
5. Добавить в сокращенное ионное уравнение ион, который присутствует в растворе соли, но в сокращенном ионном уравнении его нет. (полное ионное уравнение)

6. Записать молекулярное уравнение гидролиза.

Рассмотрим гидролиз солей различного типа.

Гидролизу подвергаются:

***Соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой.***

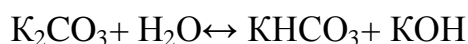
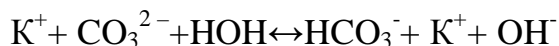
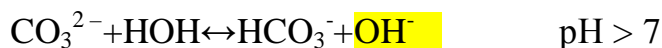
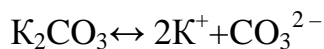


Катионы алюминия связывают гидроксид-ионы, так как гидроксид алюминия слабый электролит, а катионы водорода остаются в растворе, так как серная кислота — сильный электролит, а значит полностью диссоциирует в растворе на ионы. А значит в растворе избыток катионов водорода, вследствие чего среда



кислая.

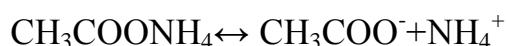
*Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой.*



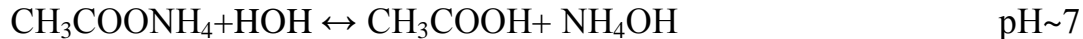
Карбонат-ионы прочно связывают катионы водорода, так как угольная кислота слабая.

Катионы натрия не могут быть связаны гидроксид-ионами, так как гидроксид натрия – сильное основание и диссоциирует полностью. В результате в растворе избыток гидроксид-ионов, вследствие чего среда щелочная.

*Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой.*



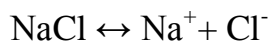
Гидролиз будет идти одновременно по катиону и аниону.



Среда будет слабокислая или слабощелочная в зависимости от Кд кислоты или основания .

Соль ацетат аммония подвергается гидролизу по катиону и аниону, так как образована слабой кислотой и слабым основанием

Гидролизу не подвергаются соли, *образованные сильным основанием и сильной кислотой.*



В данном случае при диссоциации соли не образуются ионы, которые при взаимодействии с водой дают слабые электролиты слабые.

Вывод: NaCl не подвергается гидролизу, так как соль образована сильным основанием и сильной кислотой, среда нейтральная

Думаю, теперь мы сможем сформулировать определение понятия “гидролиз”

Проанализируйте записи молекулярных уравнений рассмотренных процессов:

К какому типу мы отнесем данные реакции?

Какие вещества в них участвуют?

В чем заключается сущность гидролиза? Какие продукты данных взаимодействий с точки зрения теории электролитической диссоциации мы получили?

*Гидролиз – это реакция обмена между солью и водой приводящая к образованию слабого электролита.*

#### **IV. Первичная проверка новых знаний.**

На данном этапе проверяется полнота и осознанность усвоения учащимися механизма протекания гидролиза различных типов солей.

Примерные задания

- Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей  $\text{Li}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{CuCl}_2$ . Какое значение pH ( $\text{pH} \geq 7$ ,  $\text{pH} \leq 7$ ) имеют растворы этих солей?
- Кремниевая кислота слабее угольной. Запишите уравнения гидролиза карбоната и силиката натрия и возможные значения pH среды.

#### **V. Домашнее задание**

1. Рудзитис Г.Е. Химия. 9 класс- М.: Просвещение, 2008.

§ 6, упр.9, 10, стр.22.

2. Для учащихся даются творческие разноуровневые задания, которые можно оформить в виде сообщения, реферата, презентации, слайд-шоу, схем. Примерные

темы заданий:

1. Применение гидролиза: в промышленности, в быту, в медицине, в сельском хозяйстве, в природе и других направлениях и сферах деятельности человека.

2. Многоступенчатый гидролиз, 3.Необратимый гидролиз. 4.Что такое константа гидролиза?

#### **VI. Подведение итогов урока.**

В конце урока учитель подводит итоги урока, оценивает и благодарит учащихся за активную и творческую работу, акцентирует внимание на главных моментах и выводах, сделанных по уроку.

- **Рефлексия.**

#### **Список литературы**

- Рудзитис Г. Е., Фельдман Ф.Г. Химия: неорганическая химия.

Органическая химия: учеб. для 9 кл. общеобразоват. учреждений. М.: Просвещение, 2009.- 191 с.

Просвещение, 2009.- 191 с.

- Кузнецова Н. Е., Титова И.М., Гара Н.Н. Химия: учеб. для 9 кл.

общеобразоват. учреждений. М.: Вентана - Граф, 2012.- 288 с.

- Еремин В. В., Кузьменко Н. Е., Дроздов А.А., Лунин В.В. Химия: учеб.

для 9 кл. общеобразоват. учреждений. М.: Дрофа, 2013.- 256 с.

