

Конспект урока химии в 11 класс по теме: «Гидролиз солей».

Цель: углубление знаний учащихся о реакциях, протекающих в водных растворах.

Задачи:

Образовательная:

- изучить сущность реакций гидролиза;
- научить составлять уравнения реакций гидролиза на основе умения учащихся составлять ионные уравнения для реакций ионного обмена;
- научить определять среду раствора и показать практическое значение гидролиза;
- отработать практические навыки работы с реактивами.

Развивающая:

- развивать умение анализировать, сравнивать, обобщать, наблюдать.

Воспитательная:

- воспитывать умение слышать и слушать других, взаимодействовать в групповой работе;
- формирование способности самостоятельно мыслить, добывать знания, планировать действия.

I. Организационный момент:

- Проверка готовности к уроку
- Эмоциональный настрой учащихся

II. Актуализация знаний:

Фронтальный опрос (устно):

- Дайте определение *качественным реакциям; реакциям ионного обмена.*
- Какие основные понятия связаны с реакциями ионного обмена:
(*Диссоциация, электролит, какие классы веществ к ним относятся, сильный и слабый электролит, ионные уравнения*).
- Основные моменты безопасной работы в кабинете химии, ТБ при работе с едкими веществами.

С этими понятиями и будем работать, рассматривая еще одну группу реакций в растворах.

III. Лабораторный эксперимент.

Учащиеся выполняют опыты, соблюдая технику безопасности; обсуждают и анализируют полученные результаты с учителем. Добавляют поочередно в растворы хлорида натрия, хлорида алюминия, карбоната натрия, соляной кислоты, гидроксида калия раствор метилового оранжевого и фенолфталеин.

На демонстрационном экране учитель показывает результаты опытов: пробирки с растворами солей (по 2 пробирки каждого раствора): хлорид натрия, хлорид алюминия, карбонат натрия, соляная кислота, гидроксид калия.

	HCl	KOH	Na₂CO₃	NaCl	AlCl₃
Метилловый оранжевый	Красный	Желтый	Желтый	Оранжевый (не изменяется)	Красный (розовый)
Фенолфталеин	Бесцветный	Малиновый	Малиновый	Бесцветный	Бесцветный

- Что наблюдаем???
- О чем говорит изменение цвета индикатора в растворах солей?
(в растворах солей присутствуют ионы H^+ ($AlCl_3$), гидроксид- ионы (Na_2CO_3))
- Откуда они в растворах солей???

Проблемная ситуация: почему растворы некоторых солей изменяют цвет индикатора – возникает из-за недостаточности прежних знаний для объяснения нового факта и предполагает активную самостоятельную деятельность учащихся по ее разрешению.

Попытаемся объяснить нашу неудачную попытку (цель урока для учащихся).

IV. Изложение нового материала.

- Кислоты. Основания. Соли с точки зрения ТЭД

- Как еще можно дать определение соли? (*соль = Me + кислотные остаток*)

- Какие способы получения солей известны? (*> 10 способов: Me + кислота; основной оксид + кислотный оксид; Me + HeMe; основной оксид + кислота; Основание + Кислота (основной способ); соль + соль; соль + кислота*).

- Можно ли каким – то образом доказать наличие соли в растворе? (*индикатором – нет; качественной реакцией или выпариванием – да*)

Вернемся еще раз к основным понятиям:

1.Соль – это продукт взаимодействия основания и кислоты:

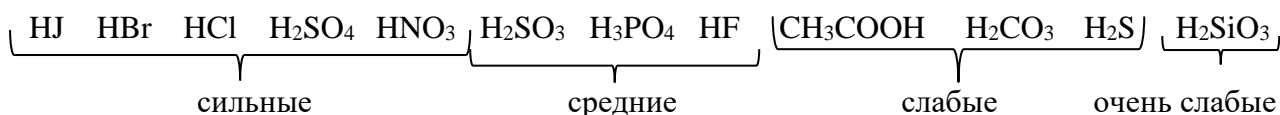


2.Сильное основание – сильный электролит, т.е. щелочь (NaOH, Ca(OH)₂)

Сильная кислота – это сильный электролит (HCl, HNO₃)

3.Слабое основание – нерастворимое основание (Zn(OH)₂), а так же непрочное соединение (NH₄OH)

Слабая кислота – CH_3COOH ; H_2CO_3 ; H_3BO_3 ; HCN (синильная кислота)



4. Вода – слабый электролит, но все таки диссоциирует



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

$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ - среда кислая

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

Мы с вами говорили еще об одной величине, выражающей характер (кислотность) среды pH (водородный показатель):

$\text{pH} = 7$ нейтральная среда

$\text{pH} < 7$ кислая среда

$\text{pH} > 7$ щелочная среда

$4 < \text{pH} < 7$ слабо кислая

$7 < \text{pH} < 11$ слабо щелочная

$\text{pH} < 4$ сильно кислая

$\text{pH} > 11$ сильно щелочная

pH желудочного сока = 1,7 (слабо кислая)

pH дождевой воды = 6 (кислая)

pH водопроводной воды = 7.5 (слабо щелочная)

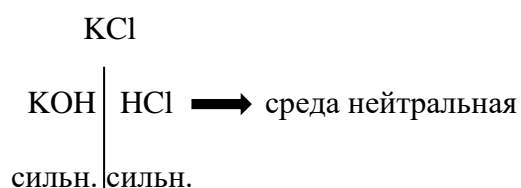
pH крови = 7,4 (слабо щелочная)

pH слез = 7 (нейтральная)

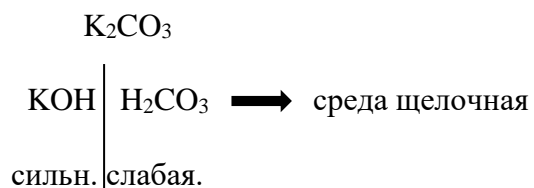
pH кожи = 6 (слабо кислая)

6. Выделяют 4 типа солей в зависимости от силы электролитов их образующих:

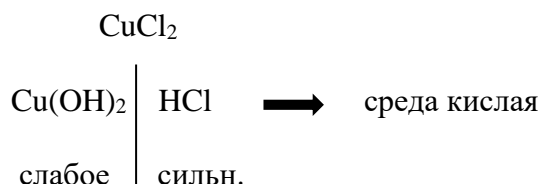
I тип сильное основание + сильная кислота:



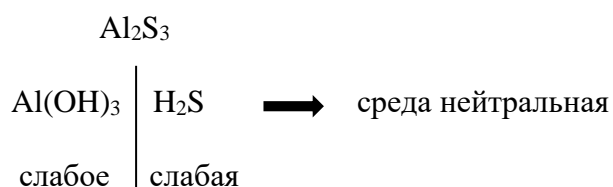
II тип сильное основание + слабая кислота:



III тип слабое основание + сильная кислота:



IV тип слабое основание + слабая кислота:



!!! Среда раствора соли в результате гидролиза соли изменяется и определяется ионами сильного электролита.

8. Значит изменение цвета индикатора в растворе соли можно объяснить взаимодействием ионов соли с ионами воды.

Реакция гидролиза («гидро» - вода, «лизис» - разложение) – это реакция обмена между некоторыми солями и H_2O , в результате которой ионы слабого основания или слабой кислоты, входящие в состав соли, соединяются с составными частями молекул H_2O : H^+ или OH^- .

- это взаимодействие ионов соли с водой, которое приводит к образованию слабого электролита.

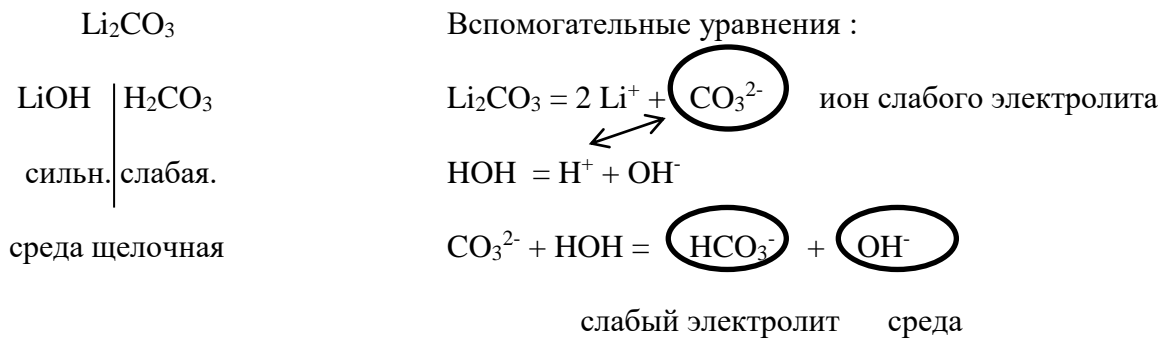
!!! Гидролиз протекает по иону слабого электролита.

9. Для гидролиза можно составить и молекулярное и ионное уравнение реакций.

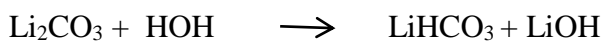
Рассмотреть пример с учащимися:

Упражнение: Какова будет среда растворов следующих солей и почему??

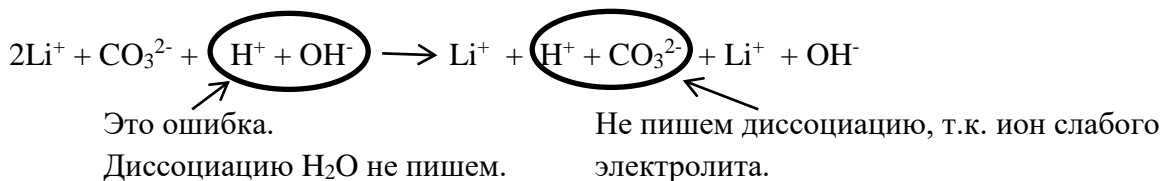
Li₂CO₃



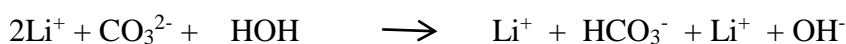
Вспомогательные уравнения облегчают написание молекулярного уравнения гидролиза (см. алгоритм):



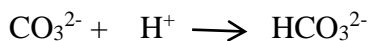
Полное ионное уравнение:



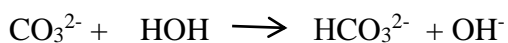
Это верное полное ионное уравнение:



Сокращенное ионное уравнение:



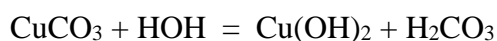
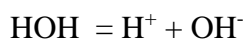
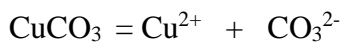
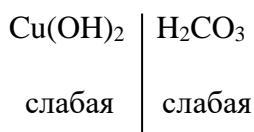
Это верное сокращенное ионное уравнение:



Рассмотреть с учащимися алгоритм и они самостоятельно выполняют примеры (см. приложение 1).

V. Закрепление знаний и умений учащихся

А) Проверочная самостоятельная работа учащихся



Б) Фронтальный опрос:

- Какие типы солей выделяют в зависимости от электролитов их образующих?
- Как мы определяем сильное или слабое основание или кислота?
- Чем определяется среда растворов солей? (ионы сильных электролитов)
- Взаимодействует с водой ион сильного или слабого электролита? (ион слабого электролита)
- Гидролиз – это.....?
- Как мы составляем уравнение гидролиза?
- Как полученные знания могут пригодиться вам в жизни?

В) Демонстрация презентаций, подготовленных учащимися:

- «Практическое значение гидролиза
- «Гидролиз органических соединений»

VI. Домашнее задание:

- 1) Записи (учить)
- 2) Составить уравнение гидролиза Na_2S ; NH_4Cl .
- 3) Просмотреть рекламу на телевидении, связанную с pH и продумать свою рекламу моющего средства (хозяйственного или туалетного мыла), которая показывает преимущество использования в быту данного средства.

Алгоритм составления уравнений гидролиза.

1. Определи по электрохимическому ряду напряжений металлов силу основания (сильное/слабое).
2. Определи по схеме силу кислот остаток какой кислоты образует соль (сильной/слабой).
3. Запиши уравнение реакции гидролиза в молекулярном виде, помня при этом что:
 - соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергается;
 - соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой, гидролизу подвергается и дает в продуктах реакции кислую соль и щелочь;
 - соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой, гидролизу подвергается и дает в продуктах реакции основную соль и кислоту;
 - соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой, гидролизу подвергается и дает в продуктах реакции основание и кислоту.
4. Запишите уравнения в ионной форме, пользуясь таблицей растворимости.