Гидролиз неорганических солей

Она - самое мягкое и слабое существо в мире, но в преодолении твёрдого она непобедима и нет ей на свете равного в этом

Лао – цзы.

Задачи урока

Образовательные:

- Объяснить понятие «гидролиз» .
- Научить записывать уравнение реакции неорганических солей в молекулярном и ионном виде.
- Научить определять pH среды растворов солей.
- Показать практическое применение гидролиза.

Развивающие:

Развивать интерес к предмету

Развивать интерес к процессу познания и исследования

Способствовать развитию у учащихся логического мышления, работать с дополнительной информацией

Воспитательные:

Воспитывать навыки коллективного общения и труда.

Воспитывать культуру общения и обсуждения.

Формировать научное мировоззрение учащихся.

Цели урока:

В результате проведенного занятия учащиеся должны уметь:

определять возможность гидролиза неорганических солей,

Составлять уравнения реакций,

Определять pH среды растворов солей.

Оборудование и реактивы:

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, таблицы растворимости, мультимедиапроектор, справочный материал, пробирки, держатели, стеклянные трубочки, штативы для пробирок.

Универсальный индикатор, фенолфталеин, лакмус, метилоранж вода (дист.)

Хлорид алюминия, карбонат натрия, хлорид меди, нитрит аммония, сульфат меди, сульфид алюминия

Методы и приёмы работы:

Фронтальная беседа – опрос.

Проблемный.

Работа с ресурсами интернет.

Исследовательский.

Самостоятельная работа по закреплению знаний.

Конкретизация знаний из личного жизненного опыта

Гидролиз – взаимодействие соли с водой, в результате которого

образуется Слабый электролит и изменяется среда раствора. Гидролиз – процесс обратимый.

Гидролизу подвергаются растворимые в воде соли, в состав которых входит либо катион слабого электролита – гидролиз по катиону, либо анион слабого электролита – гидролиз по аниону.

Если катион и анион многозарядные – гидролиз идёт ступенчато. Если в состав соли входит катион и анион слабых электролитов, идёт необратимый гидролиз. Гидролизу не подвергаются соли, образованные катионами и анионами сильных электролитов, а также нерастворимые в воде соли.

1. Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой

Алгоритм составления уравнения гидролиза соли:

а) по химической формуле определить какой кислотой и каким основанием образована соль;

б) записать уравнение в молекулярном виде;

в) составить уравнение в общем ионном виде;

г) сократить одинаковые ионы в левой и правой частях уравнения общего ионного вида;

д) составить уравнение гидролиза в кратком виде, определить среду.

$NaCO_3$ –соль, образована NaOH – сильное основание, H_2CO_3 – слабая кислота, гидролиз по аниону CO_3^{2-}

Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой

$Na_2CO_3 + HOH \leftrightarrow NaHCO_3 + NaOH$

$2Na^+ + CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + 2Na^+ + OH^-$

$CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$

Вывод [OH] > [H] – среда щелочная, pH > 7

2. Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой:

$Cu(NO_3)_2$ – соль образована $Cu(OH)_2$ – слабое основание, HNO_3 – сильная кислота, гидролиз по катиону Cu^{2+} ;

$Cu(NO_3)_2 + H_2O \leftrightarrow (CuOH)NO_3 + HNO_3$

$Cu^{2+} + 2NO_3^- + H_2O \leftrightarrow CuOH^+ + 2NO_3^- + H^+$

$Cu^{2+} + H_2O \leftrightarrow CuOH^+ + H^+$

Вывод: [H] > [OH] – среда кислая, pH < 7

3. Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой:

Разумно предположить, что такие соли подвергаются гидролизу и по катиону и по аниону.

Рассмотрим гидролиз сульфида алюминия. В данном случае образуются конечные продукты – слабое основание, слабая кислота. Гидролиз необратимый:

$AL_2S_3 + 6H_2O \rightarrow 2AL(OH)_3 + 3H_2S|$,

среда определяется сравнением Кд слабых электролитов. Среда определяется большим значением Кд.

4. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой:

Такие соли гидролизу не подвергаются. Например, рассмотрим соль хлорида натрия NaCL:

(сильное основание)- NaOH;

(сильная кислота) - HCL. Все ионы остаются в растворе.

Слабые электролиты не образуются, pH её раствора равен 7, так. как, концентрация ионов водорода и ионов гидроксида равны, как в чистой воде.

Реакция обратимого гидролиза полностью подчиняется принципу Ле – Шателье:

Поэтому гидролиз можно усилить следующими способами:

1. Нагреть раствор.
2. Добавить воды.
3. Связать один из продуктов гидролиза в нерастворимое соединение или удалить в виде газа.

Гидролиз можно подавить:

1. охладить раствор.
2. Увеличить концентрацию соли.
3. Ввести в раствор один из продуктов гидролиза.