17.04.2020 задание для группы 21. Химия. Пахомова Н.Н

***Практическая работа***

Написание реакций гидролиза солей.Индикаторы и изменение их окраски в различных средах

***Цель работы:*** изучение гидролиза солей разных типов.

***Задачи работы:***

*-* научиться определять реакцию среды растворов солей различных типов;

- исследовать растворы различных солей на протекание реакций гидролиза;

- отработать навыки составления уравнений реакций гидролиза в молекулярном и ионном

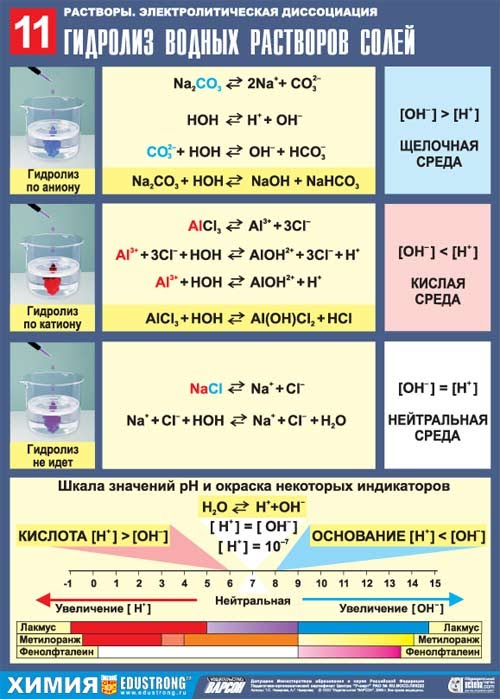
виде;

- отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии;

***Основные понятия:*** гидролиз, гидролиз по катиону, гидролиз по аниону, реакция среды.

**Гидролиз солей** - это химическое взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита.

Если рассматривать соль как продукт нейтрализации основания кислотой, то можно разделить соли на четыре группы, для каждой из которых гидролиз будет протекать по-своему.

[](https://www.sites.google.com/site/himulacom/zvonok-na-urok/9-klass---vtoroj-god-obucenia/urok-no10-11-gidroliz-solej/%D0%B3%D0%B8%D0%B4%D1%80%D0%BE%D0%BB%D0%B8%D0%B7.jpg?attredirects=0)

1). Гидролиз не возможен

Соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой (**KBr**, **NaCl**, **NaNO3**), гидролизу подвергаться не будет, так как в этом случае слабый электролит не образуется.

рН таких растворов = 7. Реакция среды остается нейтральной.

2). Гидролиз по катиону (в реакцию с водой вступает только катион)

В соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой (**FeCl2**,**NH4Cl**, **Al2(SO4)3**, **MgSO4**) гидролизу подвергается катион:

**FeCl2 + HOH <=>Fe(OH)Cl + HCl  
Fe2+ + 2Cl- + H+ + OH- <=> FeOH+ + 2Cl- + Н+**

В результате гидролиза образуется слабый электролит, ион H+ и другие ионы.                       рН раствора < 7 (раствор приобретает кислую реакцию).

3).  Гидролиз по аниону (в реакцию с водой вступает только анион)

Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой (**КClO**, **K2SiO3**, **Na2CO3**, **CH3COONa**) подвергается гидролизу по аниону, в результате чего образуется слабый электролит, гидроксид-ион ОН-и другие ионы.

**K2SiO3 + НОH <=>KHSiO3 + KОН  
2K++SiO32- + Н++ОH-<=> НSiO3- + 2K+ + ОН-**

рН таких растворов > 7 (раствор приобретает щелочную реакцию).

4). Совместный гидролиз (в реакцию с водой вступает и катион и анион)

Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой (**СН3СООNН4**, **(NН4)2СО3**, **Al2S3**), гидролизуется и по катиону, и по аниону. В результате образуются малодиссоциирующие основание и кислота. рН растворов таких солей зависит от относительной силы кислоты и основания. Мерой силы кислоты и основания является константа диссоциации соответствующего реактива.

Реакция среды этих растворов может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной:

Al2S3 + 6H2O =>2Al(OH)3↓+ 3H2S↑

Гидролиз - процесс обратимый.

Гидролиз протекает необратимо, если в результате реакции образуется нерастворимое основание и (или) летучая кислота

**Алгоритм составления уравнений гидролиза солей**

|  |  |
| --- | --- |
| **Ход рассуждений** | **Пример** |
| 1. Определяем силу электролита – основания и кислоты, которыми образована рассматриваемая соль.   помните! Гидролиз всегда протекает по слабому электролиту, сильный электролит находится в растворе в виде ионов, которые не связываются водой.     |  |  | | --- | --- | | **Кислота** | **Основания** | | Слабые - CH3COOH, H2CO3,H2S, HClO, HClO2  Средней силы - H3PO4  Сильные - НСl, HBr, HI, НNО3, НСlO4, Н2SO4 | Слабые – все нерастворимые в воде основания и NH4OH  Сильные – щёлочи (искл.  NH4OH) | | Na2CO3 – карбонат натрия, соль образованная сильным основанием (NaOH) и слабой кислотой (H2CO3) |
| 2. Записываем диссоциацию соли в водном растворе, определяем ион слабого электролита, входящий в состав соли: | 2Na+ + **CO32-** + H+OH- ↔  Это гидролиз по аниону  От слабого электролита в соли присутствует анион CO32- , он будет связываться молекулами воды в слабый электролит – происходит гидролиз по аниону. |
| 3. Записываем полное ионное уравнение гидролиза – ион слабого электролита связывается молекулами воды | 2Na+ + **CO32-** + **H+**OH- ↔ (HCO3)- + 2Na+ + OH-    В продуктах реакции присутствуют ионы ОН-, следовательно, среда щелочная pH>7 |
| 4. Записываем молекулярное гидролиза | Na2CO3 + HOH ↔ NaHCO3 + NaOH |

**Практическое применение.**

На практике с гидролизом учителю приходится сталкиваться, например при приготовлении растворов гидролизующихся солей (ацетат свинца, например). Обычная “методика”: в колбу наливается вода, засыпается соль, взбалтывается. Остается белый осадок. Добавляем еще воды, взбалтываем, осадок не исчезает. Добавляем из чайника горячей воды – осадка кажется еще больше… А причина в том, что одновременно с растворением идет гидролиз соли, и белый осадок, который мы видим это уже продукты гидролиза – малорастворимые основные соли. Все наши дальнейшие действия, разбавление, нагревание, только усиливают степень гидролиза. Как же подавить гидролиз? Не нагревать, не готовить слишком разбавленных растворов, и поскольку главным образом мешает гидролиз по катиону – добавить кислоты. Лучше соответствующей, то есть уксусной.

В других случаях степень гидролиза желательно увеличить, и чтобы сделать щелочной моющий раствор бельевой соды более активным, мы его нагреваем – степень гидролиза карбоната натрия при этом возрастает.

Важную роль играет гидролиз в процессе обезжелезивания воды методом аэрации. При насыщении воды кислородом, содержащийся в ней гидрокарбонат железа(II) окисляется до соли железа(III), значительно сильнее подвергающегося гидролизу. В результате происходит полный гидролиз и железо отделяется в виде осадка гидроксида железа(III).

На этом же основано применение солей алюминия в качестве коагулянтов в процессах очистки воды. Добавляемые в воду соли алюминия в присутствии гидрокарбонат-ионов полностью гидролизуются и объемистый гидроксид алюминия коагулирует, увлекая с собой в осадок различные примеси.

Видео - Эксперимент ["Гидролиз солей"](http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/12dc6439-2e63-3d56-d368-5df0c766c663/index.htm)

Видео - Эксперимент ["Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой"](http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/372d8434-f645-4ee6-827d-c286c2e5013b/index.htm)

Видео - Эксперимент ["Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой"](http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/c42348e8-2ae0-804e-7d49-ce4b65aec87b/index.htm)

Видео - Эксперимент ["Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой"](http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/2ce7202c-322b-4b0c-4724-88f54b7503fb/index.htm)

Видео - Эксперимент ["Усиление гидролиза солей при нагревании"](http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/80fe23a3-b863-a380-7762-7b1fb593e2f1/index.htm)

**ЗАДАНИЯ**

№1. Запишите уравнения гидролиза солей и определите среду водных растворов (рН) и тип гидролиза:Na2SiO3,AlCl3, K2S.

№2. Составьте уравнения гидролиза солей, определите тип гидролиза и среду  раствора:  
Сульфита калия, хлорида натрия, бромида железа (III)

№3. Составьте уравнения гидролиза, определите тип гидролиза и среду водного раствора соли для следующих веществ:  
Сульфид Калия - K2S,  Бромид алюминия - AlBr3,  Хлорид лития – LiCl, Фосфат натрия - Na3PO4,  Сульфат калия - K2SO4,  Хлорид цинка - ZnCl2, Сульфит натрия - Na2SO3,  Cульфат аммония - (NH4)2SO4,  Бромид бария - BaBr2 .