Министерство образования и науки РФ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение

высшего профессионального образования

«Новгородский государственный университет

имени Ярослава Мудрого»

Институт сельского хозяйства и природных ресурсов

Кафедра фундаментальной и прикладной химии

**ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ**

***Методические указания к лабораторной работе***

Великий Новгород

2013

Гидролиз солей/Составители: В.П. Кузьмичёва, В.А. Исаков – НовГУ, Великий Новгород, 2013 г. – 16 с.

Методические указания предназначены для студентов всех специальностей, изучающих химию.

**СОДЕРЖАНИЕ**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ВВЕДЕНИЕ | | 4 |
| 1 | ЦЕЛЬ РАБОТЫ | 4 |
| 2 | ОСНОВНЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ | 4 |
|  | 2.1 Гидролиз солей, образованных слабыми кислотами и сильными основаниями | 4 |
|  | 2.2 Гидролиз солей, образованных слабыми основаниями и сильными кислотами | 6 |
|  | 2.3 Гидролиз солей образованных слабыми кислотами и слабыми основаниями  2.4 Гидролиз кислых солей и оценка среды их водных растворов | 7  8 |
|  | 2.5 Способы усиления и подавления гидролиза  2.6 Реакции взаимного усиления гидролиза | 9  10 |
| 3 | ТРЕБОВАНИЯ ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ | 10 |
| 4 | ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ | 11 |
|  | 4.1 Соли, образованные сильными основаниями и сильными кислотами | 11 |
|  | 4.2 Соли, образованные слабыми кислотами и сильными основаниями  4.3 Соли, образованные слабыми основаниями и сильными кислотами  4.4 Смешение ионного равновесия обратимого гидролиза  4.5 Химическое растворение металлов в водных растворах гидролизующихся солей  4.6 Взаимодействие растворов солей, взаимно усиливающих гидролиз друг друга | 11  12  13  13  14 |
| 5 | ТРЕБОВАНИЯ К СОДЕРЖАНИЮ И ОФОРМЛЕНИЮ ОТЧЕТА | 14 |
| 6 | ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ | 15 |
| ЛИТЕРАТУРА | | 16 |

**ВВЕДЕНИЕ**

*Гидролиз* является разновидностью ионных реакций и представляет собой обменное взаимодействие некоторых солей с водой.

Реакция гидролиза имеет место лишь в тех случаях, когда ионы, образующиеся при диссоциации соли, способны образовывать с ионами - продуктами ионизации воды ( Н+, ОН-) нерастворимые, газообразные или малодиссоциированые соединения (молекулы или сложные ионы).

*Гидролизу подвергаются соли* трёх видов. Это соли образованные:

1. слабой кислотой и сильным основанием;
2. слабым основанием и сильной кислотой;
3. слабой кислотой и слабым основанием.

В обычных условиях *гидролизу не подвергаются* соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой.

**1 ЦЕЛЬ РАБОТЫ**

Цель работы – изучение некоторых свойств водных растворов солей, связанных с реакцией гидролиза.

**2 ОСНОВНЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ**

**2.1 Гидролиз солей, образованных слабыми кислотами и сильными основаниями**

*Гидролиз солей слабых одноосновных кислот*

Рассмотрим первый случай гидролиза на примере ацетата натрия (соли слабой уксусной кислоты и сильного основания гидроксида натрия):

CH3COONa + H2O ↔ СН3СООН +NaOH

или в молекулярно-ионной форме:

Na+ + CH3COO- + H2O ↔ CH3COOH + Na+ + ОН-

Катионы Na+ с ионами Н+ и ОН- не образуют малодиссоциированных соединений, поэтому они не принимают участия в этой реакции. Исключив катионы натрия получим сокращенное молекулярно-ионное уравнение реакции гидролиза ацетата натрия:

СНзСОО- + Н2О ↔ СНзСООН + ОН-.

щелочная среда

рН > 7

Для количественной оценки реакции гидролиза используют константу гидролиза Кh, степень гидролиза h и значения рН растворов солей.

В основе вывода формулы константы гидролиза лежит сокращенное молекулярно-ионное уравнение реакции гидролиза.

Константа равновесия этой реакции имеет вид:

Далее это выражение преобразуем:

Величину Кр · [H2O] принимают за константу гидролиза Кh, т.е.

Величину [OH-] можно определить , тогда

Таким образом, Kh обратно пропорциональна Ka слабой кислоты, т.е. чем слабее кислота, соответствующая данной соли, тем больше константа гидролиза.

*Степень гидролиза* (h) это отношение числа ионов, подвергшихся гидролизу *(Nгидр.),* к исходному числу введенных в раствор ионов этого вида *(No):*

h = Nгидр./No

Степень гидролиза h рассчитывается по уравнению:

Так как [OH-] = h · CM, то

Отсюда рОН = - lg [OH-] и рН = 14 – рОН

*Гидролиз солей слабых многоосновных кислот*

Гидролиз таких солей – процесс многоступенчатый, протекает через последовательный ряд стадий. Например, при гидролизе Na2S, первая ступень имеет вид:

Na2S + H2O ↔ NaHS + NaOH

2Na+ + S2- + H2O ↔ Na+ + HS- + Na+ + OH-

S2- + H2O ↔ HS- + OH-

Количественно гидролиз по первой ступени можно охарактеризовать константой гидролиза:

Затем в реакцию обменного взаимодействия с водой вступает гидросульфид-ион:

NaHS + H2O ↔ H2S + NaOH

Na+ + HS- + H2O ↔ H2S + Na+ + OH-

HS- + H2O ↔ H2S + OH-

Следует обратить внимание, что количественно вторая ступень гидролиза протекает в несравнимо меньшей степени, чем первая. Поэтому в ответе достаточно указать уравнение только для первой ступени, например:

Na3PO4 + H2O ↔ Na2HPО4 + NaOH

РО43- + Н2О ↔ НРО42- + ОН-

**2.2 Гидролиз солей, образованных слабыми основаниями и сильными кислотами**

*Гидролиз солей, образованных слабыми однокислотными основаниями*

Рассмотрим гидролиз соли, образованной анионом сильной кислоты и *однозарядным катионом слабого основания*. Например:

NН4Cl + H2O ↔ NH3·Н2О + HCI

NН4+ + H2O ↔ NH3·Н2О + H+

кислая среда

рН < 7

При гидролизе *многовалентных катионов* преобладает процесс присоединения одного гидроксид-иона ОН-, в результате чего образуются основные соли. Например, гидролиз хлорида меди (II) описывается уравнением:

СuСl2 + Н2О ↔ Сu(ОН)С1 + НС1

Сu2+ + 2Cl- + Н2О ↔ СuОН+ + Н+ + 2Сl-

Сu2+ + Н2О ↔ СuОН+ + Н+

**2.3 Гидролиз солей, образованных слабыми кислотами и слабыми основаниями**

*Катион и анион однозарядны*

К такого типа солям относятся, в основном, соли аммония. В этом случае продуктами гидролиза являются слабые кислота и основание:

KtAn + Н2О = KtOH + HAn,

Kt+ + An- + H2O = KtOH + HAn,

где Kt+ и An- - катион и анион слабых основания и кислоты соответственно.

В этом случае константа гидролиза обратно пропорциональна произведению констант диссоциации обоих слабых электролитов:

Если образующиеся в результате реакции основание и кислота являются электролитами равной силы, то раствор имеет нейтральную среду (рН = 7). В противном случае значение водородного показателя определяется соотношением констант диссоциации этих соединений. Например, при гидролизе фторида аммония

NH4F + H2O = NH3·Н2О + HF

водородный показатель раствора меньше семи, т.к.

Для вычисления степени гидролиза и концентрации ионов Н+ можно воспользоваться формулами, выведенными по аналогии с предыдущими случаями:

;

Гидролиз таких солей не зависит от концентрации соли в растворе и проходит намного глубже, чем в предыдущих случаях.

*Катион* – *однозарядный, анион – многозарядный*

Среди растворимых в воде солей к этой группе также относятся практически только соли аммония: (NН4)2СОз, (NH4)2S, (NH4)3PO4 и т.д.

(NH4)2S + H2O = NH3·Н2О + NH4HS

2NH4+ + S2- + H2O = NH3·Н2О + NH4+ + HS-

Следует отметить, что равновесие в этих случаях практически нацело смещено в сторону продуктов реакции. В результате, при гидролизе данной группы солей, в растворе образуется смесь гидрата аммиака и его соли. Причем концентрация основания равна концентрации соли. Среда в таких растворах щелочная (рН > 7).

*Катион – многозарядный, анион – однозарядный*

Такие соли не получены вследствие полного и необратимого гидролиза. Исключение составляют некоторые ацетаты и формиаты, которые при гидролизе дают осадки малорастворимых основных солей. Например:

Аl(СН3СОО)3 + Н2О = АlOH(СНзСОО)2 + СН3СООН

Al3+ + 3CH3COO- + H2O = A1OH(CH3COO)2 + CH3COOH

*Катион и анион многозарядны*

При внимательном рассмотрении таблицы растворимости видно, что в большинстве случаев такие соли нерастворимы в воде, вследствие этого их гидролизом можно пренебречь. В качестве исключения можно рассмотреть гидролиз сульфидов алюминия и хрома. Эти соли можно получить методами “сухой” химии, однако, если на них подействовать водой, произойдет полный и необратимый гидролиз:

A12S3 + 6Н2О = 2А1(ОН)3 + 3H2S

**2.4 Гидролиз кислых солей и оценка среды их водных растворов**

Кислые соли слабых многоосновных кислот тоже подвергаются гидролизу. Так, в водном растворе NaHCO3 устанавливается равновесие:

HCO3- + H2O ↔ H2CO3 + OH-,

константа которого

Константа гидролиза NaHCO3 количественно характеризует тенденцию иона HCO3- присоединять ионы Н+ из воды, освобождая эквивалентное число ионов OH-.

Однако, ион HCO3- участвует и в процессе электролитической диссоциации:

HCO3- ↔ H+ + CO32-,

константа которого количественно характеризует противоположную тенденцию гидроаниона – отщеплять протоны.

Для раствора NaHCO3 и, следовательно, преобладает тенденция ионов HCO3- присоединять протоны из воды, что согласуется с опытом, показывающим, что раствор NaHCO3 имеет слабо щелочную реакцию среды.

В случае дигидрофосфата натрия NaH2PO4 реакцию среды определяют следующие конкурирующие равновесия:

1. H2PO4- + Н2О ↔ Н3РО4 + ОН- (гидролиз)
2. H2PO4- ↔ НРО42- + Н+ (диссоциация)

Константа диссоциации иона H2PO4- - это вторая константа диссоциации фосфорной кислоты

Реакция среды будет определяться тем равновесием, которое характеризуется большим значением константы:

Следовательно, реакция среды в водном растворе NaH2PO4 кислая, рН < 7.

**2.5 Способы усиления и подавления гидролиза**

Для усиления или подавления гидролиза можно использовать химические и физические способы.

Химические способы основаны на изменении концентраций веществ, находящихся в равновесии. Если в раствор гидролизующейся соли ввести реагент, связывающий образующиеся при гидролизе ионы H+ и ОН-, то, в соответствии с принципом Ле Шателье, равновесие смещается в сторону усиления гидролиза; в результате гидролиз может протекать полностью до образования его конечных продуктов. Аналогичное действие оказывает добавление в раствор воды -разбавление наиболее простой способ усиления гидролиза.

Физическим способом равновесие при гидролизе может быть смещено путём изменения температуры. Обратный гидролизу процесс – реакция нейтрализации – протекает с выделением теплоты, а гидролиз представляет собой эндотермический процесс. Поэтому повышение температуры ведет к усилению гидролиза, а понижение - к ослаблению.

**2.6 Реакции взаимного усиления гидролиза**

Если взять раствор хлорида алюминия и добавить к нему раствор сульфида натрия, то вместо ожидаемого сульфида алюминия мы получим осадок гидроксида алюминия и сероводород:

2А1С13 + 3Na2S + 6Н2O = 2А1(ОН)3 + 3H2S + 6NaCl

2А13+ + 6Cl- + 6Na+ + 3S2- + 6H2O = 2A1(OH)3 + 3H2S + 6Na+ + 6Сl-

2Al3+ +3S2- + 6H2O = 2A1(OH)3 + 3H2S

Такие реакции называются реакциями взаимного усиления гидролиза. В растворах AlCl3 и Na2S по отдельности устанавливаются равновесия:

Al3+ + H2O ↔ AlOH2+ + H+

S2- + H2O ↔ HS+ + OH-

При смешивании этих растворов протоны связываются гидроксид-ионами в молекулу воды и равновесие, в соответствии с принципом Ле Шателье, смещается вправо. В результате гидролиз катиона алюминия и сульфидного аниона проходит практически до конца. Поэтому в уравнениях совместного гидролиза таких солей между исходными веществами и продуктами реакции ставят знак "=" или "→”. Приведем еще один пример подобной реакции:

Na2SiO3 + 2NH4CI + 2Н2О = H2SiO3 + 2NH4OH + 2NaCl

2Na+ + SiO32- + 2NH4+ + 2Сl- + 2H2O = H2SiO3 +2NH4OH + 2Na+ + 2Сl-

SiO32- + 2NH4+ + 2H2O = H2SiO3+ 2NH4OH

**3 ТРЕБОВАНИЯ ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ**

Следует аккуратно работать с реактивами: внимательно читать этикетки, держать склянки с растворами закрытыми, не путать пробки, не выливать обратно в склянки неиспользованные растворы реактивов. Строго соблюдать рекомендации по проведению опытов.

Опыты с концентрированными растворами кислот и щелочей проводить только в вытяжном шкафу. Остатки кислот и щелочей сливать в специальную емкость.

При нагревании растворов в пробирке пользоваться держателем и всегда держать пробирку так, чтобы её отверстие было направлено в сторону от работающего и его соседей по рабочему столу.

**4 ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ**

**4.1 Соли, образованные сильными основаниями и сильными кислотами.**

**Опыт.** Налейте в отдельные пробирки растворы хлорида натрия, хлорида бария, сульфата натрия и нитрата калия и испытайте реакции растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги. Для этого разрежьте полоску индикаторной бумаги на 4 – 5 частей, и, уложив их на полоску белой фильтровальной бумаги, коснитесь кусочка индикаторной бумаги стеклянной палочкой, смоченной испытуемым раствором. Прежде чем испытать следующий раствор, необходимо стеклянную палочку ополоснуть водой.

Содержат ли растворы взятых для опыта солей избыток ионов Н+ или ОН-? Подвергаются ли такие соли гидролизу?

**4.2 Соли, образованные слабыми кислотами и сильными основаниями.**

**Опыт 1.** налейте в пробирку 3 – 4 капли раствора ацетата натрия и определите рН раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Окрашивается ли раствор ацетата натрия после добавления 1 – 2 капель фенолфталеина?

Исходя из концентрации раствора С, вычислите его рН и сравните с опытными данными. Заполните следующую таблицу:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Формула соли | [OH-]вычисл = | рН | |
| вычисленный | по данным опыта |
|  |  |  |  |

Напишите молекулярно-ионное уравнение гидролиза ацетата натрия. Приведите два – три примера других ацетатов, гидролиз которых отвечает этому уравнению.

**Опыт 2.** Налейте в одну пробирку 5 – 6 капель раствора карбоната натрия, в другую – такой же объём сульфита натрия и сравните окраску обоих растворов после прибавления к ним 1 – 2 капель фенолфталеина или проверьте реакцию растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Напишите молекулярно-ионные уравнения гидролиза. Сравните поведение обеих солей в растворе и определите, в каком из двух растворов относительно больше:

а). степень гидролиза h;

б). концентрация гидроксильных ионов [OH-];

в). значение рН.

Вычислите константы гидролиза обеих солей. Заполните таблицу:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Соль | h | [OH-] | pOH | pH | Kh = Kw / Ka гидроаниона |
| Na2CO3 |  |  |  |  |  |
| Na2SO3 |  |  |  |  |  |

**Опыт 3.** Те же сравнительные опыты проделайте с растворами гидросолей – гидрокарбоната и гидросульфита натрия. К растворам обеих солей добавьте 1 – 2 капли фенолфталеина; убедитесь, что в растворе гидросульфата натрия фенолфталеин остаётся бесцветным. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите рН раствора каждой соли.

Напишите молекулярно-ионные уравнения гидролиза обеих солей и объясните различие в свойствах их растворов. Заполните таблицу:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Соль | Опытные данные | | Расчётные данные | | Вывод  (какое равновесие определяет реакцию раствора соли) |
| реакция раствора | рН |  | Ка гидроаниона |
| NaHCO3 |  |  |  |  |  |
| NaHSO3 |  |  |  |  |  |

**4.3 Соли, образованные слабыми основаниями и сильными кислотами.**

**Опыт 1.** Определите с помощью универсальной индикаторной бумаги реакцию водного раствора хлорида или сульфата аммония. Напишите молекулярно-ионное уравнение реакции гидролиза.

**Опыт 2.** Определите с помощью универсальной индикаторной бумаги определите реакцию раствора хлорида цинка, сульфата цинка и сульфата алюминия. Напишите молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза солей.

**Опыт 3.** К 3 – 4 каплям раствора хлорида сурьмы или висмута прибавьте такой же объём воды. Что наблюдается при этом? Подкислите раствор несколькими каплями концентрированной соляной кислоты, после чего вновь разбавьте раствор. Что наблюдается?

Напишите молекулярно-ионное уравнение гидролиза хлорида сурьмы или висмута, учитывая, что при этом образуются малорастворимые хлорид оксосурьмы SbOCl и, соответственно, хлорид оксовисмута BiOCl.

**4.4 Смещение ионного равновесия обратимого гидролиза**

**Опыт 1.** Влияние температуры при постоянной концентрации

Налейте в пробирку 2-3 капли раствора ацетата натрия и добавьте одну каплю раствора фенолфталеина. Нагрейте раствор до 90-100 °С и наблюдайте появление розовой окраски. Затем охладите пробирку с раствором под струёй холодной водопроводной воды до обесцвечивания. Как меняется pH раствора при изменении температуры, если известно, что интервал перехода окраски индикатора фенолфталеина pH 8-10? Как влияет нагревание на равновесие гидролиза? Как влияет на это равновесие охлаждение? По результатам проведенного опыта сделайте вывод о тепловом эффекте гидролиза (эндо- или экзотермический процесс).

**Опыт 2.** Влияние аналитической концентрации вещества в растворе при постоянной температуре

В пробирку налейте 3-4 капли 0,01М раствора хлорида аммония. С помощью универсального индикатора определите значение pH. Затем добавьте немного твердого хлорида аммония и перемешайте раствор. Как изменяется pH раствора? Почему? Каково влияние аналитической концентрации вещества на равновесие гидролиза?

**Опыт 3.** Влияние добавления одноименного иона среды гидролиза (при постоянных температуре и концентрации)

В пробирке с водой растворите 2-3 кристалла хлорида железа(III). Добавьте по каплям концентрированную серную кислоту (раствор при этом сильно разогревается) и охладите пробирку с раствором под струёй холодной водопроводной воды до комнатной температуры. Сделайте вывод о причине обесцвечивания раствора, учитывая, что желтый цвет раствора соли железа(III) обусловлен наличием значительного количества ионов FeOH2+, а гидратированный катион Fe3+·Н2О почти бесцветен. Будет ли наблюдаться обесцвечивание раствора, если приливать концентрированную хлорную кислоту? Проверьте ваш вывод экспериментально.

**4.5 Химическое растворение металлов в водных растворах гидролизующихся солей**

**Опыт 1.** Налейте в пробирку 4-5 капель концентрированного раствора хлорида алюминия. Опустите в пробирку гранулу цинка. Нагрейте раствор. Какой газ выделяется?

**Опыт 2.** В концентрированный раствор ортофосфата натрия в пробирке (4-5 капель) внесите гранулу алюминия и нагрейте пробирку со смесью. Какой газ выделяется?

Какие окислительно-восстановительные реакции могут идти в растворах солей, подвергающихся гидролизу, при внесении металлов, расположенных в электрохимическом ряду напряжений до водорода? Почему? Объясните, зачем для успешного выполнения опытов надо брать концентрированные растворы солей и использовать нагревание.

**4.6 Взаимодействие растворов солей, взаимно усиливающих гидролиз друг друга.**

**Опыт 1.** Налейте в коническую пробирку 5 – 6 капель раствора хлорида или сульфата хрома (III) и прибавьте по каплям раствор карбоната натрия до образования осадка малорастворимого соединения.

**Опыт 2.** Тот же опыт проделайте в конической пробирке с раствором хлорида или сульфата алюминия, прибавляя к нему по каплям раствор сульфида аммония до образования осадка малорастворимого соединения.

Отделите осадки, полученные в обоих опытах, от растворов и промойте их один – два раза 5 – 6 каплями воды.

Какими реакциями можно доказать, что образовавшиеся малорастворимые соединения представляют собой гидроксиды хрома (III) и алюминия, а не продукты обменного взаимодействия исходных солей? Почему при взаимодействии растворов этих солей гидролиз их протекает практически необратимо? Каков механизм взаимного усиления гидролиза?

**Опыт 3.** Налейте в пробирку 5 – 6 капель раствора хлорида или сульфата алюминия и столько же капель раствора ацетата натрия. Содержимое пробирки нагрейте, опустив её в горячую воду, и отметьте наблюдения.

Напишите молекулярное и молекулярно-ионное уравнения совместного гидролиза, учитывая, что при этом образуется основная соль – ацетат дигидроксоалюминия. Почему в этом случае взаимное усиление гидролиза исходных солей ограничивается образованием Al(OH)2CH3COO, а не гидроксида алюминия? Как влияет увеличение температуры на степень гидролиза солей?

**Опыт 4.** К 4 – 6 каплям раствора силиката натрия добавьте такой же объём хлорида аммония. Отметьте характер образовавшегося осадка и запах выделяющегося газа. Напишите молекулярное и молекулярно-ионное уравнения совместного гидролиза и рассмотрите механизм его протекания.

**5 ТРЕБОВАНИЯ К СОДЕРЖАНИЮ И ОФОРМЛЕНИЮ ОТЧЕТА**

Отчет должен быть оформлен в соответствии с общими требованиями к текстовым документам (СТО 1.701-2010).

По каждому опыту необходимо описать наблюдаемые явления и сделать теоретическое объяснение в выводе. Следует обратить внимание на то, что гидролиз солей первого и второго из указанных видов протекает обратимо. После выравнивания скоростей прямого и обратного процессов (гидролиза и реакции нейтрализации), устанавливается химическое равновесие. Поэтому при написании уравнений гидролиза этих солей следует использовать символ ↔.

Гидролиз солей третьей группы в определённых условиях может протекать практически необратимо и в этом случае в уравнениях реакции следует изображать знак равенства (=) или одну стрелку (→).

**6 ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ**

1. Какие из солей подвергаются гидролизу: сульфат алюминия, нитрат свинца, иодид натрия? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза.
2. Можно ли считать, что нейтральная среда раствора соли свидетельствует об отсутствии гидролиза?
3. Как убедиться, не проводя расчетов и измерений, что такие соли, как карбонат натрия, хлорид цинка и многие другие, гидролизуются практически по первой ступени?
4. Какой реакцией среды должны обладать растворы следующих солей аммония: NH4CN, CH3COONH4, NH4NO2, (NH4)2CO3, (NH4)3PO4?
5. Отличаются ли по кислотности среды (если да, то как именно?) растворы с одинаковой молярной концентрацией таких солей: NaHS, NaHCO3, NaHSO4, NaHSO3? Ответ обоснуйте.
6. Какая из солей гидролизуется сильнее: FeCl2 или FeCl3; Cr(NO3)3 или K[Cr(OH)4]; NaCN или NH4CN; K2CO3 или KHCO3; AlCl3 или AlOHCl2; BaSO4 или MgSO4?
7. Какие факторы и почему способствуют усилению гидролиза солей?
8. Какие условия необходимы для приготовления водных растворов легко гидролизующихся солей?
9. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций между двумя солями и объясните механизм их протекания:

|  |  |
| --- | --- |
| 1) Fe2(SO4)3 + Na2CO3 + H2O → | 4) AlCl3 + CH3COONa + H2O → |
| 2) AlCl3 + (NH4)2S + H2O → | 5) CuSO4 + Na2CO3 + H2O → |
| 3) KCr(SO4)2 + K2CO3 + H2O → | 6) Na2SiO3 + NH4Cl + H2O → |

1. Вычислите степень гидролиза цианида калия и рН для его 0,1М и 0,001М растворов и сравните полученные результаты.
2. Произведите расчет и объясните почему раствор NaH2PO4 в воде имеет слабо кислую, Na2HPO4 – слабо щелочную, Na3PO4 – сильно щелочную реакцию?

**ЛИТЕРАТУРА**

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: Учеб.для вузов / Н. С. Ахметов. – 7-е изд.,стер. – М.: Высшая школа, 2008. – 742 с.
2. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб.пособие для студентов ун-тов,хим.-технол.и пед.вузов / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадыгин. – 5-е изд.,испр. – М.: Высшая школа, 2003 (2002). – 366 с.
3. Гельфман, М.И. Неорганическая химия: Учеб.для вузов / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 2-е изд.,стер. – СПб.: Лань, 2009. – 527 с.
4. Практикум по неорганической химии: Учебное пособие для студ. высш. уч. заведений / В.А. Алешин, К.М. Дунаев, А.И. Жиров и др; под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 384 с.