Занятие 5.

Тема занятия. Гидролиз. Водородный показатель. Способы определения рН среды.

Сделать конспект. Выполнить задания.

**Гидролиз** (разложение водой лат.) - в широком смысле слова – процесс обменного взаимодействия между водой и веществом. Гидролиз соединений различных классов протекает по-разному. Например, при гидролизе растительного сырья происходит гидролитическое расщепление полисахаридов с образованием моносахаридов:

(С6Н10О5)n + nН2О = nC6H 12O6

**Гидролиз соли**– это химическое взаимодействие ионов соли с молекулами воды, приводящее к образованию слабого электролита. В результате гидролиза происходит смещение равновесия диссоциации воды вследствие образования малодиссоцирующих соединений, малорастворимьгх и летучих веществ.

В соответствии с этим гидролизуютcя только катионы слабых оснований и анионы слабых кислот, то есть три типа солей:

1) соли, образованные слабыми основаниями и сильными кислотами (гидролиз по катиону) например. NН4CI, Mg(NO3)2, FeС13;

2) соли, образованные сильными основаниями и слабыми кислотами (гидролиз но аниону), например, СН3СООNa, Na2CO3, NaHSO3;

3) соли, образованные слабыми основаниями и слабыми кислотами (гидролиз но катиону и аниону), например, CH3COONН4, Аl2S3, (NH4)2S.

Соли, образованные сильными основаниями и сильными кислотами (NaCI, KNO3, NaCIO4; и др.), гидролизу не подвер­гаются, так как при растворении их в воде не происходит связывания ни Н+, ни ОН-ионов.

В данной работе рассматриваются процессы гидролиза солей.

  В результате гидролиза происходит смещение равновесия диссоциации воды (распада на катионы H+и анионы OH-) вследствие образования малодиссоцирующих соединений, малорастворимьгх и летучих веществ.

В соответствии с этим гидролизуютcя только катионы слабых оснований и анионы слабых кислот, например:

1) катионы слабых оснований: NН4+, Mg2+ , Fe2+, Fe3+ и т.д.;

2) анионы слабых кислот: СН3СОО–, CO32–, SO32–, SiO32–;

Соли, образованные сильными основаниями и сильными кислотами (NaCl, KNO3, NaCIO4; и др.), гидролизу не подвер­гаются, так как при растворении их в воде не происходит связывания ни Н+, ни ОН-ионов.

**Пример 1.**Рассмотрим написание ионно-молекулярных уравнений гидролиза на примере соли образованной слабым основанием и сильной кислотой FеС13.

Эта соль образована слабым основанием Fе(ОН)3 и сильной кислотой HС1, следова­тельно, гидролизу подвергается только катион соли Fe3+.

1. В ионной форме уравнение гидролиза будет иметь вид:

Fe3+ + HOH  [ FeOH]2+ + H+ (1)

при гидролизе, в молекуле воды, происходит разрыв связи Н—ОН и образуется слабый электролит [FeOH]2+ (KFeOH = 1,4\*10-12), а ионы Н+ создают кислотную среду.

2. В молекулярной форме уравнение гидролиза имеет вид:

FeCl3 + HOH  FeOHCl2+ HCl (2)

Уравнения 1,2 отражают первую ступень гидролиза со­ли FeCl3.

Гидролиз солей, образованных слабыми многокис­лотными основаниями и сильными кислотами (Cu(NO3)2, А1С13 и т.п.), или солей, образованных слабыми многооснов­ными кислотами и сильными основаниями (Na2S, К3РO4 и т.п.), **протекает ступенчато**, но при обычных условиях практически ограничивается первой ступенью.

**При нагрева­нии и разбавлении раствора гидролиз усиливается,** и стано­вятся заметными следующие ступени гидролиза:

2-я ступень:

[FeOH]2+ + НОН  [Fe(ОН)2]+ + Н+;

FeOHCl2+HOH  Fe(OH)2Cl + HCl. (3)

3-я ступень:

[Fе(ОН)2]++ НОН  Fе(ОН)3 + Н+;

Fе(ОН)2С1 + НОН  Fе(ОН)3 + НС1. (4)

Преимущественное протекание гидролиза по первой сту­пени объясняется тем, что, как будет показано ниже, чем слабее образующийся электролит, тем сильнее гидролизуется соль. Для слабых электролитов, диссоциирующих ступенча­то, всегда справедливо соотношение К1> К2> К3 (таблица 1).

Поэтому в данном случае [FeOН]2+- наиболее слабый элек­тролит из образующихся при гидролизе, что и обуславливает преимущественное протекание гидролиза по первой ступени.

Следует подчеркнуть, что ступенчатый гидролиз солей нельзя изображать суммарным уравнением, например,

Fe3++ 3Н2О = Fe(ОH)3 + 3H+ ,

получаемым путем сложения урав­нений отдельных ступеней гидролиза (при сложении сокра­щается главный продукт гидролиза - ион [FeОН]2+).

**Пример 2.**Соль образована сильным основанием и слабой кислотой (например Na2S, Na2СО3, Na2SО3, NaСN, NaNO2, CH3COONa).

Гидролиз происходит по аниону, то есть по остатку слабой кислоты. Рассмотрим ступенчатый гидролиз Na2S в ионной форме:

1-я ступень:

S2- + НОН  НS-+ ОН-(5)

Константа гидролиза К2(НS-) = 4х10-14, поэтому равновесие в уравнении 5 смещено вправо, в результате чего в растворе повышается концентрация ОН-, то есть реакция среды щелочная (рН>7).

В молекулярной форме реакция 5 имеет следующий вид:

Na2S + HOH  NaHS + NaOH

2-я ступень:

НS-+ НОН  Н2S + NaOH (6)

Суммарная реакция: Na2S + 2HOH  Н2S + 2NaOH

**Пример 3.**Соль образована слабым основанием и слабой кислотой, например, CН3СООNH4. Гидролизу подвергаются и катион и анион соли:

СН3СОО- + NH4+ + НОН  СН3СООH +NН4ОH. (7)

В подобном случае реакция среды близка к **нейтральной** и зависит от сравнительной силы кислоты и основания.

**Реакция нейтрализации** – экзотермична, следовательно, гидролиз, (обратный ей процесс) эндотермичен, как и диссоциация воды.

Поэтому при повышении температуры раствора гидролиз усиливается, охлаждение раство­ра подавляет гидролиз.

Выше было показало, что при гидролизе солей по катио­ну образуется кислая среда, при гидролизе по аниону – щелочная. Поэтому, изменяя рН раствора, можно усили­вать или подавлять гидролиз. Так, введение в раствор FеС13 кислоты вызовет смещение равновесия влево, то есть сте­пень гидролиза уменьшится. Наоборот, связывание ионов Н+ усилит гидролиз.

Поэтому при сливании растворов солей, одна из которых гидролизуется по катиону, а другая – по аниону, происходит взаимное усиление гидролиза и гидролиз может протекать необратимо. Так, в растворах FеС13 и Na2S, взятых в отдельности, протекает практически только по первой ступени. При сливании этих растворов происходит реакция нейтрализации:

Н+ + ОН- = Н2О

или в молекулярной форме

НСl + NaOH = H2O + NaCl,

и равновесие гидролиза (1) и (5) смещаются вправо, становятся возможными вторая и третья (3), (4) стадии гидролиза, что приводит к необратимому протеканию совместного гидролиза этих двух солей:

FeCl2 + 3Na2S + 6HOH = 2Fe(OH)3 + 3H2S  + 6NaCl

или Fe3+ + 3S2- + 6HOH = 2Fe(OH)3+ 3H2S

По подобной схеме взаимного усиления гидролиза, приводящего к образованию осадка и газа, взаимодействуют соли, образованные катионами Аl3+, Cr3+, Fe3+ c карбонатами и сульфидами щелочных металлов. Поэтому эти соли невозможно получить реакциями обмена из водных растворов.

**Ио́нное** **произведе́ние** **воды́** — **произведение** концентраций ионов водорода Н+ и ионов гидроксида OH− в **воде** или в водных растворах, константа автопротолиза **воды**. Вывод значения **ионного** **произведения** **воды**.

Реакция среды определяется концентрацией водородных ионов (Н), которую выражают водородным показателем – p. H. • В нейтральной среде p. H - 7, 0 • В кислой - менее 7, 0. • В щелочной – более 7, 0.

Водородный показатель воды рН - один из важнейших показателей качества вод. Величина концентрации ионов водорода имеет большое значение для химических и биологических процессов, происходящих в природных водах. От величины рН зависит развитие и жизнедеятельность водных растений, устойчивость различных форм миграции элементов, агрессивное действие воды на металл и бетон. рН воды влияет также на процессы превращения различных форм биогенных элементов, изменяет токсичность загрязняющих веществ.

Индикаторы – вещества полезные и удобные, позволяющие быстро сказать, раствор какого вещества (кислоты или гидроксида) перед нами.



Задания для закрепления.

1. Разделите предложенные формулы солей на четыре типа, объясните свой выбор:

 BaCl2, ZnSO4, CuCl2, Na2SO4, Al(NO3)3, MnCl2, Cr2(SO4)3, K2SiO3, LiNO3, Co(NO2)2,MgSO3

2. Определите окраску лакмуса в растворах солей:

Ba(NO3)2, FeCl3, LiNO2, CoSO4,

Na2SiO3, ZnS, KCl

3. Исключите лишнюю соль из списка:

А) ZnCl2, CuSO4, KNO3, Ni(NO3)2

Б) K2S, AgNO3, CrCl3, Pb(NO3)2

В) Na2S, CaCl2, Li3PO4, K2CO3

Г) KNO3, MgBr2, Na2SO4, CaI2

Д) SnCl2, Al(NO3)3, PbSO4, Fe2(SO4)