Министерство образования и науки Республики Казахстан

Костанайский государственный университет имени А.Байтурсынова

Кафедра биологии и химии

Ж.Б. Исмаилова

Неорганическая химия (Часть 2)

Методическое указание

Костанай, 2014

ББК 24.1

И 87

Рецензенты:

Ергалиева Айжан Халиуллаевна, кандидат химических наук, доцент кафедры биологии и химии КГУ

Махмутова Жулдызай Сагындыковна, магистр химии, ст.преподаватель кафедры биологии и химии КГУ

Автор:

Исмаилова Ж.Б., преподаватель кафедры биологии и химии

Исмаилова Ж.Б. Неорганическая химия. Методические указания для самостоятельной работы студентов 1 курса аграрно-биологического и ветеринарного факультетов.- Костанай: КГУ имени А.Байтурсынова, 2014.- 21 с.

Методическое указание содержат теоретические и варианты контрольных заданий для самостоятельной работы студентов 1 курса аграрно-биологического и ветеринарного факультетов.

ББК 24.1

Утверждено Методическим советом Аграрно-биологического факультета, протокол от \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 201\_ г. №\_\_\_

© Исмаилова Ж.Б., 2014

Содержание

Введение………………………………………………………………………….4

1. Обменные реакции в растворах электролитов………………………………5

2. Гидролиз солей………………………………………………………………..6

3. Окислительно-восстановительные реакции………………………………..12

Список использованных источников………………………………………….16

Приложения……………………………………………………………………..17

**Введение**

Химия – фундаментальная наука о свойствах и превращениях веществ, из которых состоит материальный мир. Химия изучает состав, строение, реакционную способность и стабильность, способы и пути превращения одних веществ в другие.

Изучение химии включает в себя практическую и самостоятельную работы студентов с учебной литературой, развитию знаний и умений студента только тогда, когда они выполняются не механически, а после необходимой теоретической подготовки.

Таким образом, отвечая на вопросы каждого раздела, студент сможет успешно подготовиться к экзаменационной сессии.

Студенты выполняют задания индивидуально по варианту, предложенному преподавателем.

Рекомендуемая литература

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 2004. -744 с.

2. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 2003. – 704 с.

3. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л. И. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. – М.: ВШ, 1988. – 303 с.

4. Васильева З. Г., Грановская А. А., Таперова А. А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. – Л.: Химия, 1986. – 287 с.

**1 Обменные реакции в растворах электролитов.**

Обменные реакции в растворах электролитов протекают направления связывания ионов, приводящего к образованию малорастворимых веществ (осадка или газов) или молекул слабых электролитов.

Например: уравнения реакций нейтрализации сильных кислот сильными основаниями:

H2SO4 + 2NaOH = Na2SO4 + 2HCl

2HCl + Ca(OH)2 = CaCl2 + 2H2O

выражаются одним и тем же ионно-молекулярным уравнением, из которого Н+ + ОН- = Н2О следует, что сущность этих процессов сводится к образованию малодиссоциируемого электролита – воды. Следующие реакции выражают один и тот же:

H2SO4 + BaCl2 = BaSO4 + 2HCl

Ba(NO3)2 + Na2SO4= BaSO4 + 2NaNO3

процесс образования осадка BaSO4 из ионов Ва2+ и SO42-

Пример: Записать в ионно-молекулярной форме уравнения реакции между следующими веществами:

а) CH3COONa +H2SO4

б) Na2CO3 + HNO3

в) HCN + Ca(OH)2

Составляем ионно-молекулярные уравнения реакции, если известно, что СН3СООН, Н2СО3, Н2О – слабые электролиты.

а) CH3COONa +H2SO4 = 2CH3COOН +Na2SO4

2СН3СОО- + 2Na+ + 2Н+ + SO42- = 2СН3СООН + 2Na+ + SO42

б) Na2CO3 + HNO3 = Н2О + СО2 + 2 NaNO3

2Na+ + CO32- + 2H+ + 2NO3- = Н2О + СО2 + 2Na+ + 2NO3-

CO32- + 2H+ = Н2О + СО2

в) 2HCN + Ca(OH)2 = Са(CN)2 + 2Н2О

2H+ + 2CN- + Ca2+ +2OH- = Са2+ + 2CN- + 2Н2О

2H+ + 2OH- = 2Н2О

**2 Гидролиз солей**

Гидролиз - обменное взаимодействие соли с водой, в результате, которого образуется слабая кислота или слабое основание. Гидролизу подвергаются соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием. (Na2CO3. KCN и т.д.).

KCN + НОН = HCN + КОН

К+ + CN-  + НОН = HCN + К+ + ОН-

CN-  + НОН = HCN + ОН-

Анион кислоты взаимодействует с водой, освобождая гидроксид-ион, который придает щелочную реакцию среды. При гидролизе соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, гидролизу подвергаются катион соли, при котором возрастает концентрация ионов водорода - среда кислая (CuSO4. AICI3, Fe(NO3)3 и т.д.).

ZnCI2 + НОН = ZnOHCl + НС1

Zn 2+ + HOH = ZnOH+ + H+

При гидролизе соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием, гидролизу подвергается катион и анион соли; (NН4)2CO3, СНзСООNH4 и т.д.

(NН4)2CO3+ HОН = NН4OH+ NH4HCO3

2NH4+ + СО32- + НОН = NН4OH +NH4+ + НСО3-

В этом случае реакция раствора зависит от относительной силы кислоты и основания, образующих соль. Если Ккисл, = Косн, то катион к анион гидролизуется в равной степени - среда нейтральная, если Ккисл.= Косн, то катион соли гидролизуется в большей степени, чем анион, так что [Н+] будет больше - среда слабокислая, если Косн = Ккисл, то гидролизу подвергается анион соли - среда слабощелочная.

Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергаются (Na2SO4, KCI, Ba(NO3)2). Концентрацию Н+ или ОН- можно определить, если известна константа гидролиза соли и степень гидролиза. Ионное произведение воды К[Н2О] = [Н+][ОН-]. Константа воды при t°=25°C равна 10-14 отсюда [Н+] = [ОН-] = 10-7.

Водородный показатель (рН) - это десятичный логарифм концентрации водородных ионов, взятых с обратным знаком рН = - lg [H+]. Константа гидролиза соля, образованной слабой кислотой и с сильным основанием, равна отношению концентрации слабой кислоты [НА] к концентрация аниона [А-].

Константа гидролиза соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, равна отношению Ме(ОH)n - концентрации слабого основанияк концентрации катиона металла Men+

Степенью гидролиза (h) - называется доля электролита, подвергшаяся гидролизу. Она связана с константой гидролиза Кг = h\*См / (l-h), если h«I, то Кг = h2 \*См, где См - молярная концентрация.

На процесс гидролиза значительное влияние оказывает концентрация и температура. Из последнего следует, что чем меньше концентрация, тем степень гидролизабольше. С повышением температуры концентрация Н+и ОН- ионов возрастает вследствие чего увеличивается вероятность связывания их с образованием малодиссоциирозанной кислоты или основания. Поэтому с увеличением температуры степень гидролиза повышается.

Пример: Определить рН 0,1М раствора фосфата калик К1(НзРО4) = 7,5\*10-3, К2(НзРО4) = 6,3\*10-8, К3(НзРО4) = 1,3\*10-12.

Решение: Записываем уравнение реакции гидролиза фосфата калия по 1 ступени:

К3РО4+ НОН <=> К2НРО4 + КОН

ЗК+ + РО43- + НОН <==> 2К+ + НРО42- + К+ + ОН-

РО43- + НОН <=> НРО42- + OН-

Константа гидролиза по этой ступени определяется константой диссоциации фосфорной кислоты К3(НзРО4) = 1,3\*10-12.

Находим степень гидролиза

Концентрация образовавшихся гидроксид-ионов равна h\*См, т.е. [OH-] = 2,8\*10-2. 0,1 = 2,8\*10-3

Определим рН, рН = -lg[H+], концентрацию

**Контрольная работа**

*по теме: «Обменные реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей»*

**Вариант 1**

1.Написать в ионно-молекулярнойформе уравнения реакций, приводящих к  
образованию малорастворимых осадков или газов:

a) Pb(NO3)2 + KJ б) NiCl2 + H2S в) К2СО3 + НСl

2.Написать уравнение реакции гидролиза сульфата магния в ионно-  
молекулярной форме и указать реакцию ее водного раствора.

3. При гидролизе каких солей образуются гидроксосоли:  
a)CuSO4, б)СаСО3, в)FеС13, г)К3РО4?  
Ответ подтвердите уравнениями реакций.

4.Определить рН 0,02нраствора соды Na2CO3, учитывая только первую  
ступень гидролиза, КГ (Н2СО3) = 4,7 \*10-11

5.Водородный показатель одного раствора равен 2, другого - 4. Во сколько раз концентрация ионов водорода больше в первом растворе, чем во втором?

**Вариант 2**

1.Вычислить константу гидролиза хлорида аммония, определить степень гидролиза этой соли в 0,01 М растворе и рН раствора. Кд (NH,OH)=1,8 \*10-5

2.Указать какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу Na3PO4, РЬС12, NaClO4. Ответ подтвердите уравнениями реакций в ионно-молекулярной форме. Указать реакцию *среды* водного раствора соли.

3.Написать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций, приводящих к образованию малорастворимых осадков или газов:

a)CuSO4+NaOH 6)CaCO3+HCl a)Na2SO4 + ВаСl2

4.Растворы каких солей имеют кислую среду: a)Mg(NO3)2 6)ZnSO4 в)СаСО3. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

5.Водородный показатель водопроводной воды равен 8. Чему равна концентрация гидроксид-ионов?

**Вариант 3**

1.При гидролизе, каких солей образуются основные соли: a)K2SO4, б)А12(SO4)3, в)MgCl2, г)Fe2(SO4)3

Ответ подтвердите уравнениями реакций.

2.Составьте в молекулярной форме уравнения реакций, которые выражаются следующими ионно-молекулярными уравнениями:

a)NO2 - + H+ <==> HNО2

б)Сu2+ + ОН-

в)PЬ2+ + 2I- <=> РЫ2

З.При рН<3 индикатор метиловый красный окрашен в красный цвет, при рН > 6,3 - в желтый, при промежуточных значениях рН в оранжевый цвет. Какова будет окраска индикатора в 0,1М растворе NH4Br? Kд(NН4ОH) =1,8-10-5

4.Растворы каких солей имеют щелочную, среду: а)Na2Cr2O7 б)ZnCl2 в)Са12 МnSО4

Ответ подтвердите уравнениями реакций.

5.К чистой воде прибавили кислоту, вследствие чего концентраций конов водорода стала равна 10-5г-ион/л. Какова стала концентрация гидроксид-ионов?

**Вариант 4**

1.Гидролиз, каких солей идет до конца: а)А1(СН3СОО)з, б)(NH4)2S, в)BaCl2 г)Pb(NO2)2?

2.Растворы, каких солей имеют значение рН<7?

a)CrCI3 б)Na2SO3 в)MnSO4 г)K2S?

3.Написать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций взаимодействия между водными растворами следующих веществ: a)NaHCO3 и НС1. 6)FeCl3 и КОН, в) РЬ(СН3СОО)2 и Na2S.

4.Вычислите константу гидролиза гипохлорита калия. Какова степень гидролиза соли в 0,1 М растворе и рН раствора? Кд (НСЮ)=5,0 10-8.

5.Концентрация гидроксид-ионов в растворе равна водородный показатель такого раствора.

**Вариант 5**

1.Гидролиз, каких солей идет до конца.

a)CH3COONa 6)MgS в)РЬ(NO3}2 r)CuCO3?

2.Растворы, каких солей имеют рН>7?

a)CuSO4 б)К2СО3, c)Al2(SO4)3, r)BaS.

Ответ подтвердите уравнениями реакций.

З.При сливаний водных растворов Cr(NO3)3 и Na2S образуется осадок гидроксида хрома (III) и выделяется газ. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнение происходящих реакций.

4.Вычислить константу гидролиза формиата натрия HCOONa. Какова степень гидролиза соли в 0,1М растворе и рН раствора? КД(НСООН)=1,8\*SO-4.  
5.При каком условии степень гидролиза солей усиливается:  
а) разбавление б) нагревание

в) охлаждение г) увеличение концентрации

**Вариант 6**

1.Раствор NаH2PO4 имеет слабокислую, а раствор Na3PO4-сильнощелочную реакцию. Объяснить эти факты к мотивировать их соответствующими ионно-молекулярными уравнениями.

2.В растворах, каких солей фенолфталеин приобретает малиновую окраску:

a) AlCI3 б) Na2S в) KNO2 г) CuSO4

Ответ мотивировать соответствующими ионно-молекулярными уравнениями. 3.Вычислить константу гидролиза сульфита натрия, степень гидролиза соли в 0,01М растворе и рН раствора, учитывая только первую ступень гидролиза. К1(H2SO3) = I,6\*I0-2, K2 (H2SO3) = 6,3\*10-3

4.Написать, в молекулярно-ионной форме уравнения следующих реакций, идущих в сторону образования малодиссоциированных соединений или газов, a) NH4CI + Ca(OH)2 б) KCN + H2SO4 в) (NH4)SО4 + KОH r)НСООNa+HJ.

5.Найдите концентрацию ионов водорода игидроксид-ионов, и указать реакцию среды раствора при рН=3.

**Вариант 7**

1.При смешавший растворов Al(SO4)3 и Na2S в осадок выпадает гидроксид алюминия. Объяснить причину, и составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнение происходящих реакций.

2.Какова реакция среды растворов следующих солей: a)KI, 6)Na2SO4 B)NaH2РO4 г)ZnSQ4? Дать объяснение. Написать соответствующие ионно-молекулярные уравнения реакций.

3.Концентрация ионов водорода в растворе равна 2,5\*10-5 моль/л. Определить рН раствора.

4.Вычислить константу гидролиза фторида калия, определить степень гидролиза этих солей в 0,01М растворе и рН раствора. Кд (HF) = б\*10-4

5.Написать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций взаимодействия между водными растворами следующих веществ: a)KHS и H2SO4 6)Zn(NО3)2 и КОН (избыт.) е)Са(ОН)2 и СО2.

**Вариант 8**

1.Растворы, каких солей гидролизу не подвергается: a)KCN, 6)Na2SO4 в)РЬС12 г)LiCl?

2.Гидролиз, каких солей идет до конца: а)Са(СlO4)2, 6)A12S3, b)(NH4)2SO4, г)FeCl3?

Ответ мотивировать соответствующими ионно-молекулярными уравнениями.

3.Написать в молекулярно-ионной форме уравнения реакций нейтрализации к указать какая из них протекает обратимо, а какая необратимо.

a)H2S04 + Na0H b)NH4OH+K2SO4

6)HClO+NaOH г)NH4ОH+HCN

4.Вычислить константу гидролиза ацетата натрия CH3CQONa. Определить степень гидролиза соли в 0,1н растворе и рН раствора Кд (СН3СООН) = 1,8\* 10-5

5.Какова концентрация ионов водорода в растворе, рН которого 2,4?

**Вариант 9**

1.Указать какие из перечисленных ниже солей подвергается гидролизу: a)ZnBr2 6)LiCl в)Nа3РО4 г)NaCIO

Для каждой гидролизующейся соли написать уравнение гидролиза в ионно-молекулярной форме и указать реакцию ее водного раствора.

2.При 60°С ионное произведение йоды КН2О=10-13 считая, что константа диссоциации Кд (НС1О)=5,0\*10-8 хлорноватистой кислоты не изменяется с температурой, определить рН 0,001 н раствора КСlO при 25° и при 60°С.

З.При гидролизе, каких солей образуются основные соли:

a)MgCl2 6)K3PO4 в)А12(СО3)з г)NaCl :;

4.Составьте в молекулярной форме уравнения реакций, которые выражаются следующими ионно-молекулярными уравнениями:

a)Zn2++2OН = Zn(OH)2 б)Са2++СО32- = СаСО3 в)А1(ОН)3+ОН- = Аl3-3 + Н2О

5.Найдите концентрацию ионов водорода и гидроксид-иона, и указать реакцию среды раствора при рН=10

**Вариант 10**

1.Составить молекулярные и ионные уравнения реакций образования малодиссоцированных и летучих соединений:

a) HCN 6)H2S b)NН4ОH г)Н2СО3

2.Какие из солей подвергаются гидролизу:

a)Li2CO3 6)NaCl B)BeSO4

3.Почему раствор NaHCQ3 имеет слабощелочную, а раствор NaНSО3-сдабокислую реакцию?

4.Добавленкс каких из перечисленных ниже реагентов к раствору FеС1з усилит гидролиз соли:

a)Na2CO3 6)ZrCl2 в)Nа2СО3 r)NaOH д)NН4С1 e)Zn ж)Н2О.

Дайте обоснованный ответ.

5.Вычислить константу гидролиза ортодигидрофосфата натрия. Определить степень гидролиза соли в 2,4М растворе и рН раствора, учитывая, что гидролиз идет по первой ступени. Кд (Н3РО4)=1,3\*10-12

**Вариант 11**

1.Вычислить константу гидролиза фосфата натрия. Определить степень гидролиза соли в 0,1М растворе и рН раствора, учитывая, что соль гидролизуется по второй ступени. Кд(Н3РО4)=6,З\*10-8

2.Написать в молекулярно-ионной форме уравнения гидролиза солей и указать реакцию их водных растворов:

a)Na2SO3 6)Li2S B)Na2As04

3.Растворы, каких солей имеют рН>7

a)Ba(CN)2 6)Zn(NO3)2 b)CuSO4 r)BaCl2

Ответ мотивировать соответствующими уравнениями реакций.

4.Написать в молекулярно-ионной форме уравнения следующих реакций:

a) Pb(NO3)2 + KI б) AlBr3 + AgNO3 в) FeCl3 + NH4OH

5.Концентрация гидроксид- ионов в растворе равна 10-9 моль/л. Чему равен

водородный показатель такого раствора?

**Вариант 12**

1.В растворах каких солей лакмус окрашивается в синий цвет?

a)Ba(CN)2 6)K2S B)SnCl2 r)MnSO4

2.Написать в молекулярно-ионной форме уравнения следующих реакций:

a)Cr2(SO4) + КОН(избыток) б) А1(ОН)3 + КОН г) CaSO4 + ВаС12

3.Растворы, каких солей подвергаются гидролизу:

a)Fr(NO3)2 6)CuSO4 в)Са(НS)2 r)MnSO4

4.Вычислить константу гидролиза цианида калия. Определить степень гидролиза соли в 0,05 M растворе и рН раствора. Кд(НСN) *=*1,9\*10'-10

5.Вычислить рН раствора и концентрацию гидроксид- иона, если концентрация ионов водорода равна 2 \*10-7 моль/л.

**Вариант 13**

1.Какие из указанных солей не подвергаются гидролизу: а)РЬС12 б)К2СО3 в)Ва(NO3)2 г)К2HPO4.

Дайте мотивированный ответ.

2.Написать в молекулярно-ионной форме уравнения следующих реакций: a)NH3 + H,SO4 6)NН4OH + H2S в) АgCrO4 + NаС1

3.Растворы, каких солей окрашивают лакмус в красный цвет?

а)СгСl б)Na2CO3 в)Rb2SО3 г)ZnS

4.Определить рН 0,1 М растворе карбоната калия К2(Н2СО3)=4,7\*10-11,учитывая только первую степень гидролиза соли.

5.Вычислить рН раствора, в котором концентрация гидроксид- иона равна 4,6\*10-4 моль/л.

**Вариант 14**

1.Растворы каких солей являются гидролитически кислыми:

a)CaS 6)MgCl2 b)K2SO4 г)РЬ(СН3СОО)2?

Ответ мотивировать соответствующими уравнениями реакций. 2.Написать в молекулярно-ионной форме уравнения следующих реакций: а)Сг2(SО4)3 + КОН 6)KHSO4 + H2SO4 в)HBrO + Са(ОН)2

З.Гидролиз, каких солей идет да конца: a)KCN 6)Cu2S в)РЬС12 r)Na2CO3? 4.Сравнить степень гидролиза и РН среды в 0,1 М и 0,001 M растворах цианида калия: Кд(НСN)=7,9\*10-10

5.Вычислить рН раствора, в котором концентрация гидроксид-иона равна 9,3\*10-9 моль/л.

**6 Окислительно-восстановительные реакции**

**Окислительно-восстановительные реакции** — это химические реакции, которые сопровождаются изменением степени окисления атомов, молекул и ионов, входящих в состав реагирующих веществ, в результате перераспределения электронов.

**Степень окисления** - это условный заряд атома в молекуле, вычисленный, исходя из предположения, что все химические связи в молекуле являются чисто ионными.

**Окисление** - это процесс отдачи электронов. В результате окисления элемента степень окисления увеличивается.

**Восстановление** - это процесс принятия электронов. В результате восстановления степень окисления элемента уменьшается.

**Восстановитель** - это вещество, вызывающее восстановление другого вещества, то есть отдающее ему электроны.

**Окислитель** - это вещество, вызывающее окисление другого вещества, то есть отнимающее у него электроны.

В результате реакции окислитель, восстанавливается, а восстановитель - окисляется. Важнейшими восстановителями считаются металлы, водород, углерод и другие элементы, атомы которых способны терять электроны и переходить в окисленное состояние.

Восстановителями могут быть положительно заряженные ионы металлов с низшей степенью окисления, например:

5FeCl2 + KMnO4 + 8HCl = 5FeCl3+КCl+MnCl2+4H2O

Восстановителем могут быть отрицательно заряженные ионы, например: N'-3, S'-2, Сl-, Br-, F-, а также кислородосодержащие кислоты с низшей степенью окисления и их соли с промежуточной степенью окисления, например: HN+3О2, H2S+4O3 Важнейшими окислителями являются нейтральные атомы, которые способны присоединять электроны и переходить в отрицательные ионы, например, галогены, О2,S и другие. А также окислителями могут быть ионы, содержащие элементы с высшей степенью окисления, например, кислоты с высшей степенью окисления к их соли КМпО4, K2Cr207, H2SO4, HNO3, НСlO3.

2KMnO4 + 5Na2SO3 + H2SO4 =2MnSO4 + K2SO4 + 5Na2SO4 + 3H2O

MnO4- +5ē + 8H+ → Мn+2+ 4H2О окислитель

SO32- + H2O - 2ē → SO4+2+2H+ восстановитель

**Нахождение степени окисления.**

Используют следующие правила:

1.Степень окисления атомов в молекуле простых веществ равна нулю. Например:N2°, Na°, H2°, Fe°, CI2°, С0 и т. д.

2.Степень окисления катионов металлов равны: для щелочных металлов +1, для  
щелочноземельных *+2,* для алюминия +3.

3.Водород во всех соединениях, кроме гидридов щелочных и щелочноземельных  
металлов, имеет степень окисления +1.

4.Кислород почти всегда имеет степень окисления (-2) (кроме пероксидов Н2О2,  
фторида кислорода ОF2)

5.Сумма степеней окисления всех атомов входящих в состав молекулы равна нулю.

6.Сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав сложного иона, равна заряду иона.

Например: Вычислить степень окисления хрома в молекуле дихромата калия К2Сг207. Степень окисления калия(+1), степень окислениякислорода (-2), степень окисления хрома - (х). Составляем уравнение: 2 1 + 2х + (-2) 7 = 0

**Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций**

Применяется два метода составления уравнений окислительно-восстановительных реакций - метод электронного баланса и метод полуреакций. При составлении уравнений ОВР рекомендуется придерживаться следующего порядка:

1.Составить схему реакций с указанием исходных и образующихся веществ, отмстить элементы, изменяющие в результате реакций степень окисления, найти окислитель и восстановитель.

2.Составить схемы полуреакций окисления и восстановления с указанием исходных к образующихся реально существующих в условиях реакции ионов или молекул.

3.Уравнять число атомов каждого элемента в левой и правой частях полуреакций, при этом следует помнить, что в водных растворах в реакциях могут участвовать молекулы Н2О ионы Н+ или ОН-.

4.Уравнять суммарное число зарядов в обеих частях каждой полуреакции, для этого прибавить к левой и правой частям полуреакции необходимое число

электронов.

5.Подобрать множителя (основные коэффициенты) для полуреакций так, чтобы число электронов, отдаваемых при окислении, было равно числу электронов, принимаемых при восстановлении.

6.Сложить уравнения полуреакций с учетом найденных коэффициентов.

7.Расставить коэффициенты в уравнении реакции.

Следует иметь в виду, что в водных растворах связывание избыточного кислорода и присоединение кислорода восстановителем происходит по разному в кислой, нейтральной и щелочной средах. В кислых растворах избыток кислорода связывается конами водорода с образованием молекул воды, а в нейтральных и щелочных молекулами воды - с образованием гидроксид-ионов, например:

.

МnО4- +8Н+ +5е → Мn+2 + 4Н2O кислая среда

NO3- + 6Н2О + 8 е → NH3 + 9 OН- нейтральная или щелочная среда

Присоединение кислорода восстановителем осуществляется в кислой и нейтральных средах за счет молекул воды образованием ионов водорода, а в щелочных средах - за едет гидроксид- ионов с образованием молекул воды, например:

12+6Н2О - 10ē = 21O3 +12Н+ кислая или нейтральная среда

CrO2 - + 4OH- - 3ē = Cr42- + 2H2O щелочная среда

Пример: Окисление сульфида мышьяка (III) концентрированной азотной кислотой происходит по схеме:

AS2S3 + HNO3 → H3AsO4 + H2SO4 + NO

Закончить уравнение реакции.

Решение:

В этой реакции в состав восстановителя входят два окисляющихся элемента: мышьяк и сера, степень окисления мышьяка повышается от +3 до +5; а серы - от -2 до +6. При этом одна молекула AS2S3 расходуется на образование двух AsO43- и трех ионов SO42-.

As2S3→2AsO43++3SO42-

Источником кислорода, в кислой среде служат молекулы воды. Для образования 2AsO43- требуется 8 молекул воды, а для образования 3SO42- еще двенадцать. Всего двадцать молекул воды примут участие в полуреакции, причем высвобождается сорок катионов Н+.

As2S3 + 20H2O →2AsO43- + 3SO42- → 40H+

В левой части заряженных частиц нет, а суммарный заряд правой части разен +28, таким образом, при окислении одной молекулы As2S3 отдает 28 электронов. Окончательно получаем уравнение полуреакции,

As2S, + 20Н2О - 28ē →2AsO43- + 3SO42- + 40H+

При составлении уравнения полуреакции восстановления азота исходим из схемы NO3- → N0

В ходе этого процесса высвобождается два атома кислорода, которые в кислой среде связываются в две молекулы воды с четырьмя ионами Н+

NО3- + 4Н+ →N0 + 2Н2О

Суммарный заряд в левой части равен +3, а правой заряженных частиц нет. Следовательно, в процессе восстановления принимают участие три электрона

N03- + 4Н+ +3е → N0 + 2Н2О

Суммируем уравнения полуреакций, первое из них умножаем на 3, а второе - на 28

As2S3 + 20 Н20 - 28ё →2AsO43- + 3SO42- +4ОН-

N03- + 4Н+ +3ё → N0 + 2Н2О

3As2S3 + 28NO3- + 112H+ + 60 H20 = 6AsO43- + 9SO42-+ 28NO + 120H- + 56H2O

После приведения подобных членов в обеих частях уравнения получаем

3As2S3 + 28NO3- + 4Н2О = 6AsO43- + 9SO42- + 28NO + 8Н+

или в молекулярной форме

3As2S3 + 28HNO3 + 4H2O = 6H3As043- + 9H2SO4 + 22NO

В тех случаях, когда окислительно-восстановительная реакция происходит не в водной среде, рекомендуется составлять уравнения методом электронного баланса.

Пример: Составить реакции восстановления оксида железа (Ш) углем.

Реакция протекает по схеме:

Fe2O3 + С →Fe + CO

Решение: Железо восстанавливается, понижая степень окисления от +3 до 0, углерод окисляется, его степень окисления повышается от 0 до +2. Составляем схемы процесса окисления и восстановления.

1. | Fe+3 + Зе → Fe°
2. | С0 - 2ē → С+2

Отношение чисел электронов, участвующих в восстановлении и окислении равно 3:2, следовательно, в реакции 2 атома железа восстанавливается 3 атомами углерода.

Fe2O3 + ЗС = 4Fe + ЗСО

**Задание**

1.Написать уравнения в ионно-молекулярной форме, указать окислитель и восстановитель. Вычислить эквивалент окислителя и восстановителя.

2.Какие из перечисленных ниже уравнений реакции являются окислительно-восстановительными.

3.Какие из перечисленных ниже процессов представляют собой процесс окисления.

4.Руководствуясь строением атома, решите, могут ли играть роль восстановителя следующие ионы или атомы Мп2+, S2-, О2-, Na+.

5.Исходя из периодической системы укажите элементы, обладающие наиболее сильными окислительными свойствами.

**Список использованных источников**

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 2004. -744 с.

2. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 2003. – 704 с.

3. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л. И. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. – М.: ВШ, 1988. – 303 с.

4. Васильева З. Г., Грановская А. А., Таперова А. А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. – Л.: Химия, 1986. – 287 с.

5. Васильев А. А., Стась Н. Ф., Юрмазова Т. А. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии. – Томск: изд. ТПУ, 1997. – 64 с.

6. Дорофеев А. И., Федотова М. И. Практикум по неорганической химии. – Л.: Химия, 1990. – 240 с.

7. Жарский И. М., Кузьменко А. Л., Орехова С. Е. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии. – М.: Дизайн ПРО, 1998. – 224 с.

8. Зайцев О. С. Исследовательский практикум по общей химии. – М.: Изд-во Московского университета, 1994. – 480 с.

9. Захаров Л. Н. Техника безопасности в химических лабораториях. – Л.: Химия, 1991. – 336 с.

10. Князева Е. М., Стась Н. Ф. Лабораторные работы по неорганической химии. – Томск: Изд. ТПУ, 2000. – 68 с.

11. Краузер Б., Фримантл М. Лабораторный практикум: Учебное пособие / Пер с анг. – М.: Химия, 1995. – 320 с.

12. Коровин Н. В., Мингулина Э. И., Рыжова Н. Г. Лабораторные работы по химии: Учебное пособие для вузов. – М.: ВШ, 2001. – 256 с.

13. Плакидкин А. А., Стась Н. Ф. Лабораторные работы по общей химии. – Томск: Изд.ТПУ, 2002. – 132 с.

14. Практикум по неорганической химии. Под ред. Воробьева А. Ф. и Дракина С. И.. – М.: Химия, 1984. – 246 с.

15. Практикум по общей химии. Под ред. Соколовской Е. М., Зайцева О. С. – М.: Изд-во Московского университета, 1981. – 400 с.

16. Практикум по общей и неорганической химии. Под ред. Павлова Н. Н., Петрова С. В. – М.: ВШ, 1986. – 298 с.

*.*

Приложения

Приложение 1 – Задания к теме: «Окислительно-восстановительные реакции»

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Вариант | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
| 1 | K2S+KMnO4+H2O+H2O→S+ MnO2+KOH | a)HCl+2Al=2AlCl3+3H2  б)P2O5+5C=5CO+2P  в)H2SO4+NaOH= NaHCO4+H2O  г)CaC03=Ca0+C02 | а)С12→Сl3-  ,) | а)С12 | a)Tc |
| 2 | KMnO4+Na2SO3+H2SO4→K2SO4+MnSO4+Na2SO4+H2O | a)Ca(OH)2+2NH4Cl→CaCI2+2NH3+2H2O  б)2FeCl3+H2S=2FeCl2+S+2HCl  в)2Fe2O3+CO=CO2+2FeO  г)Zn(OH)2+2NaOH=Na2ZnO2+2H2O | a)N-5→N+ | a)Mn0 | a)Cd |
| 3 | KI+K2Cr2O7+H2SO4→I2+ K2SO4+Cr(SO4)3+H2O | а)H2+Br2=2HBr  б) K2CrO4+H2SO4→H2O+ K2SO4+ K2Cr2O7  в)NH4Cl=NH3+HCl  г) NH4NO3=N2O+2H2O | a)NO3-→NO | a)As+3 | a)Rb |
| 4 | S+HNO3=H2SO4+NO | a)Ca(OH)2+CO2→CaCO3+H2O  б) SO2+H2O→H2SO3  в)Ca+2H2O→Ca(OH)2+H2  г)Na2O+H2O=2NaOH | a) SO32-→S0 | a)Al | a)F |
| 5 | SO2+Br2+H2O→HBr+H2SO4 | а) NH3 + HNO3= NH4NO3  б)PbO2+4HCl=PbCl2+Cl2+ H2O  в)SO3+ H2O= H2SO4  г)SnCl2+HgCl2=SnCl4+Hg | a)NH4+→N2 | a)Cr+6 | a)Cr |
| 6 | KMnO4+Na2SO4+H2O→Na2SO4+MnO2+KOH | а)Fe+S=FeS  б)FeO+ H2SO4=FeSO4+H2O  в)Cu+ H2SO4=CuSO4+SO2+H2O  г)CaO+H2O=Ca(OH)2 | a)Pb+4→Pb+2 | a)K+ | a)F |

Продолжение приложения 1.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 7 | I2+KOH→KIO3+KI+H2O | a)HNO3+S=N()+H2SO4  б)H2SO4+ Ca(OH)2=CaSO4+2H2O в)Zn+H2SO4=ZnSO4+H2 г)Na2CO3+2HCl =-2NaCl+CO2+ H2O | a) NH3→NO | a)Fe | a)Pb |
| 8 | Zn+HNO3→Zn(NO3)2+ N2O+H2O | a)Al(0H)3+2Na0H-+2NaA102+  4H2O 6)4NH3+3O2=3N2+6H2O b)HC1O3+3H2SO3=HC1+ 3K2SO4 r)Fe2O3+3HCl=2FeCl3++3H2O | a)Al+3→Al0 | a)S-2 | a)Sn |
| 9 | KMnO4+Na2SO3+KOH→ Na2SO4+K2MnO4+H2O |  | a) NO2→NO2- | a)Ba+2 | a)Si |
| 10 | H2O2→H20+02 | a) Cr2(SO4)3+6RbOH=  2Cr{OI-i)3+Rb2SO4 6)2Rb+2H2O=2RbOH+H2 B)2Ag2O=4Ag+O2 г)ВаС12+Н2 SO4=Ba SO4+2HCI  i | a)Al→AlO2- | a)V+5 | a)K |
| 11 | KC103+FeS04→KCl+ Fe2(SO)4+H2O | a)NaNO3->NaNO2+O2 • | 6)Ca(HCO3)2CaCO3-> ->CO2+H2O B)MgO+H2CO3=MgCO3+H2O r)N2+3H2= 2NH3 | a) N2→N-3 | a)I- | a)Mg |
| 12 | КМnО4+Н2О2+ Н2 SO4→K2SO4+ O2+MnSO4+ H2O | a)2Cu+02:=2Cu0 6)CuSO4+Fe=FeSG4+Cis B)CuSO4+2NaOH=Cu(OH)2+Na2SO4  r)NH4CI->NH3+HCI  **1** | a)2Cl-→Cl2 | a)Ag | a)Zn |

Приложение 2 – Название важнейших кислот и их солей

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Кислота** | **Названия** | |
|  | **кислоты** | **соли** |
| 1 | 2 | 3 |
| НАlO2 | Метаалюминиевая | Метаалюмннат |
| HAsO3 | Метамышьяковая | Метаарсенат |
| H3As04 | Ортомышьяковая | Ортоасенат |
| HAsO2 | Метамышьяковистая | Метаарсенит |
| H3AsO3 | Ортомышьяковистая | Ортоорсеиит |
| HBO2 | Метаборная | Метаборат |
| H3BO3 | Ортоборная | Ортоборат |
| H2B4O7 | Четырехборная | Тетраборат |
| НВг | Бромоводород | Бромид |
| HOBr | Бромноватистая | Гипобромид |
| НВrОз | Бромноватая | Бромат |
| нсоон | Муравьиная | Формиат |
| СНзСООН | Уксусная | Ацетат |
| HCN | Циановодород | Цианид |
| Н2СО3 | Угольная | Карбонат |
| Н2С2О4 | Щавелевая | Оксалат |
| НС1 | Хлороводород | Хлорид |
| НОСl | Хлорноватистая | Гипохлорит |
| НС1О2 | Хлористая | Хлорит |
| НСlО3 | Хлорноватая | Хлорат |
| НСlO4 | Хлорная | Перхлорат |
| НСrO2 | Метахромистая | Метахромит |
| Н2СгО4 | Хромовая | Хромат |
| Н2Сr2О7 | Двухромовая | Дихромат |
| HI | Йодоводород | Йодид |
| HOI | Йодоватистая | Гипойодид |
| HIO3 | Йодноватая | Йодат |
| НIO4 | Йодная | Периодат |
| НМnO4 | Марганцовая | Пермангамат |

Продолжение приложения 2.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Кислота** | **Названия** | |
|  | **кислоты** | **соли** |
| 1 | 2 | 3 |
| H2MnO4 | Марганцовистая | Манганат |
| Н2МnО4 | Молибденовая | Молибдат |
| HN3 | Азидоводород (азотистоводородная ) | Азид |
| HNO2 | Азотистая | Нитрит |
| **HNO3** | Азотная | Нитрат |
| НРО3 | Метафосфорная | Метафосфат |
| н3ро4 | Ортофосфорная | Ортофосфат |
| Н4Р2О7 | Двуфосфорная(пирофос форная кислота) | Дифосфа т(пи рофосфат) |
| H3 PO3 | Фосфористая | Фосфит |
| Н3РО2 | Фосфорноватистая | Гипофосфит |
| H2S | Сероводород | Сульфид |
| HSCN | Родановодород. | Роданид |
| h2sO3 | Сернистая | Сульфит |
| H2SO4 | Серная | Сульфат |
| H2S2O3 | Тиосерная, | Тиосульфат |
| H2S2O7 | Двусерная(пиросерная) | Дисульфат (пиросульфат) |
| H2S2Q3 | Пероксодвусерная (надсерная') | Пероксодисул ьфат  (персульфат) |
| H2Se | Селеноводород | Селенид |
| H2SeO3 | Селенистая | Селенит |
| H2Se04 | Селеновая | Селенат |
| H2SIO3 | Кремниевая | Силикат |
| H2VO3 | Ванадиевая | Ванадат |
| H2WO4 | Вольфрамовая | Вольфрамат. |

Приложение 3 – Формулы солей

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **№ варианта** | **Формулы солей** | | |
| 1 | Zn(NO3)2 | NaH2SbO4 | CrOHSO4 |
| 2 | K2S | [Fe(OH)2]CrO4 | Ba(HSO3)2 |
| 3 | A1OHSO4 | CdCI2 | NaHS |
| 4 | Са3(РО4)2 | NaHSO4 | (CuOH)2CO3 |
| 5 | Mg(CIO4)2 | A1(OH)2NO3 | Ca(H2P04)2 |
| 6 | Ba(NO3)2 | MgOHClO3 | Na2HPO4 |
| 7 | Fe2(SO4)3 | KHMnO4 | [A1(OH)2]2SO4 |
| 8 | Na2Cr07 | CaHAsO4 | FeOHS1O3 |
| 9 | Mg2P2O7 | RbHSeO4 | Cr(OH)2NO3 |
| 10 | AgNO3 | NH4H2PO4 | NiOHCl |
| 11 | LiAIO2 | NH4HWO4 | (ZnOH)2SO3 |
| 12 | Ca(ClO2)2 | ZnHPO3 | CaOHNO3 |
| 13 | KСlO3 | NaPMoO4 | [AI(OH)2]3PO4 |
| 14 | Na2S2О3 | CaHPO4 | (CuOH)2SO4 |
| 15 | Pb(NO3)2 | Ba(HSiO3)2 | MgOHCl |
| 16 | Ca(BrO3)2 | Fe(H2As04)3 | CuOHBr |
| 17 | Na2B4O7 | Na2HBO3 | (A1OH)3(PO4)2 |
| 18 | MnS | КНСr2О7 | FeOHSO4 |
| 19 | KMnO4 | NaH2BO3 | [A1(OH)2]2SO3 |
| 20 | Cr2SiO3 | KH2PO4 | CrOHJ2 |
| 21 | HgCl2 | AgHSO4 | Cr(OH)2CI |
| 22 | NH4NO2 | Mg(HTeO4)2 | РЬОНNОз |
| 23 | A12(CO3)3 | (NH4)2HPO4 | (N,OH)2SO4 |
| 24 | FeBr3 | NH4H2PO4 | (CuOH)2S |
| 25 | CaF2 | Na2HBO3 | [Fe(GH)2]2SO3 |