**КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА**

**ПО ХИМИИ**

**СОДЕРЖАНИЕ**

[Задание 1 3](#_Toc373767784)

[Задание 2 5](#_Toc373767785)

[Задание 3 6](#_Toc373767786)

[Задание 4 7](#_Toc373767787)

[Задание 5 7](#_Toc373767788)

[Задание 6 7](#_Toc373767789)

[Задание 7 7](#_Toc373767790)

[Задание 8 7](#_Toc373767791)

[Задание 9 7](#_Toc373767792)

[Задание 10 7](#_Toc373767793)

[Задание 11 7](#_Toc373767794)

[Задание 12 7](#_Toc373767795)

[Задание 13 7](#_Toc373767796)

[Задание 14 7](#_Toc373767797)

[Задание 15 7](#_Toc373767798)

[Задание 16 7](#_Toc373767799)

[Задание 17 7](#_Toc373767800)

[Задание 18 7](#_Toc373767801)

[Задание 19 7](#_Toc373767802)

[Задание 20 7](#_Toc373767803)

[Задание 21 7](#_Toc373767804)

[Задание 22 7](#_Toc373767805)

Задание 1

**1(20)** На нейтрализацию 0,94З г фосфористой кислоты Н3РО3 израсходовано 1,291 г КОН. Вычислите эквивалент, эквивалентную массу и основность кислоты. На основании расчета напишите уравнение реакции.



*Ответ:* 0,5 моль, 41 г/моль, 2

**Дано:**

m (KOH) = 1,291 г

m (H3PO3) = 0,943 г

**Найти:**

**Э(**H3PO3**) – ?**

**Мэ(**H3PO3**) – ?**

Основность к-ты – ?

**Решение:**

Фосфористая кислота по числу атомов водорода в кислоте является трехосновной кислотой. Фактически фосфористая кислота имеет формулу Н2(РНО3) и является двухосновной кислотой.

В зависимости от мольных соотношений реагентов возможны два уравнения реакции.

KOH + Н3РО3 = KH2PO3 + H2O (1)

2KOH + Н3РО3 = K2HPO3 + 2H2O (2)

М(Н3РО3) = 1·3+31+16·3 = 3+31+48 = 82 г/моль

М(КОН) = 39+16+1 = 56 г/моль

n(KOH) = m(KOH)/M(KOH) = 1,291/56 = 0,023 моль

n(Н3РО3) = m(Н3РО3)/M(Н3РО3) = 0,943/82 = 0,0115 моль

Количество вещества КОН и H3PO3 определяем по формуле n = m/M

Поскольку  n(KOH) = 2·n(Н3РО3), то в растворе будет протекать реакция 2KOH + Н3РО3 = K2HPO3 + 2H2O (2) и кислота проявляет себя как **двухосновная**.

Мэ (КОН) = М(КОН)/кислотность

Мэ (КОН) = 56/1=56 (г/моль).

Согласно закону эквивалентов:

0,943 г кислоты эквивалентны 1,291 г щелочи

Х г/моль кислоты эквивалентны 56 г/моль щелочи

Из этого следует:

Х = 0,943·56/1,291 = 40,9 ≈ 41 (г/моль)

**Мэ(**H3PO3**)** ≈ 41 г/моль

Основность = М**(**H3PO3**)/ Мэ(**H3PO3**)**

Основность = 82/41 = 2

В данной реакции 1 моль H3PO3 эквивалентен 2 моль основания.

Эквивалент фосфористой кислоты Н3РО3 в данной реакции равно ½ или 0,5 моль.

**Ответ**: Эквивалентное число фосфористой кислоты Н3РО3 в данной реакции равно ½ или 0,5 моль. Кислота проявляет себя как **двухосновная (2)**. **Мэ(**H3PO3**)** = 41 г/моль

Задание 2

**2(40)** Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 32 и 42, учитывая, что у последнего происходит «провал» одного 5s-электрона на 4d-подуровень. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

**Решение:**

Электронные формулы изображают распределение электронов в атоме по энергетическим уровням и подуровням (атомным орбиталям). Электронная конфигурация обозначается группами символов nlх, где n – главное квантовое число, l – орбитальное квантовое число (вместо него указывают соответствующее буквенное обозначение – s, p, d, f), x – число электронов в данном подуровне (орбитали). При этом следует учитывать, что электрон занимает тот энергетический подуровень, на котором он будет обладать наименьшей энергией – меньшая сумма n+l.

Заполнение энергетических уровней и подуровней идет в такой последовательности: 1s>2s>2p>3s>3p>4s>3d>4p>5s>4d>5p>6s>5d1>4f>5d2-10>6р>7s>6d1>5f>6d2-10>7р

Так как число электронов в атоме того или иного элемента равно его порядковому номеру в таблице Д.И.Менделеева, то для элементов № 32 (германий) и № 42 (молибден) электронные формулы имеют вид:

Тридцать второй:

Ge: 1s 22s 22p 63s 23p64s 23d104p2 (семейство p–элементов)

Сорок второй:

Mo: 1s 22s 22p 63s 23p64s 23d104p65s14d5 (семейство d–элементов)

Задание 3

**3(60)** Атомы каких элементов четвертого периода периодической системы образуют оксид, отвечающий их высшей степени окисления Э2О5? Какой из них дает газообразное соединение с водородом? Составьте формулы кислот, отвечающих этим оксидам, и изобразите их графически.

**Решение:**

Высшая степень окисления элемента соответствует номеру группы периодической системы, в которой он находится. Э2О5 в данном оксиде степень окисления элемента равна +5, следовательно, по таблице Д.И. Менделеева находим V группу; на пересечении ее с четвертым периодом находим два элемента – ванадий и мышьяк.

As2O5 – оксид мышьяка (V).

Это кислотный оксид, ему соответствуют метамышьяковая кислота

HAsO3

H – O – As = O                 
O    
и ортомышьяковая кислота H3AsO4.

O  
H – O – As – O – H  
O – H

V2O5 – оксид ванадия (V).

Это кислотный оксид, ему соответствует ванадиевая кислота (НVO3).

H – O – V = O

О

Газообразное соединение с водородом образует мышьяк, это арсин AsН3.

Задание 4

**3(80)** Нарисуйте энергетическую схему образования молекулы по методу молекулярных орбиталей (МО). Сколько электронов находится на связывающих и разрыхляющих орбиталях? Чему равен порядок связи в этой молекуле?

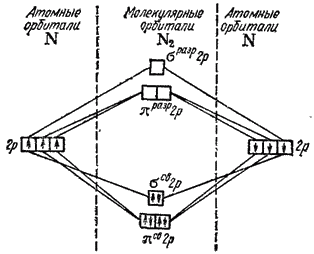


**Решение:**

Заполнение молекулярных орбиталей происходит при соблюдении принципа Паули и правила Хунда по мере увеличения их энергии в такой последовательности:

σсв1s < σразр1s < σсв2s < σразр2s < σсв2px < πсв2py < πсв2pz < πразр2py < πразр2pz < σразр2px

**Молекула азота N2.**



Следует отметить, что при образовании молекулы N2 энергия связывающей σ2px– орбитали больше энергии связывающих π2py– и π2pz– орбиталей.

Распределение 14 электронов по методу молекулярных орбиталей записывается так:

N2[(σCB1s)2(σ разр1s)2(σ CB2s)2(σ разр2s)2(πCB2py)2(πCB2pz)2(σ CB2px)2]

или сокращенно:

N2[КК(σsCB)2(σs разр)2(πyCB)2(πzCB)2(σxCB)2]

Буквами КК показано, что четыре 1 s–электрона (два связывающих и два разрыхляющих) практически не оказывают влияния на химическую связь.

+1–1 +1 +1 +1 = 3

знак плюс обозначает связующие орбитали (4), знак минус – разрыхляющие (1). Число связей в молекуле 3.

Два электрона, расположенные на одной молекулярной орбитали, образуют валентную связь; неспаренных электронов нет – молекула диамагнитна.

Задание 5

**4(100)** При получении эквивалентной массы гидроксида кальция из СаО (к) и Н2О (ж) выделяется 32,53 кДж теплоты.

Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования оксида кальция, Ответ: - 635,6 кДж.

**Дано:**

Q = 32,53 кДж

**Найти:**

ΔfН0(СаО(к))

**Решение:**

Эквивалентная масса Мэ (Са(ОН)2) = М(Са(ОН)2)/кислотность

М(Са(ОН)2) = 74 г/моль

Мэ (Са(ОН)2) = 74 / 2 = 37 г/моль

Вычислим тепловой эффект реакции образования 1 моль Са(ОН)2 из СаО(к) и Н2О (ж).

При получении 37 г Са(ОН)2 выделяется 32,53 кДж теплоты

При получении 74 г Са(ОН)2 выделяется х кДж теплоты

Из этого следует:

Х = 74·32,53/37 = 65,06

Q = 65,06 кДж

ΔН0р = – Q

ΔН0р= – 65,06 кДж

Термохимическое уравнение реакции:

СаО(к) + Н2О(ж) = Са(ОН)2(к), ΔН0р= – 65,06 кДж

По справочнику находим:

ΔfН0 Н2О(ж) = – 285, 84 кДж/моль

ΔfН0 Са(ОН)2(к) = – 986,5 кДж/моль

Тепловой эффект реакции:

ΔН0р=1 моль·ΔfН0Са(ОН)2(к)– (1моль ΔfН0 СаО(к) + 1моль · ΔfН0Н2О (ж))

– 65,06 =– 986,5 кДж/моль – 1ΔfН0 СаО(к) + 285, 84 кДж/моль

ΔfН0 СаО(к) = –635,6кДж/моль

**Ответ:** –635,6кДж/моль

Задание 6

**5(120)** Вычислите изменение энтропии для реакций, протекающих по уравнениям:

2СН4(г)=С2Н2(г)+3Н2(г)

N2(г)+3H2(г)=2NH3(г)

С(графит)+О2(г)=СО2(г)

Почему в этих реакциях DSо298 > 0; <0; ~ 0?

Ответ: 220,21 Дж/К; -198,26 Дж/К; 2,93 Дж/К.

**Решение:**

Используя табличные данные, определим стандартные энтропии Sо298 Дж/ (моль · К) для CH4 (г), С2Н2 (г), Н2 (г), N2 (г), NH3 (г), С (графит), О2 (г) и СО2 (г):

CH4 (г) = 186,19 Дж/ (моль · К);

С2Н2 (г) = 200,82 Дж/ (моль · К);

Н2 (г) = 130,59 Дж/ (моль · К);

N2 (г) = 191,49 Дж/ (моль · К);

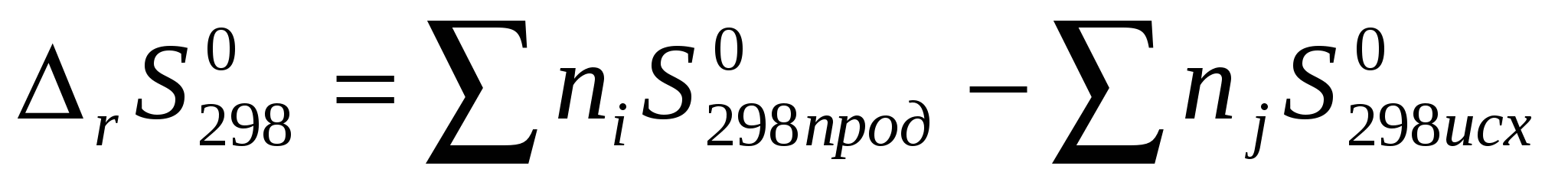
С (графит) = 5,7 Дж/ (моль · К);

О2 (г) = 205,0 Дж/ (моль · К);

NH3 (г) = 192,6 Дж/ (моль · К);

СО2 (г) = 213,7 Дж/ (моль · К);

Энтропия является функцией состояния, т.е. ее изменение (∆S) зависит только от начального (S1) и конечного (S2) состояния и не зависит от пути процесса:  
  
т.е. ∆rS = S2 – S1.



Если S2 > S1, то ∆S > 0. Если S2 < S1, то ∆S < 0.

Для реакции 2СН4(г) = С2Н2(г)+3Н2(г)

∆rS0 = (200,82 + 3·(130,59)) – 2·(186,19) = 592,59 – 372,38 = 220,21 Дж/(моль·К)

В этой реакции S2 > S1 поэтому∆S > 0.

Для реакции N2(г)+3H2(г)=2NH3(г)

∆rS0 = 2· (192,6) – (191,49 + 3·(130,59)) = 385,2 – 583,26 = – 198,06 Дж/(моль·К)

В этой реакции S2 < S1, поэтому ∆S < 0.

Для реакции С(графит)+О2(г)=СО2(г)

∆rS0 = 213,7 – (5,7 + 205,0) = 3 Дж/(моль·К)

В этой реакции S2 ~ S1, поэтому ∆S ~ 0.

**Ответ:** 220,21 Дж/(моль·К); – 198,06 Дж/(моль·К); 3 Дж/(моль·К).

Задание 7

**6(140)** Исходные концентрации [NО]исх и [Cl2]исх в гомогенной системе 2NO+Cl2↔2NOCl составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% NO. Ответ: 0,416.

**Дано:**

[NO]исх = 0,5 моль/л

[Cl2]исх = 0,2 моль/л

∆[NO] = 20 %

**Найти:**

К =?

**Решение:**

**2** NO + Cl2 =**2** NOCl

Согласно уравнению реакции на образование 2 моль NOCl расходуется 2 моль NO и 1 моль Cl2. По условию задачи уменьшение концентрации NO составляет · 20 = 0,1 моль/л

В каждом литре системы 0,1 моль NO расходуется на образование 0,1 моль NOCl. При этом расходуется 0,1/2 = 0,05 моль Cl2.

Найдем равновесные концентрации веществ:

[NO]р = 0,5 – 0,1 = 0,4 моль/л

[Cl2]р = 0,2 – 0,05 = 0,15 моль/л

[NOCl]р = 0,1 моль/л

К = [NOCl]2р / [NO]р2[Cl2]р

К = 0,12/ 0,42·0,15 = 0,41666…≈ 0,417

**Ответ: 0,417**

Задание 8

**7(160)** Из 10 кг 20%-ного раствора при охлаждении выделилось 400 г соли. Чему равна процентная концентрация охлажденного раствора? Ответ: 16,7%.

**Дано:**

mр-ра = 10 кг = 10000 г

ώ = 20 % (0,2)

∆ mр. в–ва =400 г

**Найти:**

ώ1 = ?

**Решение:**

Исходное количество соли:

mр. в–ва =ώ · mр-ра

mр. в–ва = 0,2 · 10000 = 2000 г

m1р. в–ва =mр. в–ва – ∆ mр. в–ва

Если выделилось 400 г соли то в растворе осталось:

m1р. в–ва =2000 – 400 = 1600 г

А масса раствора стала:

m1р–ра. =mр–ра.– ∆ mр. в–ва

m1р–ра. = 10000 – 400 = 9600 г

Концентрация охлажденного раствора равна:

ώ1 = m1р. в–ва /mр-ра =1600 /9600 = 0,16666...≈ 0,167 или 16,7 %

Ответ: 16,7 %

Задание 9

**8(180)** Вычислите процентную концентрацию водного раствора метанола СН3ОН, температура кристаллизации которого –2,79°С. Криоскопическая константа воды 1,86. Ответ: 4,58%.

**Дано:**

Ткрист.р–ра = – 2,790 С

К = 1,860

**Найти:**

ώ(СН3ОН) = ?

**Решение:**

В соответствии со 2 законом Рауля:

Разность между температурой кристаллизации растворителя *T°fr* и температурой начала кристаллизации раствора *Tfr* есть понижение температуры кристаллизации.



∆Т = Ткрист.воды – Ткрист.р–ра = 0–(– 2,79) = 2,790С

М(СН3ОН) = 32 г/моль

По закону Рауля:

m(СН3ОН)/ m(Н2О) = ∆Т· М(СН3ОН)/К·1000

m(СН3ОН)/ m(Н2О) = 2,79·32/1,86·1000 = 0,048

Пусть m(Н2О) = 100 г, тогда

m(СН3ОН) = 0,048· m(Н2О) = 0,048·100 = 4,8 г

ώ(СН3ОН) = m(СН3ОН)/ m(СН3ОН) + m(Н2О)

ώ(СН3ОН) = 4,8/4,8+100 = 0,0458… или 4,58 %

**Ответ:** 4,58 %

Задание 10

**9(200)** Какое из веществ:  NaCl, NiSO4, Be(OH)2, KHCO3 –взаимодействует с раствором гидроксида натрия. Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций.

**Решение:**

NiSO4 +2 NaОН = Ni(ОН)2 +Na2SO4

Ni2++ SO42–+2Na++ 2ОН– = Ni(ОН)2 +2Na++ SO42–

Ni2++ 2ОН– = Ni(ОН)2

Be(OH)2 +2 NaОН = Na2 BeO2+2 Н2О

Be(OH)2+2Na++ 2ОН– = 2Na++ BeO22–+2Н2О

Be(OH)2+ 2ОН– = BeO22–+2 Н2О

KHCO3 + NaОН = NaKCO3+ Н2О

K+ + HCO3– + Na++ ОН– = Na++ K+ + CO32–+ 2Н2О

HCO3– + ОН– = CO32–+ 2Н2О

2KHCO3 + 2NaОН = K2CO3+ Na2CO3+ 2Н2О

2K+ + 2HCO3– + 2Na++ 2ОН– = 2K+ + CO32–+ 2Na++ CO32–+ 2Н2О

HCO3–+ ОН– = CO32–+ 2Н2О

Задание 11

10(220) При смешивании растворов Al2(SO4)3 и Na2S каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Выразите этот совместный гидролиз ионно-молекулярным и молекулярным уравнениями.

**Решение:**

Соль Al2(SO4)3 гидролизуется по катиону, а соль Na2S гидролизуется по аниону:

Al3+  +  HOH    AlOH2+  +  H+ (I ступень)



S2- +  HOH    HS–  +  OH– (I ступень)



При смешивании **растворов этих солей происходит взаимное усиление гидролиза каждой из них, так как ионы** H+ и OH- образуют молекулу слабого электролита H2O. При этом гидролитическое равновесие сдвигается вправо и гидролиз каждой из взятых солей идет до конца с образованием Al(ОН)3  и Н2S:

2Al3+ + 3SO42- + 6Na+ + 3S2- + 6HOH    3Н2S+2Al(ОН)3 + 3SO42- + 6Na+



2Al3+ + 3S2- + 6HOH    3Н2S + 2Al(ОН)3



Al2(SO4)3 + 3Na2S + 6HOH    3Н2S + 2Al(ОН)3 + 3Na2SO4



Задание 12

**11(240)** Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами:

а) РН3 и НВr; б) К2Сr2О7 и Н3РО3; в) HNO3 и H2S? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: AsH3+HNO3H3AsO4+NO2+H2O



**Решение:**

В фосфине РН3 и в НВr фосфор и бром находятся в своих низших степенях окисления (РН3 –3, НВr –1). Поэтому эти соединения могут проявлять только восстановительные свойства. Следовательно, между РН3 и НВr окислительно-восстановительная реакция происходить не может.

В дихромате калия хром находится в своей высшей степени окисления (+6), поэтому К2Сr2О7 может проявлять только окислительные свойства. Фосфор в Н3РО3 находится в промежуточной степени окисления (+3). Поэтому может проявлять как окислительные так и восстановительные свойства. Следовательно между К2Сr2О7 и Н3РО3 возможна окислительно-восстановительная реакция. При этом Н3РО3 будет проявлятьвосстановительные свойства.

Азот в HNO3 находится в своей высшей степени окисления, поэтому HNO3 может проявлять толькоокислительные свойства. Сера в H2S находится в своей низшей степени окисления, поэтому H2S может проявлять только восстановительные свойства. Следовательно между HNO3 и H2S возможна окислительно-восстановительная реакция.

As– 3H3+HN+5O3 = H3As+5O4+8N+4O2+4H2O

As– 3 – 8e = As+5   1 – процесс окисления, As – восстановитель

N+5 +1e = N+4   8  – процесс восстановления, N – восстановитель

As– 3 + 8N+5 = As+5 + 8N+4

AsH3+8HNO3 = H3AsO4+8NO2+4H2O

Задание 13

**12(260)** Какие химические процессы протекают на электродах при зарядке и разрядке железо-никелевого аккумулятора?

**Решение:**

На электродах при зарядке и разрядке железо-никелевого аккумулятора происходит электрохимический процесс.

2NiOOH + Fe + 2H2O = 2Ni(OH)2 + Fe(OH)2

Катодная полуреакция:

2NiOOH + 2H2O + 2e– = 2Ni(OH)2 + 2OH–

Катодная полуреакция:

Fe + 2OH– = Fe(OH)2+ 2e–

При разряде реакция протекает слева направо, при заряде справа налево. Электролит КОН создает необходимую среду, при этом в реакции участия не принимает.

Задание 14

**13(280)** Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора KOH. Чему равна сила тока, если в течении 1ч15мин20с на аноде выделилось 6,4г газа? Сколько литров газа (н.у.) выделилось при этом на катоде? Ответ: 17,08А; 8,96л.

**Решение:**

При электролизе раствора КОН

на катоде восстанавливается водород, т.е выделится газ Н2 по схеме:  
2Н+ + 2 e– = H2

на аноде окисляется гидроксогруппа с выделением газа кислорода О2 по схеме:

4OH– – 4 e– = 2H2O + O2.  
Общая схема электролиза раствора КОН:  
2 H2O = 2 H2 + O2  
Расчёт ведём по уравнению Фарадея:  
I = m·n·F / M·t,  
где:

I – сила тока, А

m – macca кислорода – 6,4 г

t – время – 4520 с

M – молекулярная масса кислорода – 32

n – 4 электрона на образование 1 молекулы кислорода

F = 96500 К  
Подставим данные в формулу и получим силу тока равную 17,08 А  
Vo2 = m· Vm/M  
Vo2 = 6,4·22,4 / 32 = 4,48 л кислорода

Значит на катоде выделится 8,96 л водорода (по уравнению реакции в 2 раза больше, чем кислорода)

**Ответ:** 17,08 А; 8,96 л.

Задание 15

**14(300)** Как протекает атмосферная коррозия железа, покрытого слоем никеля, если покрытие нарушено? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов коррозии?

**Решение:**

*Коррозия –*это самопроизвольно протекающий процесс разрушения металлов в результате химического или электрохимического взаимодействия их с окружающей средой.

При электрохимической коррозии на поверхности металла одновременно протекают два процесса:

анодный – окисление металла: 

и катодный – восстановление ионов водорода: 

или молекул кислорода, растворенного в воде: 

Определим положение образующихся гальванических пар в ряду напряжений:

Fe +2 /Fe° Е°= –0,44в

Ni +2 /Ni° Е°= –0,25в

Учитываем правило, что металл, имеющий меньшее числовое значение Е°, т.е. расположенный в ряду напряжений выше, будет проявлять большие восстановительные свойства как простое вещество, т.е. этот Ме° будет служить анодом и отдавать электроны

Значит в данном варианте железо, имеющее меньшее числовое значение в ряду напряжений, чем никель, будет подвергаться окислению – коррозия будет анодной.

Схема гальванического элемента:

(А) Fe | O2, H2O, | Ni (K)

 Fe° – 2e¯ = Fe +2 – на аноде;

1/2О2 + Н2О +2e¯ = 2ОН ¯ – на катоде.

Далее катионы железа соединятся с гидроксильной группой, образуя нерастворимое Fe(ОН)2

Fe +2 + 2ОН ¯= Fe(ОН)2.

ионы обеспечивают проводимость во внутренней цепи реакцией:

Вторичные реакции:

4Fe(OH)2 + O2 + 2H2O = 4Fe(OH)3

Fe(OH)3 = FeOOH (ржавчина) + H2O

Задание 16

**15(320)** Константы нестойкости комплексных ионов [Co(NH3)6]3+, [Fe(CN)6]4–, [Fe(CN)6]3– соответственно равны 6,2·10–36, 1,0·10–37, 1,0·10–44. Какой из этих ионов является более прочным? Напишите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов и формулы соединений, содержащих эти ионы.

**Решение:**

Кнест = [М]·[А]n / [МАn]

Чем больше константа устойчивости и чем меньше константа нестойкости, тем прочнее комплекс.

Кнест[Fe(CN)6]3– = [Fe3+]·[CN–]6 / [Fe(CN)6]3– = 1,0·10–44

Кнест[Fe(CN)6]4– = [Fe4+]·[CN–]6 / [Fe(CN)6]4– = 1,0·10–37

Кнест[Co(NH3)6]3+= [Co 3–]·[ NH3+]6 / [Co(NH3)6]3+ = 6,2·10–36

Наиболее прочный [Fe(CN)6]3– гексацианоферрат (III) – ион.

АцидокомплексыK3[Fe(CN)6], K4[Fe(CN)6]

Аммиакаты [Co(NH3)6]Cl3, [Co(NH3)6](NO3)3

Задание 17

**16(340)** Составьте уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений:

Са   СаН2    Са(ОН)2  СаСО3    Са(НСО3)2

**Решение:**

Реакция соединения:

1. Са+Н2 = СаН2

Выделение газа:

1. СаН2 + 2Н2О = Са(ОН)2 + 2Н2

Выпадение осадка:

3)Са(ОН)2 + Н2СО3 = СаСО3 + 2Н2О

Превращение нерастворимого в–ва в растворимое:

4) СаСО3 + СО2 + Н2О = Са(НСО3)2

Задание 18

**18(380)** Как изменяются окислительные свойства галогенов при переходе от фтора к йоду и восстановительные свойства их отрицательно заряженных ионов? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций: а) Сl2 + I2 + Н2О =; б) КI+ Вr2 =. Укажите окислитель и восстановитель.

**Решение:**

Галогены  – химические элементы главной подгруппы VII группы таблицы Менделеева. К галогенам относятся фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I , астат At.

Все галогены проявляют высокую окислительную активность, которая уменьшается при переходе от фтора к йоду. Каждый галоген является самым сильным окислителем в своем периоде. Окислительные свойства галогенов отчетливо появляются при их взаимодействии с металлами.

Фтор – самый активный из галогенов, реагирует со всеми металлами без исключения, многие из них в атмосфере фтора самовоспламеняются, выделяя большое количество теплоты.

 Часто используемые как окислители, галогены под действием более сильных окислителей проявляют восстановительные свойства (за исключением фтора). Их восстановительные свойства отрицательно заряженных ионов от Cl2 к I2 увеличиваются.

Реакция окисления йода хлором в водном растворе:

I02 + Cl02 + H+12O-2 = H+1I+1O-23 + H+1Cl-1.

I20 – 10e → 2I+5 | 10 | 1 – восстановитель  
Cl20 + 2e → 2Cl– | 2 | 5 – окислитель

I2 + 5Cl2 + 6H2O → 2IO3– + 12H+ + 10Cl–

Свободный бром вытесняет йод из солей.

К+I– + Вr02 = 2K+Br– + I02

2I– – 2e → I20  2\ 1 – восстановитель  
Br20 + 2e → 2Br–  2\ 1 – окислитель

2KI + Br2 = 2KBr + I2↓

Задание 19

**19(410)** При внесении цинка в подкисленный серной кислотой раствор метаванадата аммония NH4VO3 желтая окраска постепенно переходит в фиолетовую за счет образования сульфата ванадия (II). Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

**Решение:**

NH4VO3+Zn+H2SO4 = VSO4+ZnSO4+NH3+H2O

(VO3)– +3e + 6H+ = V+2+ 3H2O \ 2 – окислитель

Zn – 2e = Zn+2\ 3 – восстановитель

2(VO3)– + 3Zn + 12H+ = 2V+2+ 3Zn+2+ 6H2O;

2NH4VO3 + 3Zn + 5H2SO4 = 2VSO4 + 3ZnSO4 + 2NH3↑ + 6H2O

Задание 20

**20(430)** Феррат калия K2FeO4 образуется при сплавлении Fe2O3 с калийной селитрой KNO3 в присутствии КОН. Составьте электронные и молекулярное уравнения реакции.

Fe2O3 + KNO3+KOH = K2FeO4 + KNO2+H2O

Fe2O3 + 10OH– – 6e = 2FeO42- + 5H2O / 1 – восстановитель

NO3– + H2O + 2e = NO2– + 2OH– / 3 – окислитель

Fe2O3 + 3KNO3+4KOH = 2K2FeO4 + 3KNO2+2H2O

Задание 21

**17(360)** Какую массу гидроксида кальция надо прибавить к 275л воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную 5,5 мэкв/л?

Ответ: 56,06г.

**Дано:**

V H2O = 275 л

Ж = 5,5 мэкв/л

**Найти:**

m1Са(OH)2 = ?

**Решение:**

Жесткость воды выражается суммой миллиэквивалентов ионов Са2+ и Мg2+, содержащихся в 1 л воды (мэкв/л). Один миллиэквивалент жесткости отвечает содержанию 20,04 мг/л Са2+ или 12,16 мг/л Мg2+.

Са(HCO3)2 + Са(OH)2 = 2CaCO3 + 2H2O

Массу Са(OH)2  определим по формуле:

Ж = m/ЭV , где

Ж – жесткость воды

Э – эквивалентная масса Са(OH)2

V – объем воды

Э(Ca(OH)2) = M(Ca(OH)2)/2 = 74/2 = 37 г/мол

Необходимая масса гидроксида кальция:

m Са(OH)2 = 5,5·37·275 = 55962,5мг = 56 г

Ответ: 56 г.

Задание 22

**21(450)** Какие полимеры называются термопластичными, термореактивными? Укажите три состояния полимера. Чем характеризуется переход из одного состояния в другое?

**Решение:**

В отличие от низкомолекулярных веществ высокомолекулярные соединения могут находиться только в двух агрегатных состояниях: твердом и жидком. По характеру поведения полимерных материалов под воздействием механических нагрузок (при комнатной температуре) все высокомолекулярные соединения делятся на три большие группы.

1. Текучие полимеры, имеющие аморфное строение, необратимо изменяющие свою форму под действием даже незначительных механических нагрузок (например, низкомолекулярный полиизобутилен, резолы –фенолоформальдегидные полимеры).

2. Высокоэластичные полимеры (эластомеры), имеющие в ненапряженном состоянии аморфное строение (например, каучуки и резины) и обратимо деформируемые под воздействием относительно небольших нагрузок. При нагревании многие твердые полимеры становятся высокоэластичными (полистирол, поливинилхлорид и др.).

3. Твердые полимеры, имеющие аморфное или кристаллическое строение, мало изменяют свою форму даже при больших механических нагрузках. После устранения действия механических нагрузках они способны восстанавливать свою первоначальную форму. Твердые аморфные полимеры, не успевшие при охлаждении закристаллизоваться, но потерявшие текучесть, называются стеклообразными полимерами.

Таким образом, аморфные полимеры могут пребывать в трех физических состояниях: твердом, или стеклообразном, высокоэластичном и вязкотекучем. Следует отметить, что высокоэластичное состояние характерно только для высокополимеров.

При нагревании или охлаждении один и тот же полимер может переходить из одного физического состояния в другое. Например, полиизобутилен при комнатной температуре находится в высокоэластичном состоянии, но при нагревании может быть переведен в вязкотекучее, а при охлаждении – в стеклообразное.

По отношению к воздействию тепла высокомолекулярные соединения делят на термопластичные и термореактивные. Термопластичные полимеры способны размягчаться при нагревании и вновь затвердевать при охлаждении, сохраняя все свои свойства: растворимость, плавкость и т. д. Термореактивные полимеры при повышении температуры сначала становятся пластичными, но затем, затвердевая (под влиянием катализаторов или отвердителей), переходят в неплавкое и нерастворимое состояние.