### 10. Вариант

### КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

### 1. Закон эквивалентов. Газовые законы

1. Рассчитать массу 2,24 л (н.у.) оксида углерода (IV) .Сколько это составит моль и молекул?
2. Определить плотность по воздуху и массу 1л (н.у.)

а) азота, б) оксида серы (+4).

1. Какой объем займет смесь, состоящая из 14 г азота и 0,25 моль хлора (н.у.)?
2. Сколько атомов в молекуле серы при 5000  и при 11600 С, если плотность паров серы по воздуху при этих температурах соответственно равна 6,55 и 2,2?
3. Вычислить атомную массу двухвалентного металла и определить, какой это металл, если 8,34г металла окисляются 0,680 л кислорода (н.у.).
4. Мышьяк образует два оксида, из которых один содержит 65,2% (масс.) мышьяка, а другой − 75,7% (масс.) мышьяка. Определить эквивалентные массы мышьяка в обоих случаях. Написать формулы соответствующих оксидов.
5. В каком количестве Ва(ОН)2 содержится столько же эквивалентов, сколько в 140г КОН?
6. В каком количестве Ва(ОН)2.8Н2О содержится столько же эквивалентов , сколько в 156 г Al(ОН)3 ?
7. Какой объем займут при н.у. 11г газа, если плотность газа по воздуху равна 1,52?
8. Сколько граммов и моль оксида меди (II) образуется при окислении 4г меди?
9. Найти эквивалент и эквивалентные массы серы в соединениях: Н2S; SO3; FeSO4; CuSO3.
10. Молярная эквивалентная масса металла равна 20 г/моль. Какой объем водорода при 270 С и 2 атм получится при взаимодействии 4г металла с серной кислотой?
11. Вычислить эквивалент и эквивалентные массы Al2O3 при следующих превращениях :

Al2O3 + 6HCl = 2AlCl3+ 3H2O; Al2O3+ 2NaOH = 2NaAlO2 + H2O;

1. Сколько граммов оксида ртути (II) нужно разложить, чтобы получилось 15л кислорода при 270 С и 1,2 атм?
2. Сколько эквивалентов содержится в 200 г СаСО3; в 470 г NаОН?
3. Вычислить валентность меди в оксиде, в котором на 1 г кислорода приходится 3,97 г меди.
4. Сколько моль кальция вступило в реакцию с водой, если объем выделившегося водорода при 270 С и 8,2 атм равен 3л?
5. Найти эквивалент и эквивалентную массу ортофосфорной кислоты в случае следующих превращений:

1) H3PO4 + KOH = KH2PO4 + H2O;

2) H3PO4 + 3KOH = K3PO4 + 3H2O.

1. Определить эквивалентную массу металла, если 0,4г его вытеснили из воды 624 мл Н2 при 4700 С и 743 мм рт. ст.
2. Найти эквивалент и молярную эквивалентную массу марганца в соединениях: Mn(OH)4; K2MnO4; MnSO4
3. 2г двухвалентного металла вытесняют 1,12л Н2 (н.у.). Вычислить молярную эквивалентную массы металла и его атомную массу.

### 2. Строение атома

1. Составьте электронные формулы атомов, на N - уровне которых содержится **а)** 2 электрона; **б)** 7 электронов. Назовите эти элементы и укажите, в каком периоде и группе они находятся.
2. Имеются ли ошибки в записях электронных конфигураций атомов:

**а)** 1s22s22p43s1; **б)** 1s22s22p63s23d3; **в)** 1s22s22p3. Ответ обосновать.

1. Привести электронную и графическую формулы атома элемента с порядковым номером 7. Один из валентных электронов охарактеризовать квантовыми числами.
2. Назвать элементы, имеющие по одному электрону на подуровне: **а)** 3d;

**б)** 4p; **в)** 2s . Написать электронные формулы атомов этих элементов, указать их порядковые номера.

1. Сколько свободных d-орбиталей имеется в атомах титана и марганца? Написать для них электронно-графическую формулу для одного из валентных электронов.
2. Указать порядковый номер элемента, у которого: **а)** заканчивается заполнение 4d орбитали; **б)** начинается заполнение 4p-подуровня. Приведите их электронные формулы.
3. Написать электронно-графические формулы атомов элементов с порядковым номером 15 и 43. Сколько неспаренных электронов содержат атомы?
4. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: 5s или 4d; 5s или 4p? Почему? Составьте электронно-графическую формулу атома элемента с порядковым номером 50.
5. Среди приведенных ниже электронных конфигураций указать невозможные и объяснить причину невозможности их реализации: **а)** 3p6; **б)** 1р3; **в)** 2d5; **г)** 3s2.
6. Структура валентного электронного слоя атома элемента выражается формулой: **а)** 4s24p3; **б)** 4s24d4; Определить порядковый номер элемента. Ответ обосновать.
7. Как в задании 31: **а)** 5s24d2; **б)** 6s26p5.
8. Электронная структура атома описывается формулой: 1s22s22p63s23p64s23d6. В каком периоде, группе находится этот элемент? Один из электронов охарактеризовать квантовыми числами.
9. Среди приведенных ниже электронных конфигураций указать невозможные и объяснить причину невозможности их реализации: **а)** 3s2; **б)** 3p7; **в)** 2d4; **г)** 3f5.
10. Охарактеризовать квантовыми числами состояние помеченного электрона:

3d

Указать порядковый номер элемента, которому соответствует такое квантовое состояние.

1. Валентные электроны атома характеризуются следующей электронной конфигурацией: ….4s24p3. Написать квантовые числа для одного из **s-**электронов и одного из   
   **р**-электронов. Какой это элемент? Чему равен суммарный спин атома?
2. Написать квантовые числа для валентных электронов атома кремния. Чему равен суммарный спин атома?
3. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: **а)** 4d или 5s;   
   **б)** 6s или 5p. Почему? Написать электронную формулу атома элемента с порядковым номером 25.
4. Составьте электронные формулы атомов элементов, на L-уровне которых содержится: а) 3 электрона, б) 7 электронов, в) 12 электронов. Назовите эти элементы и укажите, к каким семействам они относятся.
5. Какие из перечисленных ниже обозначений атомных орбиталей не имеют смысла: а) 1p; б) 2d; в) 2s; г) 3f? Ответ обосновать.
6. Написать квантовые числа для валентных электронов атома серы. Чему равен суммарный спин атома?

### Периодическое изменение свойств элементов

1. На каком основании хром и сера, фосфор и ванадий расположены в одной группе периодической системы? Почему их помещают в разных подгруппах?
2. Почему медь имеет меньший атомный радиус, чем калий, расположенный в том же периоде?
3. У какого из атомов первый потенциал ионизации выше − у бериллия или бора? Ответ пояснить.
4. Элементы подгрупп I-ой группы резко различаются по химическим свойствам. Чем это можно объяснить?
5. У какого из р-элементов V группы периодической системы − фосфора или сурьмы − сильнее выражены неметаллические свойства? Почему?
6. Какой из гидроксидов является более сильным основанием: Cu(OH)2, Ca(OH)2, Ba(OH)2? Ответ обосновать.
7. У какого элемента 4-го периода − хрома или селена − сильнее выражены металлические свойства? Ответ обосновать.
8. Расположить по мере возрастания энергий ионизации следующие атомы: 1) 1s2;

2) 1s22s22p2; 3) 1s22s22p5; 4) 1s22s22p6; 5) 1s22s22p63s1.

1. У какого элемента яснее выражены металлические свойства: у бора или алюминия? Ответ пояснить.
2. Каков процентный состав высшего оксида германия?
3. Каков процентный состав высшего оксида иода?
4. Один из оксидов элемента, принадлежащего к VI группе, содержит 50% кислорода. Назовите этот элемент.
5. У какого элемента − мышьяка или азота − свойства неметалла выражены яснее? Ответ обосновать.
6. Какой из гидроксидов является наиболее сильным основанием?

а) Cа(OH)2 или Sr(OH)2; б) Fe(OH)2 или Cu(OH)2 ?Ответ обосновать.

1. Атомы некоторых элементов имеют структуру внешнего энергетического уровня:1) 4s2; 2) 3s23p3; 3) 2s22p6; 4) 5s25p5. Какой из них обладает наибольшим сродством к электрону?
2. Электронная формула валентных электронов атома некоторого элемента ..4s23d3. Укажите положение этого элемента в периодической системе. Каковы формулы оксида и гидроксида атома этого элемента, в которых он проявляет высшую степень окисления?
3. Электронная формула валентных электронов атома некоторого элемента 3s3p3 . В каком периоде и в какой группе находится этот элемент? Назовите его и напишите формулы оксида и гидроксида атома этого элемента в высшей степени окисления.
4. Какой из двух гидроксидов является более сильным основанием:   
   а) Са(OH)2 или Zn(OH)2; б) Ca(OH)2 или Ba(OH)2? Почему?
5. Составьте формулу оксидов и гидроксидов элементов третьего периода периодической системы, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется химический характер этих соединений при переходе от натрия к хлору?
6. Какой из двух гидроксидов является более сильным основанием:   
   а) Са(ОН)2 или Sr(ОН)2; б) Fe(OH)2 или Ni(OH)2? Почему?

### 3. Химическая связь

1. Определите валентность (по методу ВС) и степень окисления азота в соединениях: N2; NO; N2O3; NO2.
2. Объясните механизм образования связи в ионах (NH4)+ и (BF4)−.
3. Как метод валентных связей объясняет пространственную конфигурацию молекул BeH2 и BH3?
4. В чем причина различной пространственной структуры молекул NH3 и BH3?
5. Сколько и каких связей (по направленности) в молекулах NO и N2?
6. Рассмотрите валентные возможности атомов хлора и фтора с точки зрения метода валентных связей.
7. Как метод молекулярных орбиталей объясняет парамагнитные свой- ства и прочность молекулы О2?
8. Сравнить способы образования ковалентных связей в молекулах CH4 , NH3, и в ионе NH4+. Могут ли существовать ионы CH5+ и NH52+?
9. Описать образование связей в молекулах CO и CN с позиции методов ВС и МО. Какая из молекул характеризуется большей прочностью?
10. Как изменяются длина, энергия связи и магнитные свойства в ряду: O22−⎯ O2− ⎯ O2 ⎯ O2+ ? Ответ мотивировать.
11. Объяснить с позиции методов ВС и МО изменение энергии диссоциации (кДж/моль) молекул в ряду F2 (155) ⎯ O2 (493) ⎯ N2 (945).
12. Энергия диссоциации молекул N2 и CO соответственно равны 945 и 1071 кДж/моль. Объяснить близость этих значений с позиций методов ВС и МО.
13. Какие из перечисленных частиц **не могут** существовать в устойчивом состоянии с позиций метода МО: H2+; H2; H2−; He2; HHe?
14. Какие типы гибридизации атомных орбиталей углерода соответствуют образованию молекул: CH4; C2H2; C2H4 ? Ответ пояснить.
15. В какой молекуле − BF3 или NH3 − значение дипольного момента больше?
16. В парах пентафторида фосфора молекула PF5 имеет структуру бипирамиды, а PCl5 в кристаллическом виде состоит из ионов [PCl4]+ и [PCl6]−. Определить в каждом случае тип гибридизации орбиталей атома фосфора.
17. В какой из приведенных молекул энергия связи наименьшая, а длина связи наибольшая? а) N2; O2; б) H2S; H2Te? Ответ обосновать.
18. Как изменяется энергия связи в ряду: а) B2; С2; N2; б) B2+; С2+; N2+? Ответ обосновать.
19. Объяснить с точки зрения метода МО, почему молекулярный ион NO+ прочнее молекулы NO?
20. Объяснить с точки зрения метода МО, как влияет переход N2→N2+ и О2→ О2+ на энергию связи образующегося иона по сравнению с нейтральной молекулой?

### 4. Энергетика химических реакций

*При решении задач этого раздела используются данные табл. 4.1.*

1. При восстановлении 2,1 г железа с серой выделяется 3,77 кДж тепла. Рассчитать энтальпию образования сульфида железа.
2. Определить стандартную энтальпию образования PH3, исходя из уравнения:

2РН3 + 4О2 = Р2О5(кр) + 3Н2О(ж); ΔНº= –2360 кДж.

1. Исходя из уравнения реакции:

СН3ОН(ж) = 3/2О2 = СО2 + 2Н2О(ж); ΔНº= –726,5 кДж.

вычислить энтальпию образования метилового спирта.

1. При восстановлении 12,7 г оксида меди (II) углем (с образованием СО) поглощается 8,24 кДж тепла. Определить энтальпию образования оксида меди.
2. Написать термохимическое уравнение реакции восстановления оксида хрома (III) алюминием. Сколько тепла выделится, если для реакции взять 1кг исходной смеси?
3. Вычислить тепловой эффект образования 200 кг серной кислоты по уравнению:

SO3(ж) + Н2О(ж) = Н2SО4(ж).

1. Энтальпия образования метана равна −74,9 кДж/моль. Напишите термохимическое уравнение реакции сгорания метана, по которому вычислите, сколько тепла выделится при сгорании 200 л газа (н. у.).
2. При образовании 39,6 г оксида мышьяка (III) из простых веществ выделяется 131кДж тепла. Запишите термохимическое уравнение, вычислите энтальпию образования оксида мышьяка.
3. Рассчитайте стандартную энтальпию образования аммиака по реакции:

4NH3+5O2 = 4NO + 6H2O(г) + 960 кДж.

1. Реакция горения бензола протекает по уравнению:

С6Н6 + 7,5О2 = 6СО2 + 3Н2О(ж).

Какое количество тепла выделится при сгорании 1м3 бензола (н.у.)?

1. Напишите термохимическое уравнение растворения оксида меди (II) в соляной кислоте. Сколько тепла выделится при растворении 100 г оксида?
2. При взаимодействии трех моль оксида азота (I) с аммиаком образуется азот и пары воды. При этом выделяется 877,7 кДж тепла. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите энтальпию образования оксида азота (I).
3. Энтальпия образования аммиака равна −46,2 кДж/моль. Сколько л азота пошло на эту реакцию (н.у.), если в результате выделится 23,1 кДж?
4. Реакция между хлором и иодоводородом идет по уравнению:

Cl2(г) + 2HI(г) = I2(г) + 2HCl(г).

Зная, что при участии в реакции 1л Сl2 (н.у.) выделяется 10,47 кДж тепла, вычислите тепловой эффект реакции.

1. Напишите термохимическое уравнение реакции сгорания газообразного этана, используя данные табл. 1.
2. Газообразный этиловый спирт С2Н5ОН можно получить при взаимодействии газообразного этилена С2Н4 и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение реакции.
3. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и газообразный сероуглерод СS2. Напишите термохимическое уравнение этой реакции.
4. Рассчитайте, сколько тепла выделится при сгорании 1м3 С2Н2 (н.у.). Запишите термохимическое уравнение реакции.
5. При получении одного моля гидроксида кальция из кристаллического оксида кальция и жидкой воды выделяется 32,53 кДж тепла. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и рассчитайте энтальпию образования оксида кальция.
6. Какое количество теплоты выделится при соединении 5,6 литра водорода с хлором (н.у.), если стандартная энтальпия образования HCl равна −92,3 кДж.?

### Свободная энергия, энтропия. Направление химических реакций

*При решении задач этого раздела см. табл. 4.1.*

1. При какой температуре наступит равновесие системы

4HCl(г) + O2  =2H2O(г) + 2Cl2(г); ΔHo = –114,42 кДж?

Найдите ΔGo и Кр этой реакции.

1. Восстановление Fe3O4 оксидом углерода идет по уравнению:

Fe3O4 кр) + CO = 3FeO(кр) + CO2.

Запишите закон действия масс, вычислите Кр, ΔGo и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях. Чему равно ΔSoв этом процессе?

1. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция

H2 + CO2 = CO + H2O (ж); ΔHo = −2,85 кДж ?

Запишите закон действия масс реакции. Зная тепловой эффект реакции, определите ΔGo298 и Кр этой реакции.

1. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе (запишите закон действующих масс)

2NO(г) + O2 = 2NO2?

Ответ мотивируйте, вычислив ΔGo и Кр прямой реакции.

1. Исходя из значений стандартных энтальпий образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ, вычислите ΔGo и Кр реакции, протекающей по уравнению:

NH3(г) + HCl(г) = NH4Cl(кр).

Запишите закон действия масс. Может ли эта реакция при стандартных условиях идти самопроизвольно?

1. При какой температуре наступит равновесие системы

CO + 2H2 = CH3OH(ж); ΔHo = −128 кДж.

Запишите закон действия масс и определите Кр при 298 и 385,5 К.

1. При какой температуре наступит равновесие системы

CH4(г) + CO2(г) = 2CO(г) + 2H2(г); ΔHo = +247,37 кДж.

Запишите закон действующих масс, определите Кр при 298 и 961,9 К.

1. На основании стандартных энтальпий образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔGo298 и Кр реакции, протекающей по уравнению:

4NH3 + 5O2  = 4NO + 6H2O(г).

Запишите закон действующих масс. Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

1. Вычислите ΔHo, ΔSo и ΔGo реакции, протекающей по уравнению:

Fе2O3(кр) + 3H2 = 2Fe(кр) + 3H2O(г).

Запишите закон действующих масс. Возможна ли реакция восстановления Fe2O3 водородом при температурах 500 и 2000 K?

1. Какие из карбонатов, BeCO3 или BaCO3, можно получить по реакции взаимодействия соответствующих оксидов с CO2?. Запишите закон действующих масс реакций. Вывод сделайте, вычислив ΔGo298 реакций.
2. Вычислите ΔHo, ΔSo и ΔGo реакции, протекающей по уравнению:

TiO2 (кр) + 2C(граф) = Ti (кр) + 2CO.

Запишите закон действующих масс. Возможна ли реакция восстановления ТiO2 углеродом при температурах 1000 и 3000 К?

1. На основании стандартных энтальпий образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔGo298 и Кр реакции, протекающей по уравнению:

C2H4 (г) + 3O2 = 2CO2 + 2H2O (ж).

Запишите закон действующих масс. Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

1. Определите, при какой температуре начнется реакция восстановления Fe3O4, протекающая по уравнению:

Fe3O4 (кр) + CO = 3FeO(кр) + CO2; ΔHo = +34,55 кДж .

Запишите закон действующих масс, определите Кр при стандартных условиях. Определите отношение равновесных концентраций CO2 и CO при 110,4 K.

### Химическое равновесие. Смещение химического равновесия

1. В гомогенной системе А + 2В ⇆ С равновесные концентрации реагирующих газов (в моль/л): [A]p = 0,06; [B]p = 0,12; [C]p = 0,216. (ΔH0 > 0). Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации веществ A и B. Как изменится состояние равновесия при: а) увеличении T; б) разбавлении системы инертным растворителем; в) поглощении C.
2. В гомогенной газовой системе А+В = С+Д; ΔНo < 0 равновесие установилось при следующих концентрациях (в моль/л): [B] = 0,05; [C] = 0,02. Кр системы равна 0,4. Вычислите исходные концентрации веществ А и В. Как изменится состояние равновесия при: а) увеличении Т; б) поглощении вещества С; в) понижении давления?
3. Для реакции FeO(кр) + CO = Fe(кр) +CO2 при некоторой температуре Кр равна 0,5. Найти равновесные концентрации СО и СО2, если исходные концентрации составляют (в моль/л): [СО]o = 0,05; [СО2]o = 0,01. Как изменится состояние равновесия при: а) повышении Т и б) понижении давления?
4. При некоторой температуре равновесие в системе

2NO2 = 2NO+O2

установилось при следующих концентрациях (в моль/л): [NO2] = 0,006, [NO]= 0,024,

[O2] = 0,012. Найти Кр реакции и исходную концентрацию NO2. Как нужно изменить давление и температуру, чтобы сместить равновесие вправо?

1. Найти константу равновесия реакции N2O4 = 2NO2, если исходная концентрация N2O4 составляла 0,08 моль/л, а к моменту равновесия диссоциировало 40 % N2O4? Как нужно изменить давление, температуру, концентрацию веществ, чтобы получить больший выход NO2?
2. Константа равновесия реакции АВ(г) ⇆ А(г) + В(г) равна 0,04, а равновесная концентрация В составляет 0,02 моль/л. Найти исходную концентрацию АВ. Сколько процентов вещества АВ разложилось? Как изменится состояние равновесия, если: а) увеличить давление, б) понизить температуру (ΔHoх.р. < 0) , в) ввести в систему поглотитель вещества В?
3. Константа равновесия реакции А (г) + В(г) = С(г) + Д(г) равна 1. Исходная концентрация вещества А составляла 0,02 моль/л. Сколько (в %) вещества А подвергается превращению, если [В] = 0,02 моль/л? Каким образом можно воздействовать на систему для смещения равновесия вправо?
4. Для реакции 2HI = H2 + I2 определить равновесную концентрацию H2, если исходная концентрация HI составляла 0,05 моль/л, а Kp = 0,02. Каким образом можно воздействовать на систему для смещения равновесия вправо?
5. Исходные концентрации веществ в системе 2NO + Cl2 = 2NOCl составляли (в моль/л): [NO2]o = 0,5; [Cl2]o  = 0,2. Вычислить константу равновесия, если к моменту его наступления прореагировало 20% NO? Каким образом нужно воздействовать на систему для получения большего выхода NOCl ?
6. Кр обратимой реакции 2А(г) + В(г) = С(г) + Д(г) при некоторой температуре равна 0,0208. Вычислить равновесные концентрации всех веществ, если известно, что в начале реакции система содержала 60 моль вещества А и 40 моль вещества В. Объем системы − 10 литров. Как изменится состояние равновесия, если: а) увеличить давление, б) понизить температуру (ΔH0x.p .< 0), в) при поглощении вещества С адсорбентом?
7. Реакция 2SO2 + O2 = 2SO3 началась при [SO2]o = 0,03 моль/л; и   
   [O2]o = 0,025 (моль/л). К моменту наступления равновесия [SO2]p = 0,01. Вычислить равновесные концентрации остальных веществ и Кр. Как изменится состояние равновесия при: а) повышении давления, б) понижении температуры, если ΔHo(SO3) = −395,2, а ΔНo(SO2) = −296,9 кДж/моль.
8. При некоторой температуре константа равновесия гомогенной системы

N2 + 3H2 = 2NH3 равна 0,1. Равновесные концентрации (в моль/л): [NН3]p = 0,2;   
[H2]p = 0,08. Вычислите равновесную и начальную концентрации азота. Как изменится состояние равновесия системы при повышении давления?

1. В системе 2NO+O2 = 2NO2 начальные концентрации NO и O2 в системе соответственно равны 0,02 и 0,03 моль/л. Вычислите равновесные концентрации NO и O2, если [NO2]p = 2,2.10−3 моль/л. Чему равна константа равновесия? Как повлияет на равновесие: а) добавление кислорода; б) удаление NO2; в) повышение давления?
2. При некоторой температуре равновесие гомогенной системы 2NO+O2 = 2NO2 установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: [NO]р = 0,2;   
   [O2]p = 0,1; [NO2]p = 0,1моль/л. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию NO и O2. Как изменилось состояние равновесия при: а) уменьшении Т; б) увеличении Р; в) поглощении NO2 водой?
3. Почему при изменении давления смещается равновесие системы

N2 + 3H2 = 2NH3  и не смещается равновесие системы N2 + O2 = 2NO? Напишите выражения для Кр каждой из данных систем. Как изменится Кр этих реакций с увеличением температуры? Опишите и обоснуйте возможные изменения Kp и концентрации всех реагентов при изменении температуры и разбавлении системы инертным газом.

### 6. Химическая кинетика

1. Для реакции 2Co3+ + Tl+ = 2Co2+ + Tl3+ получена зависимость скорости от концентрации ионов в растворе:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| [Co3+], моль/л-1 | 0,01 | 0,03 | 0,04 | 0,03 | 0,03 |
| [Tl3+] моль/л-1 | 0,01 | 0,01 | 0,01 | 0,02 | 0,03 |
| V, моль л-1 с-1 | 1 | 3 | 4 | 6 | 9 |

Является ли данная реакция простой (элементарной)? Вывести кинетическое уравнение, определить константу скорости реакции и порядки реакции по обоим компонентам.

1. Скорость реакции SO2 + 2H2 = S(тв.) + 2H2O зависит от давления SO2 и H2 следующим образом:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| P (SO2), Па | 200 | 50 | 200 | 100 | 200 |
| P (H2), Па | 50 | 200 | 100 | 200 | 200 |
| V.103, Па ⋅c-1 | 35 | 35 | 70 | 70 | 140 |

Является ли данная реакция простой? Вывести кинетическое уравнение, определить константу скорости и порядки реакции по обоим компонентам.

1. Скорость реакции 2NO + Cl2 = 2NOCl в трех опытах имела следующие значения:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| P (NO) ⋅ 10-5 Па | 0,5 | 1,0 | 0,5 |
| P (Cl2) ⋅ 10-5 Па | 0,5 | 1,0 | 1,0 |
| V⋅10-5, Па ⋅c-1 | 5 | 40 | 10 |

Является ли данная реакция простой? Вывести кинетическое уравнение, определить константу скорости, порядки реакции в целом и по обоим компонентам.

1. Для реакции в растворе 2Fe3+ + Sn2+ = 2Fe2+ + Sn4+ получены следующие данные:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| [Fe3+], моль/л-1 | 0,2 | 0,6 | 0,8 | 0,6 | 0,6 |
| [Sn2+] моль/л-1 | 0,2 | 0,2 | 0,2 | 0,4 | 0,6 |
| V, моль л-1 ⋅с-1 | 2 | 6 | 8 | 12 | 18 |

Является ли данная реакция простой? Вывести кинетическое уравнение; найти константу скорости, порядки реакции в целом и по компонентам.

1. О реакции между веществами А и В известно, что она является простой (элементарной). В эксперименте получены следующие данные:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| [A], моль/л-1 | 0,5 | 0,5 | 1,5 |
| [B] моль/л-1 | 1,8 | 7,2 | 1,8 |
| V, моль л-1⋅с-1 | 0,269 | 1,08 | 0,807 |

Определить стехиометрические коэффициенты реагентов (А и В) в этой реакции, ее молекулярность, порядок и константу скорости.

1. В газовой фазе оксид азота (II) и водород при 1000К реагируют по уравнению 2H2 + 2NO = N2 + 2H2O. Получены следующие опытные данные:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| [NO], моль/л-1 | 0,12 | 0,12 | 0,12 | 0,002 | 0,004 |
| [H2] моль/л-1 | 0,002 | 0,004 | 0,006 | 0,012 | 0,012 |
| V, моль л-1⋅с-1 | 0,2 | 0,4 | 0,6 | 0,3 | 1,2 |

Является ли данная реакция простой? Выведите кинетическое уравнение, определите константу скорости и порядок реакции в целом.

1. Для реакции 2А + 3В = С получена следующая зависимость ее скорости от концентрации реагирующих веществ:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| [A], моль/л-1 | 0,1 | 0,2 | 0,2 | 0,1 |
| [B] моль/л-1 | 0,1 | 0,1 | 0,2 | 0,05 |
| V, моль л-1 ⋅с-1 | 0,004 | 0,016 | 0,016 | 0,004 |

Является ли данная реакция простой? Выведите кинетическое уравнение реакции, найдите константу равновесия и порядок реакции.

1. Энергия активации реакции H2 + I2 = 2HI равна 180 кДж/моль. Найти температурный коэффициент этой реакции в области между 200 и 500 oС. Предположим, что при 200 oC реакция идет 24 часа. За какое время она пройдет при 500 oС?
2. Температурный коэффициент некоторой реакции в диапазоне от 80 до 140o C равен 2,5. Какова энергия активации этой реакции? Определите относительное изменение скорости в крайних точках этого диапазона.
3. При 80 оС некоторая реакция заканчивается за 16 мин. Сколько потребуется времени для проведения той же реакции при а) 120 oС; б) 60 oС?
4. На сколько градусов необходимо поднять температуру реагирующих веществ, чтобы скорость реакции возросла в 30 раз, если температурный коэффициент равен 2,5. Какова энергия активации этой реакции, если начальная температура 300 К?
5. Разложение озона 2O3 = 3O2 характеризуется энергией активации 100 кДж/моль. Чему равна константа скорости этой реакции при   
   100o C, если при 0oС она равна 2.10−2? Вычислите температурный коэффициент этой реакции.
6. Энергия активации реакции 2HI = H2 + I2  равна 192 кДж/моль, а константа скорости при 556 К составляет 3,5.10−7. Определить константу скорости при 800 К и температурный коэффициент реакции.
7. При увеличении температуры на 50 oC скорость реакции возросла в 1024 раза. Определите температурный коэффициент и энергию активации реакции, если начальная температура была 300 oC.
8. Константа скорости реакции 2HI = H2 + I2  при 300 oС равна 2,2.10−4, а при 700 oС − 8,33. Определить энергию активации и температурный коэффициент этой реакции.

### 7. Концентрация растворов

1. Из 400 г 50%-ного раствора (по массе) H2SO4 выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна массовая доля H2SO4 в оставшемся растворе?
2. К 500мл 32% (по массе) H2SO4 (ρ = 1,395 г/мл) прибавили 1л воды. Чему равна массовая доля H2SO4 в полученном растворе?
3. Плотность 26%-ного раствора KOH равна 1,24 г/мл. Сколько моль KOH находится в 5 л этого раствора?
4. В каком объеме 0,1н раствора содержится 8 г CuSO4?
5. В 1 кг воды растворено 666 г KOH (ρ=1,395 г/мл). Найти:   
   а) массовую долю KOH; б) молярность; в) моляльность; г) титр.
6. Для нейтрализации 20 мл 0,1н раствора кислоты потребовалось 8 мл раствора NaOH. Сколько граммов NaOH содержит 1 л этого раствора?
7. На нейтрализацию 40 мл раствора щелочи израсходовано 24 мл 0,5н раствора H2SO4. Какова нормальность раствора щелочи? Какой объем 0,5н раствора HCl потребовался бы для той же цели?
8. Сколько г NaOH требуется для нейтрализации 280 г 7%-ного раствора H2SO4?
9. Вычислить массовую долю (в %) вещества в растворе, полученном при сливании 100 мл 10%-ного (ρ = 1,05 г/мл) и 150 мл 20%-ного (ρ = 1,12 г/мл) растворов азотной кислоты?
10. Какие объемы 36%-ного раствора НСl (ρ = 1,18 г/мл) и воды необходимо взять для приготовления 500 г 0,5 моляльного раствора?
11. В 2 литрах этилового спирта (ρ = 0,794 г/мл) растворили 4л H2S (н.у.). Какова массовая доля (%) H2S в полученном растворе?
12. Смешали 300 мл 1,2М и 200 мл 2М растворов Al2(SO4)3. Какова молярность и нормальность полученного раствора?
13. На нейтрализацию 5 мл раствора KOH пошло 5 мл раствора H2SO4, титр которой равен 0,0049 г/мл. Определить нормальность и титр раствора KOH?
14. Смешали 100 мл 20%-ного раствора H2SO4 (ρ = 1,2 г/мл) и 100 мл 60%-ного раствора (ρ = 1,5 г/мл) и добавили воды до общего объема 0,5л. Определить молярность и нормальность полученного раствора.
15. Какой объем 0,25н раствора H2SO4 следует добавить к раствору Na2CO3 для получения 3 л CO2 при 27 oС и 780 мм рт. ст.?
16. Каким объемом 8н раствора H2SO4 можно полностью разложить 2,65 л 18%-ного раствора Na2CO3 (ρ = 1,2 г/мл)? Какой объем займет выделившийся газ при нормальных условиях?
17. К 100 мл 2н раствора H2SO4 добавили 100 мл 2М раствора той же кислоты   
    (ρ = 1,1 г/мл). Определить массовую долю (%) кислоты в полученном растворе.
18. Какова молярность, нормальность и титр раствора, в 200 мл которого содержится 14 г AlCl3?
19. Из 400г 50%-ного раствора H2SO4 выпариванием удалили 100г воды. Чему равна массовая доля (в %) кислоты в оставшемся растворе?
20. К 100 мл 8% раствора HNO3 (ρ = 1,46 г/мл) прибавили 400 мл H2O. Получился раствор с плотностью 1,128 г/мл. Чему равна массовая доля (%) и нормальность полученного раствора?

### 8. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов

1. Раствор сахара С12Н22О11 при 0 oC оказывает осмотическое давление, равное 114 мм рт. ст. Сколько граммов сахара содержится в 1 л этого раствора?
2. Раствор глюкозы С6Н12О6 при 0 oC оказывает осмотическое давление, равное 4,48 атм. Чему равна молярная концентрация такого раствора? Сколько граммов глюкозы содержит 1 л этого раствора?
3. Вычислить осмотическое давление при 27 oC раствора сахара С12Н22О11, 1 л которого содержит 91 г растворенного вещества.
4. Чему равно при температуре −7,5 oC осмотическое давление раствора, в 1,5 л которого содержится 276 г глицерина С3Н8О3?
5. Вычислить осмотическое давление раствора сахара с массовой долей 25% при 15 oC (ρ = 1,105 г/мл).
6. Давление паров эфира при 30 oC равно 647,9 мм рт. ст.; давление пара раствора 3,1 г анилина в 370 г эфира (С2Н5)2О при той же температуре равно 643,58 мм рт. cт. Вычислить молекулярную массу анилина.
7. Давление пара воды при 20 oC составляет 2,34 кПа. Сколько граммов сахара следует растворить в 720 г воды для получения раствора, давление пара которого на 18 Па меньше давления пара воды? Вычислить процентное содержание сахара в растворе.
8. При 0 oC давление пара эфира (С2Н5)2О составляет 2465 Па. Найти для той же температуры: а) давление пара 5% раствора анилина С6Н5NH2 в эфире; б) давление пара 10% -ного раствора бензойной кислоты С6Н5СООН в эфире.
9. При 20 oC давление пара над водой равно 17,53 мм рт. ст. Сколько граммов глицерина С3Н5(ОН)3 нужно растворить в 180 г воды для того, чтобы снизить давление пара до 16,53 мм рт. ст.?
10. Каково давление пара над 40% раствором этилового спирта С2Н5ОH при   
    25 oC, если давление насыщенного пара воды при этой температуре равно 23,75 мм рт. ст.?
11. Давление пара воды при 95 oC равно 633,9 мм рт. ст. Вычислить давление пара над раствором, содержащем 1,5 моль растворенного вещества в 340 г воды?
12. Раствор, содержащий 0,502 г ацетона (СН3)2СО в 100 г ледяной уксусной кислоты обнаруживает понижение точки замерзания на 0,339 oC. Вычислить криоскопическую константу кислоты.
13. Сколько граммов нафталина С10Н8 содержится в 3 кг бензола С6Н6, если раствор замерзает (начинает кристаллизоваться ) при температуре −4,55 oC?
14. Вычислить температуру кипения 5%-ного раствора сахара С12Н22О11 в воде.
15. В каком количестве воды следует растворить 23 г глицерина С3Н8О3, чтобы получить раствор с температурой кипения 100,104 oC?
16. Сколько моль воды потребуется для растворения 0,02 моль некоторого неэлектролита для получения раствора, температура кипения которого 100,026 o C?
17. Температура кипения ацетона 56,1 oС, а его эбулиоскопическая константа равна 1,73 oC. Вычислить температуру кипения 8% раствора глицерина С3Н8О3 в ацетоне.
18. Вычислить процентное содержание сахара С12Н22О11 в водном растворе, температура кристаллизации которого −0,41 oC.
19. Раствор сахара в воде показывает повышение температуры кипения на   
    0,312 oC. Вычислить величину понижения температуры кристаллизации этого раствора.
20. К 1 л метилового спирта СН3ОН (плотностью 0, 8 г/ мл) прибавили 4,5 л воды. При какой температуре будет замерзать этот раствор?
21. Раствор сахара С12Н22О11 оказывает при 27 oC осмотическое давление, равное 156 кПа. Принимая плотность раствора равной единице, вычислить температуру его кристаллизации.
22. В каком количестве воды следует растворить 0,5 кг глицерина С3Н8О3 для получения раствора с температурой кристаллизации −3 oС?
23. При растворении 0,4 г некоторого вещества в 10 г воды температура кристаллизации раствора понижается на 1,24 oС. Вычислить молекулярную массу растворенного вещества.
24. Давление пара водного раствора глицерина составляет 98% от давления пара воды при той же температуре. Вычислить процентное содержание глицерина в растворе и температуру кристаллизации раствора.
25. Найти молекулярную массу вещества, если раствор, содержащий 7,5 г его в 250 г воды кипит при 100,26 oC при давлении 760 мм. рт. ст.).

### Обменные реакции в растворах электролитов

***При решении задач этого раздела используйте таблицу 8.1.***

1. Какие вещества: Fe(OH)3, Na2CO3, H2SO4, K2S, будут взаимодействовать с азотной кислотой? Записать эти реакции в ионной и молекулярной форме.
2. К предложенным ионным уравнениям составить по два молекулярных:

а) Zn(OH)2  + 2OH− = [Zn(OH)4]2− б) SO3 2− + 2H+ = SO2 + H2O.

1. Какие из веществ будут взаимодействовать с КОН: H2SO4, Fe(OH)3, CuSO4, Al2(SO4)3, Na2CO3? Написать ионные и молекулярные уравнения этих реакций.
2. Составить в молекулярной форме уравнения реакций, которые выражаются следующими ионными уравнениями:

а) H+ + NO2− = HNO2; б) Zn2+ + 2OH− = Zn(OH)2;

в) Al(OH)3 + 3OH− = [ Al(OH)6 ]3−.

1. Подобрать по два молекулярных уравнения к ионному:

а) Fe3+ + 3OH− = Fe(OH)3; б) NH4+ + OH− = NH3 + H2O.

1. Написать в молекулярной форме уравнения реакций, соответствующие следующим ионным уравнениям:

а) Сa2+ + CO3 2− = CaCO3; б) Al(OH)3 + 3H+ = Al3+ + 3H2O;

в) Pb2+ + 2I− = PbI2.

1. Какие из веществ будут взаимодействовать с КОН: Ba(OH)2, Be(OH)2, HNO3, NH4Cl? Написать ионные и молекулярные уравнения этих взаимодействий.
2. Написать в ионно-молекулярной форме уравнения следующих реакций:

а) CH3COONa + H2SO4 ; в) (NH4)2SO4 + KOH ;

б) CaCO3 + HCl ; г) Na2S + HCl.

1. Какие из веществ будут взаимодействовать с HCl: Ba(OH)2, CuS, HNO3, NH4Cl, Na2CO3? Записать реакции в ионной и молекулярной форме.
2. Написать в ионно-молекулярной форме уравнения следующих реакций:

а) HCN+ KOH; в) AlCl3+ KOH (избыток);

б) NaClO+ H2SO4; г) AlCl3+ KOH (недостаток).

1. Составить уравнения реакций в молекулярной форме, которые выражаются следующими ионными реакциями:

а) Ba2+ + SO42− = BaSO4; б) CH3COO− + H+ = CH3COOH;

в) Ag+ + Сl– = AgCl.

1. Написать ионные и молекулярные уравнения для следующих реакций:

а) K2CO3 + H2SO4; в) Al(OH)3 + HCl;

б) AlCl3 + KOH; г) NH4OH + HBr.

1. С какими из перечисленных веществ будут взаимодействовать NaOH: Fe(OH)3, HNO3, CH3COOH, K2O? Записать в ионной и молекулярной форме.
2. Составить в молекулярной форме уравнения реакций, которые выражаются следующими ионными реакциями:

а) Ag+ + Cl− = AgCl; в) Al(OH)3 + 3OH− = [Al(OH)6]3−;

б) Cu2+ + S2− = CuS; г) Pb2+ + SO42− = PbSO4.

1. Написать ионные и молекулярные уравнения для следующих реакций:

а) CuO + H2SO4; в) Cu(OH)2 + HNO3;

б) AgNO3 + FeCl3; г) Pb(OH)2 + NaOH.

1. Написать ионные и молекулярные уравнения для следующих реакций:

а) (NH4)2SO4 + KOH; в) CrCl3 + KOH (избыток);

б) СrCl3 + KOH (недостаток); г) AlBr3 + AgNO3.

1. Написать в молекулярной форме уравнения реакций, которые выражаются следующими ионными уравнениями:

а) H+ + NO2− =HNO2**;** б) Pb2+ + S2− = PbS;

в) HCN + OH− = CN− + H2O.

1. Выбрать из перечисленных веществ те, между которыми возможны реакции и записать их в ионно-молекулярной форме: KOH, H2SO4, NaCl, Zn(OH)2, BaCl2.
2. Написать в молекулярной форме уравнения реакций, которые выражаются следующими ионными уравнениями:

а) Bi3+ + CO32− = Bi2(СO3)3; б) SiO32− + 2H+ = H2SiO3;

в) Ba2+ + PO43− = Ba3(PO4)2.

1. С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать Na2CO3: NH4Cl, H2SO4, NaOH, BaCl2, AgNO3. Записать реакции в ионной и молекулярной форме.

### Гидролиз солей

***При решении задач этого раздела используйте таблицу 8.2.***

1. Указать, не производя вычислений, в каком из растворов двух солей равной концентрации рН больше или меньше и почему:

а) NaClO4 и NaClO; б) K2S и K2Se;

в) Na2CO3 и Na2SO3 .

1. Объясните, почему при введении в раствор FeCl3 раствора соды в осадок выпадает не карбонат железа, а его гидроксид. Напишите уравнения процессов.
2. Гидролиз раствора FeCl3 при нагревании идет ступенчато и заканчивается образованием осадка Fe(OH)3. Представить уравнениями все три ступени этого процесса (три уравнения) и вывести суммарное уравнение.
3. Существенно ли изменится реакция среды, если растворить в воде такие соли: a) KCN, б) NH4CN, в) CH3COOK, г) CH3COONH4?
4. Подберите по два уравнения в молекулярном виде к каждому из молекулярно-ионных:

а) Al3+ + H2O = AlOH2+ + H+;

б) S2− + H2O = HS− + OH−; в) CN− + H2O = HCN + OH−**.**

1. Подберите по два уравнения в молекулярном виде к каждому из ионных:

а) Fe3+ + 2H2O = [Fe(OH)2]+ + 2H+;

б) СO32− + H2O = HCO3− + OH−; в) NH4+ + H2O = NH4OH + H+.

1. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей CrCl3, FeSO4 и Na2S. Какие из перечисленных растворов имеют рН < 7, pH > 7?
2. Почему растворы NaF и Na2S имеют щелочную, а растворы ZnSO4 и NH4NO3 кислую реакцию? Ответ подтвердите ионно-молекулярными и молекулярными уравнениями.
3. Как зависит степень гидролиза от температуры? Почему? В какую сторону сместится равновесие гидролиза NaCN, если к раствору прибавить: а) щелочь, б) кислоту, в) хлорид аммония?
4. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций, протекающих при сливании растворов: а) нитрата алюминия и сульфида натрия; б) сульфата хрома(+3) и карбоната натрия.
5. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу и почему: FeCl2 или FeCl3; MgCl2 или ZnCl2; NaCN или СH3COONa?
6. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу и почему: Na2CO3 или Na2SO3; TlCl или TlCl3; SnCl2 или SnCl4? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза этих солей.
7. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: CH3COONa или HCOONa; K2S или K2Te; NaNO2 или NaCl? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза этих солей.
8. Растворы кислоты и основания смешали в эквивалентных соотношениях:   
   а) NH4OH + HCl; б) NaOH + HCl; в) NaOH + CH3COOH. Как окрасится лакмус в растворах? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.
9. К раствору FeCl3 добавили: а) HCl; б) NaOH; в) ZnCl2; г) Na2CO3; д) Zn; е) H2O. В каких случаях гидролиз хлорида железа (III) усилится? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.
10. Какие из пар солей в водных растворах взаимно усиливают гидролиз друг друга: а) AlCl3 и Na2S; б) CrCl3 и Na2CO3; в) Fe2(SO4)3 и ZnCl2; г) Cr(NO3)3 и MgCl2? Составьте ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.
11. К растворам Na2SO4, CrCl3, MgCl2, Al2(SO4)3, Fe(NO3)3 добавили раствор соды Na2CO3. В каких случаях наблюдается выделение CO2? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.
12. К раствору Na2CO3 добавили следующие вещества: а) HCl, б) NaOH,   
    в) Сu(NO3)2, г) K2S. В каких случаях гидролиз Na2CO3 усилится? Почему? Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей, указать рН среды.
13. К раствору ZnSO4 добавили следующие вещества: а) H2SO4, б) KOH,   
    в) Na2SO3, г) Al2(SO4)3. В каких случаях гидролиз ZnSO4 усилится? Почему? Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза соответствующих солей.
14. К раствору Al2(SO4)3 добавили следующие вещества: а) H2SO4, б) KOH,

в) Na2SO3, г) ZnSO4. В каких случаях гидролиз Al2(SO4)3 усиливается? Почему? Напишите уравнения гидролиза, укажите рН.

### 9. Окислительно-восстановительные реакции

1. Исходя из степени окисления хлора в соединениях HCl, HClO3, HClO4, определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? На основании баланса степеней окисления расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

KBr + KBrO3 + H2SO4 → Br2 + K2SO4 + H2O.

1. Реакции выражаются схемами: P + HIO3 + H2O → H3PO4 + HI.

H2S + Cl2 + H2O → H2SO4 + HCl.

Составьте баланс степеней окисления. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакции. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем; какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

1. Составьте баланс степеней окисления и укажите, какой процесс − окисление или восстановление − происходит при следующих превращениях: As+3 → As+5;   
   N+3 → N−3; S−2 → So; На основании баланса степеней окисления расставьте коэффициенты в реакции, идущей по схеме:

Na2SO3 + KMnO4 + H2O → Na2SO4 + MnO2 + KOH.

1. Исходя из степени окисления фосфора в соединениях PH3, H3PO4, H3PO3, определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? На основании баланса степеней окисления расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

PbS + HNO3 → Pb(NO3)2 + NO + H2O.

1. См. условие задачи 231 для реакций:

P + HNO3 + H2O → H3PO4 + NO;

KMnO4 + Na2SO3 + KOH → K2MnO4 + Na2SO4 + H2O.

1. Составьте баланс степеней окисления и укажите, какой процесс − окисление или восстановление − происходит при следующих превращениях: Mn+6 → Mn+2;

Cl+5 → Cl−; N−3 → N+5; На основании баланса степеней окисления расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

Cu2O + HNO3 → Cu(NO3)2+ NO + H2O.

1. См. условие задачи 231 для реакций:

Ca + HNO3 → Ca(NO3)2 + NH4NO3 + H2O;

K2S + KMnO4 + H2SO4 → K2SO4 + MnSO4 + H2O + S.

1. Исходя из степени окисления хрома, иода и серы в соединениях K2Cr2O7, KI и H2SO3, определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? На основании баланса степеней окисления расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

NaCrO2 + PbO2 + NaOH → Na2CrO4 + Na2PbO2 + H2O.

1. См. условие задачи 231 для реакций:

H2S + Cl2 + H2O → H2SO4 + HCl;

K2Cr2O7 + H2S + H2SO4 → S + Cr2(SO4)3 + K2SO4 + H2O.

1. См. условие задачи 231 для реакций:

Р + HСlO3 + H2O → H3PO4 + HCl;

H3AsO3 + KMnO4 + H2SO4 → H3AsO4 + MnSO4 + K2SO4 + H2O.

1. См. условие задачи 231 для реакций:

KClO3 + Na2SO3 → KCl + Na2SO4;

KMnO4 + HBr → Br2 + KBr + MnBr2 + H2O.

1. См. условие задачи 231 для реакций:

FeS + HNO3 → Fe(NO3)2 + S + NO + H2O ;

NaCrO2 + Br2 + NaOH → Na2CrO4 + NaBr + H2O.

1. См. условие задачи 231 для реакций:

Zn + HNO3 → Zn(NO3)2 + N2O + H2O;

FeSO4 + KClO3 + H2SO4 → Fe2(SO4)3 + KCl + H2O.

1. См. условие задачи 231 для реакций:

K2Cr2O7 + HCl → CrCl3 + Cl2 + KCl + H2O;

Au + HNO3 + HCl → AuCl3 + NO + H2O.

1. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) NH3 и KMnO4; б) HNO2 и HI; в) HCl и H2Se? Почему? На основании баланса степеней окисления расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

KMnO4 + NO2 + H2SO4 → MnSO4 + KNO3 + K2SO4 + H2O.

1. См. условие задачи 231 для реакций:

HCl + CrO3 → Cl2 + CrCl3 + H2O;

Cd + KMnO4 + H2SO4 → CdSO4 + MnSO4 + K2SO4 + H2O.

1. См. условие задачи 231 для реакций:

Cr2O3 + KClO3 + KOH → K2CrO4 + KCl + H2O;

MnSO4 + PbO2 + HNO3 → HMnO4 + Pb(NO3)2 + PbSO4 + H2O.

1. См. условие задачи 231 для реакций:

H2SO3 + HClO3 → H2SO4 + HCl;

K2Cr2O7 + H3PO4 + H2SO4 → Cr2(SO4)3 + H3PO4 + K2SO4 + H2O.

1. См. условие задачи 231 для реакций:

I2 + Cl2 + H2O → HIO3 + HCl;

FeSO4 + K2Cr2O7 + H2SO4 → Fe2(SO4)3 + Cr2(SO4)3 + K2SO4 + H2O.

249. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) PH3 и HBr; б) K2Cr2O7 и H3PO3; в) HNO3 и H2S? Почему? На основании баланса степеней окисления расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

AsH3 + HNO3 → H3AsO4 + NO2 + H2O.

### 10. Электрохимические процессы

***При решении задач этого раздела используйте табл. 10.1.***

1. Составить схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь служила бы катодом, а в другом – анодом. Написать уравнения реакций, происходящих при работе этих элементов, и вычислить значения стандартных ЭДС.
2. Гальванический элемент состоит из серебряного электрода, погруженного в 1M раствор АgNO3, и стандартного водородного электрода. Написать уравнения электродных процессов и суммарной реакции, происходящих при работе элемента. Чему равна его ЭДС?
3. ЭДС элемента, состоящего из медного и свинцового электродов, погруженных в 1M растворы солей этих металлов, равна 0,46 В. Изменится ли ЭДС, если взять 0,001М растворы? Ответ обосновать.
4. Гальванический элемент составлен из стандартного цинкового электрода и хромового электрода, погруженного в раствор, содержащий ионы Cr3+. При какой концентрации ионов Cr3+ ЭДС этого элемента будет равна нулю?
5. На сколько изменится потенциал цинкового электрода, если раствор соли цинка, в который он погружен, разбавить в 10 раз?
6. При какой концентрации ионов серебра (моль/л) потенциал серебряного электрода составит 95% от величины его стандартного электродного потенциала?
7. При какой концентрации ионов палладия (моль/л) Pd2+ потенциал палладиевого электрода будет на 0,01 В меньше его стандартного потенциала?
8. Найти концентрацию ионов водорода в растворе, в котором потенциал водородного электрода равен −236 мВ.
9. При какой концентрации ионов Cu2+ (моль/л) потенциал медного электрода равен стандартному потенциалу водородного электрода?
10. Вычислить ЭДС гальванического элемента, образованного цинковым и свинцовым электродами в растворах 0,2М ZnSO4 и 0,012М Pb(NO3)2. Каким образом можно увеличить ЭДС? Ответ мотивировать.
11. Составить схемы гальванических элементов для осуществления электрохимическим путем следующих реакций:

1) Fe + Cd(NO3)2 = Fe(NO3)2 + Cd; 2) Zn + Fe2+ = Fe + Zn2+;

3) 2Ag+ + H2= 2Ag+ + 2H+.

1. Составить таблицу электродных потенциалов алюминия в растворах с концентрацией Al3+: 1; 0,1; 0,01; 0,001; 0,0001 моль/л и начертить кривую зависимости электродного потенциала от концентрации ионов.
2. Вычислить, как изменится электродный потенциал цинка, если концентрация раствора ZnSO4, в который погружена цинковая пластинка, уменьшится от 0,1 до 0,01н.
3. Составьте схему, напишите электродные процессы и вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из пластин Сd и Mg, опущенных в 1M растворы своих солей. Изменится ли величина ЭДС, если концентрацию каждого из ионов понизить до 0,01 моль/л?
4. Составить схемы двух гальванических элементов, в одном из которых серебро было бы анодом, а в другом − катодом. Написать электродные процессы и рассчитать ЭДС при стандартных условиях.
5. Имеется гальванический элемент, составленный из свинцовой и серебряной пластинок. Как изменится ЭДС, если в раствор, содержащий ионы свинца, добавить сероводород? Ответ обосновать.
6. Составить схему гальванического элемента, образованного магниевым и никелевым электродами, опущенными в 0,1М растворы солей. Напишите реакции, протекающие на электродах, и рассчитайте ЭДС. Как можно увеличить ЭДС? Ответ мотивировать.
7. Составить таблицу электродных потенциалов никеля в растворах с концентрацией Ni2+: 1; 0,1; 0,01; 0,001; 0,00001 моль/л и начертить кривую зависимости электродного потенциала от концентрации ионов.
8. Составить схемы гальванических элементов для осуществления электрохимическим путем следующих реакций:

1) Mg + NiCl2 = MgCl2 + Ni;

2) Zn + Cu2+ = Zn2+ + Cu; 3) Zn + Zn(NO3)2 = Zn(NO3)2 + Zn.

1. Каким из предлагаемых способов можно увеличить ЭДС гальванического элемента Pt, H2⏐HCl (C1) ║ HCl (C2) ⏐ H2, Pt: а) уменьшить концентрацию HCl у катода; б) уменьшить концентрацию HCl у а анода; в) увеличить концентрацию HCl у катода; г) увеличить концентрацию HCl у анода?

### Электролиз

1. Водный раствор содержит смесь нитратов меди (II), железа (II), свинца (II) и натрия одинаковой концентрации. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе?
2. Ток одной и той же силы проходит через растворы AgNO3 и СuSO4. В результате выделилось 0,64 г меди. Найти массу серебра, выделенного из раствора за тот же промежуток времени. Написать электродные процессы.
3. Найти эквивалентную массу висмута, если известно, что при пропускании через раствор Bi(NO3)3 тока силой 5,77 ампер в течение 60 минут выделилось 15 г висмута.
4. Какое вещество останется в растворе после окончания выделения никеля в процессе электролиза раствора сульфата никеля NiSO4?
5. Какие три ценных продукта получают посредством электролиза водного раствора хлорида натрия? Запишите электронно-ионные уравнения реакций.
6. Почему при электролизе раствора хлорида меди (II) на катоде выделяется медь, а при электролизе раствора иодида калия − водород?
7. В растворе содержатся сульфаты цинка и хрома. Какой металл выделится в первую очередь при электролизе?
8. Какой металл будет выделяться в первую очередь при электролизе раствора, содержащего в одинаковой концентрации соли никеля, железа, меди.
9. Какие окислительные и восстановительные процессы происходят при электролизе водных растворов хлорного железа и азотнокислого кальция?
10. Через растворы солей NaCl и Na3PO4 пропускают ток в течение некоторого времени. Изменилось ли от этого количество соли в том и другом растворе?
11. При электролизе раствора CuCl2 на аноде выделилось 560 мл газа (н.у.). Найти массу меди, выделившейся на катоде.
12. Сколько времени потребуется для полного разложения 2 моль воды током силой 2 А?
13. Найти объем кислорода (условия нормальные), который выделяется при пропускании тока силой 6 А в течение 30 минут через раствор KOH.
14. Какое количество электричества потребуется для выделения из раствора: а) 2г Н2, б) 2 г кислорода?
15. При электролизе водного раствора Cr2(SO4)3 током силой 2А масса катода увеличилась на 8 грамм. В течение какого времени проводили электролиз?
16. Элемент, анодом которого является цинк, в течение двух часов давал ток силой 0,8 А. Какое количество цинка при этом израсходовалось?

### Коррозия металлов

1. Как происходит атмосферная коррозия луженого и оцинкованного железа при нарушении покрытия? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.
2. Медь не вытесняет кислород из разбавленных кислот. Почему? Однако, если к медной пластинке, опущенной в кислоту, прикоснуться цинковой, то на меди начинается бурное выделение водорода. Дайте этому объяснение, составив электронные уравнения анодного и катодного процессов. Напишите уравнение протекающей реакции.
3. Как происходит атмосферная коррозия луженого железа и луженой меди при нарушении покрытия? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.
4. Если пластинку из чистого цинка опустить в разбавленную кислоту, то начинающееся выделение водорода вскоре почти прекращается. Однако при прикосновении к цинку медной проволочкой на последней начинается бурное выделение водорода. Дайте этому объяснение, составив электронные уравнения анодного и катодного процессов. Напишите уравнение протекающей химической реакции.
5. В чем сущность протекторной защиты железа в электролите, содержащем растворенный кислород. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.
6. Железное изделие покрыто никелем. Какое это покрытие − анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в соляной кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?
7. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов с кислородной и водородной деполяризацией при коррозии пары магний - никель. Какие продукты коррозии образуются в первом и втором случаях?
8. В раствор соляной кислоты поместили цинковую пластинку и цинковую пластинку, частично покрытую медью. В каком случае процесс коррозии цинка происходит интенсивнее? Ответ мотивируйте, составив электронные уравнения соответствующих процессов.
9. Почему химически чистое железо более стойко против коррозии, чем техническое железо? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии технического железа во влажном воздухе и в кислой среде.
10. Какое покрытие металла называется анодным и какое − катодным? Назовите несколько металлов, которые могут служить для анодного и катодного покрытия железа. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии железа, покрытого медью, во влажном воздухе и в кислой среде.
11. Железные изделия покрыли кадмием. Какое это покрытие − анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в соляной кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?
12. Железные изделия покрыли свинцом. Какое это покрытие − анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в соляной кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?
13. Две железные пластинки, частично покрытые одна оловом, другая медью, находятся во влажном воздухе. На какой из этих пластинок быстрее образуется ржавчина? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этих пластинок. Каков состав продуктов коррозии железа?
14. Какой металл целесообразней выбрать для протекторной защиты от коррозии свинцовой оболочки кабеля: цинк, магний, хром? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии. Какой состав продуктов коррозии?
15. Если опустить в разбавленную серную кислоту пластинку из чистого железа, то выделение на ней водорода идет медленно и со временем почти прекращается. Однако, если цинковой палочкой прикоснуться к железной пластинке, то на последней начинается бурное выделение водорода. Почему? Какой металл при этом растворяется? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.
16. Цинковую и железную пластинки опустили в раствор сульфата меди. Составьте электронные и ионно-молекулярные уравнения реакций, происходящих на каждой из этих пластинок. Какие процессы будут проходить на пластинках, если наружные концы их соединить проводником?
17. Как влияет рН среды на скорость коррозии железа и цинка? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии этих металлов.
18. В раствор электролита, содержащего растворенный кислород, опустили цинковую пластинку, частично покрытую медью. В каком случае процесс коррозии цинка проходит интенсивнее? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.
19. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов с кислородной и водородной деполяризацией при коррозии пары алюминий-железо. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?
20. Как протекает атмосферная коррозия железа, покрытого слоем никеля, если покрытие нарушено? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов коррозии?

### Комплексные соединения

1. Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях: [Cu(NH3)4]SO4, K2[PtCl6], K[Ag(CN)2]. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.
2. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений платины: PtCl4·6NH3; PtCl4·4NH3; PtCl4·2NH3. Координационное число платины (IV) равно шести. Напишите уравнение диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое из соединений является комплексным неэлектролитом?
3. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений кобальта: CoCl3·6NH3; CoCl3·5NH3; CoCl3∙4NH3. Координационное число кобальта (III) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.
4. Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число сурьмы в соединениях: Rb[SbBr6]; Rb[SbCl6]; Na[Sb(SO4)2]. Как диссоциируют эти соединения в водных растворах?
5. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений серебра: AgCl·2NH3; AgCN∙KCN; AgNO2∙KNO2. Координационное число серебра равно двум. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.
6. Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях K4[Fe(CN)6]; K4[TiCl8]; K2[HgI4]. Как диссоциируют эти соединения в водных растворах?
7. Из сочетания частиц Co3+, NH3, NO2−, K+ можно составить семь координационных формул комплексных соединений кобальта, одна из которых [Co(NH3)6](NO2)3. Составьте формулы других шести соединений и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.
8. Определите, чему равен заряд следующих комплексных ионов: [Cr(H2O)4Cl2], [HgBr4], [Cu(CN)4], если комплексообразователями являются Cr3+, Hg2+, Cu2+. Напишите формулы соединений, содержащих эти комплексные ионы.
9. Определите, чему равен заряд комплексных ионов [Cr(NH3)5NO3], [Pd(NH3)Cl3], [Ni(CN)4], если комплексообразователями являются Cr3+, Pd2+, Ni2+. Напишите формулы комплексных соединений, содержащих эти ионы.
10. Из сочетания частиц Cr3+, H2O, Cl− и K+ можно составить семь координационных формул комплексных соединений хрома, одна из которых [Cr(H2O)6]Cl3. Составьте формулы других шести соединений и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.
11. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений кобальта: 3NaNO2·Co(NO3)3; CoCl3·3NH3·H2O; CoCl3·6H2O. Координационное число кобальта(III) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.
12. Напишите выражения для констант нестойкости комплексных ионов [Ag(NH3)2]+; [PtCl6]2−; [Mo(CN)8]4−. Чему равны степень окисления и координационное число комплексообразователей в этих ионах?
13. Константы нестойкости комплексных ионов [Co(CN)4]2−; [Hg(CN)4]2−; [Cd(CN)4]2− соответственно равны 8·10−20; 4·10−41; 1,4·10−17. В каком растворе, содержащем эти ионы, при равной молярной концентрации ионов CN− больше? Напишите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов.
14. Напишите выражения для констант нестойкости следующих комплексных ионов: [Ag(CN)2]−, [Ag(NH3)2]+, [Ag(SCN)2]−. Зная, что они соответственно равны 1,0·10−21, 6,8·10−8, 2,0·10−11, укажите, в каком растворе, содержащем эти ионы, при равной молярной концентрации больше ионов серебра?
15. При прибавлении раствора KCN к раствору [Zn(NH3)4]SO4 образуется растворимое комплексное соединение K2[Zn(CN)4]. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции. Константа нестойкости какого иона [Zn(NH3)4]2+ или [Zn(CN)4]2− больше? Почему?
16. Напишите уравнения диссоциации солей K4[Fe(CN)6] и (NH4)2·Fe(SO4)2 в водном растворе. К каждой из них прилили раствор щелочи. В каком случае выпадает осадок гидроксида железа (II)? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Какие комплексные соединения называются двойными солями?
17. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений платины (II), координационное число которой равно четырем: PtCl2·3NH3; PtCl2·NH3·KCl; PtCl2·2NH3. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое из них является комплексным неэлектролитом?
18. Хлорид серебра растворяется в растворах аммиака и тиосульфата натрия. Дайте этому объяснение. Напишите молекулярные и ионно-молекулярное уравнения соответствующих реакций.
19. Какие комплексные соединения называются двойными солями? Напишите уравнения диссоциации солей K4[Fe(CN)6] и (NH4)2 ·Fe(SO4)2 в водном растворе. В каком случае выпадает осадок гидроксида железа (II), если к каждой из них прилить раствор щелочи. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции.
20. 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.

### Жесткость воды

Жесткость воды обусловлена наличием в ней ионов двухвалентных металлов (Ca2+, Mg2+, Fe2+). Различают временную и постоянную жесткость.

**Временная (или карбонатная)** жесткость обусловлена наличием бикарбонатов Ме(НСО3)2, которые разлагаются в процессе кипячения:

Ca(HCO3)2 =↓ CaCО3 + CO2 + H2O

Fe(HCO3)2 =↓ Fe(OH)2 + 2СO2 .

Твердый осадок покрывает поверхность водонагревательных систем, что снижает их нагревательную способность, эффективность теплопередачи.

**Постоянная (или некарбонатная)** жесткость обусловлена наличием растворимых хлоридов и сульфатов, которые при кипячении не разлагаются.

Сумма временной и постоянной жесткости дает **общую жесткость**:

Жобщ. = Жврем. + Жпост.

По ГОСТу жесткость воды оценивается в мг-экв/л (ммоль/л).

Одним из методов определения жесткости воды является титрование определенного объема воды раствором соляной кислоты известной концентрации. Применяются и весовые методы определения жесткости. Устранение жесткости сводится к удалению из воды ионов кальция и магния обычно путем перевода их в осадок в виде нерастворимых солей.

**Пример 1.** Вычислить временную жесткость, если в 2 л воды содержится 60,12 мг ионов Ca2+ и 28,37 мг ионов Mg2+.

**Решение.** Число ммоль эквивалентов Ca2+ вычисляем из соотношения:

1 ммоль Ca2+ – 20,04 мг Ca2+

Х – 60,12 мг Ca2+,.

Число ммоль эквивалентов Mg2+определяем аналогично:

1 ммоль Mg – 12,15 мг Mg2+

Х – 28,37 мг, .

Общее число ммоль эквивалентов ионов Ca2+ и Mg2+ составит в расчете на 1 л воды:

Ж = 3 + 2,5 = 5,5 ммоль/л.

Следовательно, согласно ГОСТу, вода умеренно жесткая.

**Пример** **2.** Определить временную жесткость воды, если на титрование   
100 мл образца воды, содержащей гидрокарбонат магния, израсходовано 8.10–3 л 0,1Н раствора соляной кислоты.

**Решение.** При титровании жесткой воды соляной кислотой происходит следующая реакция:

Mg(HCO3)2 + 2HCl = MgCl2 + 2CO2 + 2H2O.

В соответствии с законом эквивалентов количество эквивалентов всех участвующих в химической реакции веществ должно быть одинаковым:

Нр ·Vр = Нк ·Vк,

где Нк и Нр – эквивалентные (нормальные) концентрации кислоты и раствора, Vк и Vр – объемы кислоты и раствора (л).

Откуда моль/л.

Так как жесткость измеряется в ммоль/л, то Ж = Нр ·1000 = 8·10−3 ·1000 = 8 ммоль/л, т.е. вода жесткая.

**Пример 3.** Вычислить постоянную жесткость воды, зная, что для удаления ионов кальция, содержащихся в 50 л этой воды, потребовалось прибавить к воде 10,8 г безводной буры.

**Решение.** При действии буры на воду, содержащую сернокислый кальций, ионы кальция переходят в осадок вследствие реакции:

CaSO4 + Na2B4O7 =↓ CaB4O7 + Na2SO4.

Из уравнения реакции следует, что для осаждения ионов кальция в виде CaB4O7 на 1 эквивалент сернокислого кальция, т.е. на 1 г-экв ионов кальция надо взять 1 эквивалент буры или на 1 мг-экв ионов кальция − 1 мг-экв буры. Молярная масса эквивалента буры 202.1/2 = 101 г, следовательно, 1 мг-экв ее равен 101 мг. На осаждение ионов кальция, содержащихся в 50 л воды, израсходовано 10,8 г или 10800 мг буры, что составляет:

мг-экв.

Поскольку, согласно закону эквивалентов, вещества взаимодействуют в эквивалентных соотношениях, столько же мг-экв ионов кальция будет содержаться в 50 л воды.

Отсюда жесткость воды равняется  ммоль-экв/л.

1. Присутствие каких солей в природной воде обуславливает ее жесткость? Почему употребление жесткой воды при стирке белья вызывает большой расход мыла? Отразится ли на расходе мыла присутствие в воде хлористого кальция?
2. Почему жесткость, обусловленная присутствием в воде гидрокарбонатов кальция или магния, называется временной? Какие химические реакции будут происходить: а) при кипячении жесткой воды, содержащей Ca(HCO3)2; б) при добавлении к ней соды; в) при добавлении к ней едкого натра?
3. Какую массу Na2CO3 надо прибавить к 500 л воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную 5 ммоль-экв?
4. Как временная, так и постоянная жесткость воды может быть устранена прибавлением к воде соды. Можно ли заменить соду: а) карбонатом калия; б) гидроксидом бария, который хорошо растворим в воде? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
5. Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 200 см3 воды, требуется 15 см3 раствора HCl с эквивалентной концентрацией, равной 0,08.
6. Чему равняется жесткость воды, если для устранения ее к 100 мл воды потребовалось прибавить 15,9 г соды?
7. Жесткость воды, в которой растворен только гидрокарбонат кальция, равна 4 ммоль-экв. Какой объем 0,1н раствора HCl потребуется для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 75 см3 этой воды?
8. Введением каких ионов в природную воду можно устранить:   
   а) временную жесткость воды; б) постоянную ее жесткость?
9. В 1 м3 воды содержится 140 г сульфата магния. Вычислите жесткость воды.
10. Сколько граммов гашеной извести надо прибавить к 1000 л воды, чтобы устранить ее временную жесткость, равную 2,86 ммоль-экв/л?
11. Чему равна жесткость воды, если для ее устранения к 50 л воды потребовалось прибавить 21,2 г карбоната натрия?
12. Вычислите временную жесткость воды, зная, что на реакцию с гидрокарбонатом, содержащимся в 100 мл этой воды, израсходовано 5 мл 0,1н раствора НСl.
13. Какие ионы надо удалить из природной воды, чтобы сделать ее мягкой? Введением каких ионов можно умягчить воду? Составьте уравнения реакций. Какую массу Ca(OH)2 надо прибавить к 2,5л воды, чтобы устранить ее жесткость, равную 4,43 ммоль-экв?
14. Жесткость воды, содержащей только гидрокарбонат кальция, равна 1,78 ммоль-экв. Определите количество гидрокарбоната в литре этой воды.
15. Какую массу карбоната натрия надо прибавить к 0,1 м3 воды, чтобы устранить жесткость, равную 4 ммоль-экв/л?
16. Какова временная жесткость воды, в литре которой содержится 0,146 г гидрокарбоната магния?
17. К 100 л жесткой воды прибавили 12,95 г гидроксида кальция. Насколько понизилась карбонатная жесткость?
18. Вычислите постоянную жесткость воды, зная, что для удаления ионов кальция, содержащихся в 50 л этой воды, потребовалось прибавить к воде 10,8 г безводной буры.
19. Чему равна карбонатная жесткость воды, если в 1 л ее содержится 0,292 г гидрокарбоната магния и 0,2025 г гидрокарбоната кальция?
20. Путем анализа было установлено, что в одном литре исследуемой воды содержится 42 мг ионов магния и 112 мг ионов кальция. Вычислите общую жесткость воды.

### Химия элементов

1. В 500 мл воды растворили 23 г металлического натрия. Определить объем выделившегося газа и рассчитать молярную концентрацию полученного раствора.
2. Сколько граммов серы прореагирует с газом, полученным при взаимодействии 6,5 г цинка с избытком разбавленной серной кислоты, если используется только 80% газа?
3. Сколько граммов перманганата калия и миллилитров 1М раствора соляной кислоты надо взять, чтобы выделившегося хлора хватило для получения 15,85 г хлорного хрома?
4. Написать уравнения реакций взаимодействия сероводорода с подкисленными растворами перманганата калия, дихромата калия и хлором.
5. Какова концентрация кислоты, полученной при растворении в 90 г воды газа, выделившегося при сгорании 4,8 г серы, и какой объем кислорода израсходован при этом? (Объем измерен при н.у.).
6. Написать уравнения реакций взаимодействия оксида серы (IV) с сероводородом и подкисленным раствором дихромата калия. Какие свойства проявляет оксид серы (IV) в этих случаях?
7. Какое количество серной кислоты необходимо взять для растворения 6,5 г цинка и какое количество газов при этом выделится, если в одном случае возьмем разбавленную серную кислоту, а в другом – концентрированную?
8. Напишите уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:

а) SO2 → Na2SO3 → NaHSO3 → Na2SO3;

б) Zn → ZnS → H2S → S → SO2 → SO3 → H2SO4 → BaSO4.

1. При взаимодействии в кислой среде дихромата калия с сероводородом выделился осадок, который отделили от раствора и окислили кислородом. Продукт реакции растворили в воде, при этом получилось 100 г 8,2 % раствора. Сколько литров кислорода (н.у.) потребуется для окисления выпавшего осадка и сколько граммов дихромата калия израсходовалось?
2. 32,05 г сплава цинка с металлом, стоящим в ряду напряжения после водорода, обработали избытком разбавленной серной кислоты. При этом выделилось 4,48 л газа (н.у.). К нерастворившемуся остатку добавили горячую концентрированную серную кислоту до полного его растворения. Выделилось 6,72 л газа. Определить состав сплава, если известно, что катион металла двухвалентен.
3. Написать уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:

N2 → NH3 → NO → N2O3 → NaNO2 → HNO2.

1. Прокалили 25,2 г дихромата аммония и 19,2 г нитрита аммония. Какой газ, в каком количестве выделится в каждом случае (н.у.)?
2. Чем отличается действие царской водки от действия азотной кислоты? Сколько соли и какого состава образуется при растворении в избытке царской водки 19,7 г золота?
3. Написать уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:

а) Р → Ca3P2 → PH3 → P2O5 → HPO3 → H3PO4 ;

б) P → PCl3 → H3PO4 → K3PO4.

1. Написать уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:

CO2 → C → CO → CO2 → CaCO3 → Ca(HCO3)2.

1. Одинаковое ли количество оксида углерода(IV) образуется при прокаливании 100 г карбоната кальция и обработке того же количества карбоната кальция избытком соляной кислоты?
2. Написать уравнения реакций, характеризующие следующие превращения:

а) Si → Mg2Si → SiH4 → SiO2 → SiCl4 → Si;

б) Si → SiCl4 → SiO2 →Si.

1. Написать уравнения реакций, характеризующие следующие процессы:

NaCl → Na → NaOH → Na2CO3 → NaHCO3 → NaCl.

1. При реакции с водой 15,6 г металла, образующего одновалентный катион, выделяется 4,48 л газа (н.у.). Определить, какой металл был взят?
2. 15,3 г оксида бария растворили в воде. Какой объем (н.у.) оксида углерода (IV) необходим для полной нейтрализации полученного гидроксида бария и какое количество соли образуется?
3. Оксид бария, содержащий в качестве примеси 10,48% карбоната бария, обработан 6М раствором азотной кислоты. При этом выделилось 1,12 л газа (н.у.). Какова масса взятой смеси и сколько миллилитров раствора азотной кислоты вступило в реакцию?
4. Написать уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:

а) Al → Al2(SO4)3 → Al(OH)3 → Al2O3 → NaAlO2 → AlCl3 → Al;

б) Al → Al2S3 → Al(OH)3.

1. Сколько граммов оксида меди (II) восстанавливается водородом, выделившимся при взаимодействии алюминия с 139,87 мл 40% раствора гидроксида натрия?
2. При взаимодействии 10,8 г алюминия с углеродом при нагревании получается вещество, которое растворили в избытке соляной кислоты. Какие вещества и в каком количестве при этом получились?
3. Сколько потребуется 20% раствора гидроксида натрия для полного извлечения алюминия из 1 кг смеси алюминия с медью, если известно, что при действии соляной кислотой на 10 г этой смеси выделяется 6,72 л газа (н.у.)?
4. Написать уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:

Cr → CrSO4 → Cr(OH)2 → Cr(OH)3 → NaCrO2 → Na2CrO4.

1. Написать уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:

Cr → Cr2O3 → Cr2(SO4)3 → K2Cr2O7 → K2Cr2O4.

1. Сколько граммов оксида хрома(III) образуется при нагревании 50,4г дихромата аммония?
2. Написать уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:

а) FeS2 → Fe2O3 → Fe3O4 → FeO → Fe ;

б) FeS2 → Fe2O3 → FeCl3 → Fe(OH)3 → Fe2O3 → Fe.

1. В раствор сульфата меди погрузили железную пластинку массой 10г. Через некоторое время ее вынули, промыли и высушили. Ее масса оказалась равной 10,75 г. Сколько граммов железа растворилось, а меди выделилось из раствора?

Можно ли приготовить растворы, которые одновременно бы содержали соли: а) BaCl2 и K2CrO4; б) Na2SO4 и K2CO3; в) AlCl3 и Na2CO3 .

1. Можно ли приготовить растворы, которые одновременно бы содержали соли: а) BaCl2 и K2CrO4; б) Na2SO4 и K2CO3; в) AlCl3 и Na2CO3 .
2. Какие из веществ: едкий натр, серная кислота, оксид фосфора (V), хлорид кальция можно использовать для осушения оксида углерода CO2, хлора Cl2, аммиака NH3, сероводорода H2S?
3. Как можно из латуни получить металлический цинк?
4. В банках без этикеток находятся твердые вещества: карбонат натрия, карбонат кальция, сульфат бария, хлорид натрия и сульфат натрия. Как узнать, где какая соль находится?
5. Имеется 0,1н раствор сульфита калия. Какой объем раствора перманганата калия, содержащего 15,8 г соли в 1 л раствора, необходим для окисления сульфита калия, находящегося в 10 мл раствора? Реакция протекает в кислой среде.
6. Масса 1л газа, измеренного при 31° C и 104 кПа, составляет 1,154 г. Найти плотность газа по водороду.
7. После реакции между пероксидом натрия и водой общий объем раствора составил 750 мл; 10 мл полученного раствора потребовалось для нейтрализации 15 мл 0,2н HCl. Сколько граммов Na2O2 вошло в реакцию с водой?
8. Какой объем CO2 (27° C и 81кПа) получится при нагревании 1,4т NaHCO3? Сколько тонн кальцинированной соды получится при этом?
9. Написать уравнения, реакций, протекающих при насыщении водного раствора Na2CO3 : а) хлором; б) оксидом азота (IV).
10. Гексанитрокобальтат (III) натрия образует с растворами калиевых солей желтый осадок. Написать уравнения реакции.
11. При добавлении к раствору AgNO3 разбавленного раствора аммиака образуется бурый осадок Ag2O, растворяющийся в избытке реактива. Написать уравнения реакций.
12. Как относятся гидроксиды цинка и кадмия к растворам щелочей и к водному раствору аммиака? По отношению к какому реагенту появляется различие их свойств и в чем оно выражается? Написать уравнения реакций.
13. Нитрат ртути (I) получают растворением ртути в разбавленной азотной кислоте в условиях избытка металла. Сколько литров 25% раствора HNO3 (ρ = 1,15г/мл) расходуется на 1кг ртути, исходя из принятого на практике молярного соотношения I Hg : 1,19 HNO3 ?
14. Какие последовательные изменения претерпевает борная кислота H3BO3 при нагревании? Написать уравнения реакций.
15. Какое соединение образуется при нейтрализации H3BO3 щелочью? Что образуется при обработке H3BO3 избытком щелочи? Написать уравнения реакции.
16. Как объяснить некоторое уменьшение основных и усиление кислотных свойств гидроксидов при переходе от Al(OH)3 к Ga(OH)3?
17. После прохождения 1 м3 воздуха через раствор Ba(OH)2 образовалось 2,64 г BaCO3. Вычислить процентное содержание CO2 в воздухе.
18. **Варианты контрольных заданий**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Номер варианта** | **Номер К.Р.** | Номера задач, относящихся к данному заданию |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 10 | I  II | 10, 31, 51, 71, 91, 111, 124, 144, 154, 174, 199, 219  239, 259, 279, 295, 315, 335, 355, 375, 348 |