

**НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ**

***Неорганическая и аналитическая
химия***

Новосибирск 2022

НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
АГРОНОМИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

И.В. Васильцова, Т.И. Бокова

**Неорганическая и аналитическая
химия**

Задания к контрольным
работам

Новосибирск 2022

УДК 547+541.1+541.18 (07)
ББК 24.2+24.5+24.6

Кафедра химии

Составители: канд. биол. наук, доц. *И.В. Васильцова*,
д-р биол. наук, проф. *Т.И. Бокова*

Рецензент: канд. хим. наук, доц. А.С. Хомченко

Неорганическая и аналитическая химия: задания к контр. работам / Новосиб. гос. аграр. ун-т. Агроном. фак.; сост.: И.В. Васильцова, Т.И. Бокова. — Новосибирск: изд. «Золотой колос», - 2022. - 40 с.

Контрольные работы содержат задания для индивидуальной самостоятельной работы студентов по курсу «Неорганическая и аналитическая химия». Задания предназначены для студентов 1-го курса факультета ветеринарной медицины, обучающихся по специальности/ направлению 36.05.01 – Ветеринария, 36.03.01 – Ветеринарно-санитарная экспертиза, а также биолого-технологического факультета, обучающихся по направлению 19.03.03 – Продукты питания животного происхождения, , 19.03.04 – Технология продукции и организации общественного питания.

Утверждены и рекомендованы к изданию методическим советом факультета ветеринарной медицины (протокол № 5 от 04 июля 2022 г.).

ВВЕДЕНИЕ

В процессе изучения химии студенты получают современное научное представление о веществе как одном из видов материи, о механизмах и способах превращения одних веществ в другие. При этом они должны прочно усвоить основные химические понятия, законы и теории, овладеть методологией химических расчетов, выработать навыки самостоятельного выполнения химических экспериментов и обобщения наблюдаемых явлений.

Выполнение первой контрольной работы требует знания тем: «Основные понятия и законы химии», «Основные классы неорганических соединений», «Строение атома. Химическая связь. Валентность и степень окисления», «Скорость химических реакций. Химическое равновесие», «Теория электролитической диссоциации», «Гидролиз солей», «Растворы. Способы выражения концентрации растворов», «Окислительно-восстановительные реакции», «Комплексные соединения».

Вторую контрольную работу выполняют по темам: «Качественный анализ», «Гравиметрия», «Титриметрия». Вторая контрольная работа требует знания основ аналитической химии: закон сохранения массы веществ, закон эквивалентов.

При оформлении контрольной работы необходимо придерживаться следующих правил:

- контрольная работа должна быть выполнена в тетради, на обложке которой необходимо указать фамилию, имя, отчество студента, номер группы, номер варианта;
- работа должна быть написана ручкой разборчиво, без сокращений. На каждой странице следует оставлять поля для замечаний преподавателя;
- к каждой задаче необходимо списать ее условие, а затем дать краткий, но исчерпывающий ответ; каждое задание необходимо начинать с новой страницы. При решении задач нужно приводить весь ход решения и математические преобразования.

К сдаче экзамена допускаются студенты, которые выполнили контрольные работы.

Контрольная работа по неорганической химии

Вариант 1

1. Из 400 г 50%-го раствора H_2SO_4 выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна массовая доля H_2SO_4 в оставшемся растворе?
2. Сколько граммов кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ надо взять для приготовления 2 л 0,2 М раствора Na_2CO_3 ?
3. Вычислить ΔH° , ΔS° и ΔG° реакции, протекающей по уравнению:
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{кр}) + 3\text{H}_2 = 2\text{Fe} (\text{кр}) + 3\text{H}_2\text{O} (\text{г})$.
4. При некоторой температуре равновесие в системе $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{O}_2$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{NO}_2] = 0,06$ моль/л, $[\text{NO}] = 0,24$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,12$ моль/л. Найти константу равновесия реакции и исходную концентрацию NO_2 .
5. В реакции $\text{C}(\text{т}) + 2\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{г})$ концентрацию водорода уменьшили в 3 раза. Как изменится скорость реакции?
6. Написать электронную формулу атома хлора и электронно-графические формулы валентных электронов хлора в нормальном и возбужденном состоянии. Указать все валентности хлора. Написать электронную формулу иона Cl^- .
7. Для гидросульфата натрия, хлорида алюминия построить графические формулы и указать виды химической связи в молекуле, исходя из значений электроотрицательности атомов.
8. Составить молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей по I ступени Li_3PO_4 , KCl , CuCl_2 . Какое значение pH имеют растворы этих солей?
9. Записать в молекулярной и ионно-молекулярной формах уравнения реакций между веществами: а) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$; б) $\text{AlBr}_3 + \text{AgNO}_3$.
10. Исходя из степени окисления хлора в соединениях HCl , HClO_3 , HClO_4 , Cl_2 определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему?
11. На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:
 $\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
12. Назвать комплексные соединения и напишите выражения для констант нестойкости комплексных ионов. Определить степень окисления атома-комплексобразователя и его координационное число. Указать, какой из комплексных ионов является катионом, а какой – анионом: $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$; $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$; $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$.

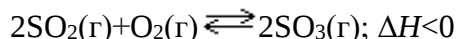
Вариант 2

1. К 500 мл 32%-го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,395$ г/мл) прибавили 1 л воды. Чему равна массовая доля H_2SO_4 в полученном растворе, если плотность раствора равна 1,12 г/мл?
2. Какое количество медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ нужно добавить к 150 мл воды, чтобы получить 5%-й раствор в расчете на безводную соль?
3. Определить возможность протекания реакции при температуре 600°C :
 $\text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{кр}) + \text{CO} = 3\text{FeO} (\text{кр}) + \text{CO}_2$; $\Delta H^\circ = +34,55$ кДж.
4. Константа равновесия системы $2\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{N}_2\text{O}$ равна 1,21. Равновесные концентрации $[\text{N}_2] = 0,72$ моль/л; $[\text{N}_2\text{O}] = 0,84$ моль/л. Найти начальную и равновесную концентрации кислорода.
5. Равновесие реакции $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$; $\Delta H < 0$ смещается вправо при:
1) повышении температуры; 2) уменьшении давления; 3) увеличении давления? Ответ обосновать.
6. Какие из электронных формул, отражающих строение невозбужденного атома некоторого элемента, неверны: а) $1s^2 2s^2 2p^3 3s^2$; б) $1s^2 2s^2$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6$; г)

- 1s²2s²2p⁴? Почему? Атомам каких элементов отвечают правильно составленные электронные формулы?
- Для гидроксида бария, фосфата калия построить графические формулы и указать виды химической связи в молекуле, исходя из значений электроотрицательности атомов.
 - Составить молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей по I ступени Pb(NO₃)₂, NaNO₃, K₂SO₃. Какое значение pH имеют растворы этих солей?
 - Записать в молекулярной и ионно-молекулярной формах уравнения реакций между веществами: а) Pb(NO₃)₂ + H₂SO₄ →; б) Na₂S + Ba(OH)₂ →.
 - На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: P + HIO₃ + H₂O → H₃PO₄ + HI. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
 - Какой процесс – окисление или восстановление – происходит при следующих превращениях: As⁺³ → As⁺⁵; N⁺³ → N⁻³; S⁻² → S⁰?
 - Составить координационную формулу комплекса. Написать уравнение диссоциации в растворе комплекса, комплексного иона и выражение константы нестойкости комплексного иона – нитрат тетрааквадiamiнокобальта (III).

Вариант 3

- Плотность 26%-го раствора KOH равна 1,24 г/мл. Сколько моль KOH находится в 5 л этого раствора?
- Вычислить процентную концентрацию раствора сульфата натрия, приготовленного растворением 240 г глауберовой соли Na₂SO₄·10H₂O в 760 мл воды.
- Вычислить стандартный изобарно-изотермический потенциал (ΔG⁰₂₉₈) реакции, протекающей по уравнению:
CO (г) + 3H₂ (г) = CH₄ (г) + H₂O (г). Возможна ли эта реакция при температуре минус 70°C?
- Равновесные концентрации веществ в реакции H₂ + I₂ ⇌ 2HI равны: [H₂] = 0,25 моль/л; [I₂] = 0,05 моль/л³; [HI] = 0,9 моль/л. Определить исходные концентрации H₂ и I₂.
- В какую сторону сместится равновесие реакции при повышении температуры, уменьшении давления?



Ответ обосновать.

- Написать электронную формулу атома серы и электронно-графические формулы валентных электронов серы в нормальном и возбужденном состоянии. Укажите все валентности серы. Написать электронную формулу иона S⁺⁴.
- Для сернистой кислоты, сульфида калия построить графические формулы и указать виды химической связи в молекуле, исходя из значений электроотрицательности атомов.
- Составить молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей по I ступени Cr₂(SO₄)₃, Na₂SiO₃. Какое значение pH (pH < 7, pH > 7) имеют растворы этих солей?
- Определить концентрацию ионов H⁺ и OH⁻ в растворе, pH которого равен 6.
- На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: H₂S + Cl₂ + H₂O → H₂SO₄ + HCl. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
- Исходя из степени окисления фосфора в соединениях PH₃, H₃PO₄, H₃PO₃, P определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему?
- Написать уравнения первичной и вторичной диссоциации следующих комплексных соединений и выражения для их констант нестойкости: K₂[Ni(CN)₄]; [Ag(NH₃)₂]Br; K₂[Ni(CN)₄]. Назвать соединения.

Вариант 4

1. В 1 кг воды растворено 565 г КОН ($\rho=1,395$ г/мл). Найти массовую долю КОН и молярную концентрацию раствора.
2. Вычислить процентную концентрацию раствора сульфата натрия, приготовленного растворением 20 г глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ в 250 мл воды.
3. Определить ΔG_{298}^0 реакции, протекающей по уравнению:
 $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$. Вычисления сделать на основании ΔH^0 и ΔS^0 соответствующих веществ. Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?
4. Для реакции $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 + Q$ вычислить константу равновесия, если при некоторой температуре из 2 моль хлорида фосфора (V), находящегося в закрытом сосуде вместимостью 10 л, разложению подверглись 1,5 моль.
5. Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Как изменится ее скорость при охлаждении реакционной смеси от 50 до 30°C?
6. Написать электронную формулу атома марганца и электронно-графические формулы валентных электронов марганца в нормальном и возбужденном состоянии. Указать все валентности атома. Написать электронную формулу иона Mn^{+4} .
7. Для гидроксида магния, сульфата меди построить графические формулы и указать виды химической связи в молекулах на основании значений электроотрицательности атомов.
8. При смешивании растворов солей $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2SiO_3 каждая из солей гидролизуеться необратимо до конца. Выразите этот процесс молекулярным и ионно-молекулярными уравнениями гидролиза.
9. Вычислить pH раствора, в 2 л которого содержится 10^{-6} моль гидроксид – ионов OH^- .
10. На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
11. Какой процесс – окисление или восстановление – происходит при следующих превращениях: $\text{Mn}^{+6} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$; $\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{HCl}$; $\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5$?
12. Определить заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_4[\text{TiCl}_8]$, $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$. Написать реакции первичной и вторичной диссоциации комплексных соединений. Дать названия комплексным соединениям.

Вариант 5

1. Вычислить массовую долю (в %) вещества в растворе, полученном при сливании 100 мл 10%-го ($\rho = 1,05$ г/мл) и 150 мл 20%-го ($\rho = 1,12$ г/мл) растворов азотной кислоты.
2. 25 г медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ растворили в 275 г воды. Определить процентную концентрацию раствора в расчете на безводную соль.
3. Написать термохимическое уравнение реакции между $\text{CO}(\text{г})$ и $\text{H}_2(\text{г})$, в результате которой образуются $\text{CH}_4(\text{г})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$. Сколько теплоты выделится при этой реакции в случае восстановления 15 л оксида углерода?
4. Исходная концентрация кислорода в реакции $3\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{O}_3$ равнялась 1,2 моль/дм³. Определить концентрации кислорода и озона в момент равновесия, если известно, что 75% O_2 превратились в O_3 . Чему равна константа равновесия?
5. Во сколько раз возрастает скорость реакции при повышении температуры на 50 °C, если $\gamma = 2$?
6. Написать электронную формулу атома германия и электронно-графические формулы валентных электронов германия в нормальном и возбужденном состоянии. Указать все валентности атома. Написать электронную формулу иона Ge^{+4} .
7. Для угольной кислоты, нитрата кальция построить графические формулы и указать виды химической связи в молекулах на основании значений электроотрицательности атомов.

8. Составить молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей по I ступени NaCl, KCN и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Какое значение pH ($\text{pH} < 7$, $\text{pH} > 7$) имеют растворы этих солей?
9. Вычислить концентрацию ионов H^+ и OH^- в растворе, pH которого равен 8.
10. На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
11. Исходя из степени окисления хрома, иода и серы в соединениях $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KI и H_2SO_3 определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему?
12. Определить заряд комплексных ионов $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_3]$, $[\text{Pd}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$, $[\text{Ni}(\text{CN})_4]$, если комплексообразователями являются Cr^{3+} , Pd^{2+} , Ni^{2+} . Написать формулы комплексных соединений, содержащих эти ионы. Дать название комплексным соединениям.

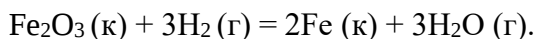
Вариант 6

1. Какие объемы 36%-го раствора HCl ($\rho=1,18$ г/мл) и воды необходимо взять для приготовления 500 г 0,5 молярного раствора ($\rho=1,05$ г/мл)?
2. 55 г никелевого купороса $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ растворили в 650 г воды. Определить процентную концентрацию раствора в расчете на безводную соль.
3. При какой температуре начнет самопроизвольно протекать данная реакция:

$$\text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г})?$$
4. Константа равновесия реакции: $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ равна 0,16. Равновесная концентрация NO_2 равна 0,08 моль/дм³. Вычислить начальную и равновесную концентрацию N_2O_4 . Сколько процентов этого вещества подверглось разложению?
5. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30⁰С скорость возрастает в 27 раз?
6. Написать электронную формулу атома алюминия и электронно-графические формулы валентных электронов алюминия в нормальном и возбужденном состоянии. Указать все валентности атома. Написать электронную формулу иона Al^{+3} .
7. Для гидроксида цинка, хромата натрия построить графические формулы и указать виды химической связи в молекулах, исходя из значений электроотрицательности атомов.
8. Какие из приведенных солей - KNO_2 , KNO_3 , K_2CO_3 подвергаются гидролизу в растворах? Написать уравнения реакций гидролиза этих солей по I ступени. Какое значение pH имеют растворы этих солей?
9. Рассчитать водородный показатель (pH), если концентрация ионов $[\text{H}^+]=1,8 \cdot 10^{-6}$ моль/дм³. Указать характер среды.
10. На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{S}$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
11. Определить, какое из соединений является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства и почему: NH_3 , CO, SO_2 , K_2MnO_4 , Cl_2 , HNO_2 .
12. Чему равен заряд, координационное число комплексообразователя в соединениях: $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}_2]\text{Cl}$, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, $\text{Rb}[\text{SbCl}_6]$? Написать первичную и вторичную диссоциации комплексных соединений. Дать названия комплексным соединениям.

Вариант 7

1. Смешаны 300 мл 1,2М ($\rho=1,06$ г/мл) и 200 мл 2М ($\rho=1,08$ г/мл) растворов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Какова молярная концентрация полученного раствора ($\rho=1,07$ г/мл)?
2. Какую массу медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ нужно добавить к 150 мл воды, чтобы получить 10%-й раствор в расчете на безводную соль?
3. Восстановление Fe_2O_3 водородом протекает по уравнению:



Возможна ли эта реакция при температуре 500⁰С?

- Константа равновесия обратимой реакции: $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ равна 1. Начальные концентрации $[\text{A}] = 3$ моль/л; $[\text{B}] = 2$ моль/л. Вычислить равновесные концентрации веществ А, В, С, D.
- На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 81 раз, если температурный коэффициент скорости равен 3?
- Написать электронную формулу атома с порядковым номером 35 и электронно-графические формулы валентных электронов атома в нормальном и возбужденном состоянии. Указать все валентности атома. Написать электронную формулу иона в степени окисления +7.
- Для серной кислоты, фосфата рубидия построить графические формулы и указать виды химической связи в молекулах, исходя из значений электроотрицательности атомов.
- Составить молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей по I ступени: K_2SO_4 , NaCN , CrCl_3 . Какое значение pH имеют растворы этих солей?
- С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать Na_2CO_3 : H_2SO_4 , NaOH , BaCl_2 . Записать реакции в ионной и молекулярной формах.
- На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{NaCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
- Определить степени окисления всех компонентов, входящих в состав следующих соединений: HCl , Cl_2 , HClO_2 , HClO_3 , Cl_2O_7 . Какие из веществ являются только окислителями, только восстановителями, или проявляют окислительно-восстановительную двойственность и почему?
- Написать формулы комплексных соединений по их названиям. Привести уравнение электролитической диссоциации по типу сильного и слабого электролита и константу нестойкости комплексного соединения: а) трихлорогидрооксокобальтат (III) натрия; б) нитрат диаквотетрамин никеля (II).

Вариант 8

- Смешаны 100 мл 20%-го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,2$ г/мл) и 100 мл 60%-го раствора ($\rho = 1,5$ г/мл). Определить нормальную концентрацию полученного раствора ($\rho = 1,38$ г/мл).
- Определить массу кристаллогидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и воды, которые необходимо взять для приготовления раствора массой 340 г с массовой долей хлорида кальция 15%.
- Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях и при 500⁰С в системе: $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$. Ответ дать, вычислив ΔG^0_{298} прямой реакции.
- Равновесие реакции $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{CO}] = 1$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}] = 4$ моль/л; $[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 2$ моль/л. Вычислить константу равновесия и начальные концентрации угарного газа и паров воды.
- Как повлияет на выход хлора в системе:
 $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}); \Delta H^0_{298} = -202,4 \text{ кДж}$:
 а) повышение температуры; б) уменьшение общего объема смеси; в) уменьшение концентрации кислорода? Ответ обосновать.
- Написать электронную формулу атома с порядковым номером 33 и электронно-графические формулы валентных электронов атома в нормальном и возбужденном состоянии. Указать все валентности атома. Написать электронную формулу иона в степени окисления -3.
- Для гидроксида железа (III), карбоната кальция построить графические формулы и указать виды химической связи в молекулах, исходя из значений электроотрицательности атомов.
- Составить молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей по I ступени Na_2SO_3 , NH_4Br , Cs_2SO_4 . Какое значение pH имеют растворы этих солей?

9. Написать в молекулярной форме уравнения реакций, которые выражаются следующими ионными уравнениями:
 а) $\text{Bi}^{3+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{Bi}_2(\text{CO}_3)_3$; б) $\text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{SiO}_3$;
 в) $\text{Ba}^{2+} + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$.
10. На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
11. Определить степени окисления всех компонентов, входящих в состав следующих соединений: N_2O , NH_3 , NH_4^+ , NH_4NO_3 , Ca_3N_2 , N_2H_4 . Какие из веществ являются только окислителями, только восстановителями, и окислителями и восстановителями и почему?
12. Написать формулы комплексных соединений по указанным названиям: а) хлорид тетраамминцинка (II), б) тетраиодокобальтат (II) натрия. Составить уравнение реакции между любым указанным соединением и раствором $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ в молекулярной и ионно-молекулярной формах, учитывая, что образуется нерастворимое комплексное соединение.

Вариант 9

1. Вычислить нормальность 20%-го раствора хлорида цинка, плотность которого 1,188 г/мл.
2. Рассчитать процентную концентрацию, массу воды и безводного сульфата натрия, содержащихся в 245 г $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.
3. Восстановление Fe_3O_4 оксидом углерода (II) идет по уравнению:
 $\text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{к}) + \text{CO} (\text{г}) = 3 \text{FeO} (\text{к}) + \text{CO}_2 (\text{г})$.
 Вычислить ΔG_{298}^0 и сделать вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях.
4. Константа скорости реакции разложения N_2O равна $5 \cdot 10^{-4} \text{ с}^{-1}$. Начальная концентрация N_2O равна 6,0 моль/л. Вычислить начальную скорость реакции и ее скорость, когда разложится 50% N_2O :

$$2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$$
5. Для равновесной системы: $2\text{C} (\text{к}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{CO} (\text{г})$; $\Delta H_{\text{х.р.}} = - 221 \text{ кДж}$ записать выражение константы равновесия. В сторону какой реакции сместится равновесие при повышении температуры, снижении давления? Почему?
6. Написать электронную формулу атома с порядковым номером 56 и электронно-графические формулы валентных электронов атома в нормальном и возбужденном состоянии. Указать все валентности атома. Написать электронную формулу иона в степени окисления +2.
7. Для гидроксида магния, сульфата меди построить графическую формулу и указать виды химической связи в молекулах на основании значений электроотрицательности атомов.
8. Составить молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей по I ступени: Na_2S , AlCl_3 , NiSO_4 . Какое значение pH имеют растворы этих солей?
9. Рассчитать водородный показатель (pH), если концентрация ионов $[\text{OH}^-] = 10^{-9} \text{ моль/дм}^3$. Указать характер среды.
10. На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
11. Указать количество электронов, отданных или присоединенных атомами согласно схемам: $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{HSO}_3)^-$, $\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{FeO}$, $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2$. Какому процессу соответствует каждый переход: окислительному, восстановительному, обменному?
12. Указать названия соединений, определить степень окисления и координационное число комплексообразователя: а) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$; б) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; в) $\text{K}[\text{Pt}(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_3]$. Составить

уравнения первичной и вторичной диссоциации перечисленных веществ и записать соответствующие им выражения констант нестойкости комплексных ионов.

Вариант 10

1. Какова молярность, нормальность и титр раствора, в 200 мл которого содержится 24 г AlCl_3 ?
2. Кристаллогидрат $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ массой 476 г растворили в воде, при этом массовая доля хлорида кобальта(II) в растворе оказалась равной 13,15%. Рассчитать массу воды, взятой для растворения кристаллогидрата.
3. Определить ΔG_{298}^0 реакции: $2\text{NH}_4\text{NO}_3 (\text{к}) = 2\text{N}_2 (\text{г}) + 4\text{H}_2\text{O} (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г})$. Возможна ли она в стандартных условиях?
4. В сосуд объемом 1 л поместили 1 моль HCHO и нагревали до установления равновесия: $\text{HCHO} (\text{г}) \rightleftharpoons \text{H}_2 (\text{г}) + \text{CO} (\text{г})$. В момент равновесия в сосуде содержалось 0,20 моль/л водорода. Вычислить константу равновесия.
5. В гомогенной системе протекает экзотермическая реакция: $2\text{A} + 3\text{B} = 4\text{C}$. В какую сторону сместится равновесие в системе, если в ней одновременно повысить давление в 2 раза и температуру на 30°C при условии, что температурный коэффициент реакции равен 2?
6. Написать электронную формулу атома с порядковым номером 24 и электронно-графические формулы валентных электронов атома в нормальном и возбужденном состоянии. Указать все валентности атома. Написать электронную формулу иона в степени окисления +3.
7. Для оксида серы (IV), карбоната натрия построить графические формулы и указать виды химической связи в молекулах на основании значений электроотрицательности атомов.
8. Составить молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей по I ступени: CH_3COOK , ZnSO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$. Какое значение pH имеют растворы этих солей?
9. Рассчитать водородный показатель (pH), если концентрация ионов $[\text{H}^+] = 3,5 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³. Указать среду раствора.
10. На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
11. Даны схемы переходов: $\text{SO}_2 \rightarrow \text{S}$, $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{CrO}_3$, $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2$. Какому процессу соответствует каждый переход: окислительному, восстановительному, обменному?
12. Определить заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$. Написать уравнения первичной и вторичной диссоциации этих соединений.

Вариант 11

1. К 100 мл 2 н раствора ($\rho = 1,05$ г/мл) H_2SO_4 добавили 100 мл 2 М раствора той же кислоты ($\rho = 1,1$ г/мл). Определить массовую долю (%) кислоты в полученном растворе.
2. Сколько (г) необходимо взять $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и воды для приготовления 210 г раствора хлорида кобальта с массовой долей 5%?
3. Можно ли получить при стандартных условиях хлорид серебра по уравнению:
$$2\text{AgBr}_{(\text{к})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} = 2\text{AgCl}_{(\text{к})} + \text{Br}_{2(\text{г})}?$$
4. Константа равновесия реакции $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ при некоторой температуре равна 4,0. В исходной системе присутствовали только CO и H_2O , причем концентрация каждого из газов составляла 1 моль/л. Вычислить равновесную концентрацию водорода.
5. Некоторая реакция при 30°C протекает за 1 час. Сколько времени потребуется для завершения этой реакции при 60°C ($\gamma = 3$)?

6. Написать электронную формулу атома с порядковым номером 16 и электронно-графические формулы валентных электронов атома в нормальном и возбужденном состоянии. Указать все валентности атома. Написать электронную формулу иона в степени окисления -2.
7. Для борной кислоты, сульфида калия построить графические формулы и указать виды химической связи в молекулах на основании значений электроотрицательности атомов.
8. Какие из солей RbCl , $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, Na_2SO_3 подвергаются гидролизу? Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей по I ступени. Какое значение pH имеют растворы этих солей?
9. Рассчитать концентрацию гидроксид ионов в растворе, если $\text{pH} = 8$.
10. На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{KMnO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{KBr} + \text{MnBr}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
11. Даны схемы переходов: $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{OH}^-$, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$, $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$, $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{N}_2$. Какому процессу соответствует каждый переход: окислительному, восстановительному, обменному?
12. Определить заряд комплексного иона, координационное число и степень окисления комплексообразователя в следующих соединениях: а) $\text{Mg}[\text{CuI}_4]$; б) $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; в) $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Br}_2$. Написать уравнение первичной и вторичной диссоциации комплексной соли а) и константу ее нестойкости.

Вариант 12

1. К 100 мл 8%-го раствора HNO_3 ($\rho = 1,46$ г/мл) прибавлено 400 мл H_2O . Получился раствор с плотностью 1,128 г/мл. Чему равна массовая доля (%) и нормальность полученного раствора?
2. Вычислить процентную концентрацию раствора сульфата натрия, приготовленного растворением 240 г глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ в 860 мл воды.
3. Можно ли осуществить при стандартных условиях процесс:

$$4\text{FeS}_{2(\text{к})} + 11\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 8\text{SO}_{2(\text{г})}$$
 При какой температуре возможен данный процесс?
4. Найти константу равновесия реакции: $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, если начальная концентрация N_2O_4 составляла 0,08 моль/л, а к моменту равновесия прореагировало 50% N_2O_4 .
5. Какие факторы следует изменить в указанной системе, чтобы увеличить выход хлора: $\text{COCl}_2 = \text{CO} + \text{Cl}_2$; $\Delta H^0 = + 119,8$ кДж?
6. Написать электронную формулу атома с порядковым номером 50 и электронно-графические формулы валентных электронов атома в нормальном и возбужденном состоянии. Указать все валентности атома. Написать электронную формулу иона в степени окисления +2.
7. Для гидроксида свинца, нитрата магния построить графические формулы и указать виды химической связи в молекулах на основании значений электроотрицательности атомов.
8. Какие из солей: NaBr , K_2CO_3 , CoCl_2 - подвергаются гидролизу? Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей по I ступени. Какое значение pH имеют растворы этих солей?
9. Чему равна концентрация (моль/дм³) ионов OH^- , если $\text{pH} = 3,7$?
10. На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{FeS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
11. Определить степень окисления хрома, входящего в состав следующих соединений: Cr_2O_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NaCrO_2 , CrO_4^{2-} , $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$, CrO_3 . Какие из веществ являются только окислителями, только восстановителями, или проявляют окислительно-восстановительную двойственность и почему?

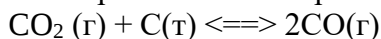
12. Константы нестойкости комплексных ионов $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$; $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$; $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ соответственно равны $6,2 \cdot 10^{-36}$; $1,0 \cdot 10^{-37}$; $1,0 \cdot 10^{-44}$. Какой из этих ионов является более прочным? Написать выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов и формулы соединений, содержащих эти ионы.

Вариант 13

1. Вычислить молярную концентрацию 10%-го раствора азотной кислоты, плотность которого 1,056 г/мл.
2. Сколько граммов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ и воды нужно взять, чтобы приготовить 1 литр 10%-го раствора в расчете на безводную соль (плотность раствора 1,1 г/мл)?
3. Определить ΔG_{298}^0 (кДж) процесса: $\text{CaCO}_3 (\text{к}) = \text{CaO} (\text{к}) + \text{CO}_2 (\text{г})$. Возможен ли данный процесс в стандартных условиях? При какой температуре реакция становится возможной?
4. Как изменится скорость реакции: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{S}$, если повысить концентрацию $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в 2 раза, а концентрацию серной кислоты понизить в 3 раза?
5. В системе $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$; $\Delta H < 0$ установилось равновесие. В какую сторону оно сместится при понижении температуры, повышении концентрации NH_4Cl ? Ответ обосновать.
6. Написать электронную формулу атома с порядковым номером 48 и электронно-графические формулы валентных электронов атома в нормальном и возбужденном состоянии. Указать все валентности атома. Написать электронную формулу иона в степени окисления +4.
7. Для гидросульфата калия, соляной кислоты построить графические формулы и указать виды химической связи в молекулах на основании значений электроотрицательности атомов.
8. Составить ионно-молекулярное и молекулярное уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов K_2S и CrCl_3 . Каждая из взятых солей гидролизуеться необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты.
9. Чему равна концентрация (моль/дм³) ионов H^+ и OH^- , если $\text{pH} = 3,2$?
10. На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
11. Определить степень окисления серы, входящей в состав следующих соединений: H_2S , Al_2S_3 , H_2SO_3 , K_2SO_4 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, SO_3 . Какие из веществ являются только окислителями, только восстановителями, и окислителями и восстановителями, и почему?
12. Составить координационные формулы следующих комплексных соединений платины(II), координационное число которой равно четырем: $\text{PtCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{KCl}$; $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$. Написать уравнения первичной и вторичной диссоциации этих соединений. Дать название любому комплексному соединению.

Вариант 14

1. В 300 г раствора содержится 36 г KOH (плотность раствора 1,1 г/мл). Вычислить процентную и молярную концентрацию данного раствора.
2. Сколько граммов кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ надо взять для приготовления 2 л 0,2 н раствора Na_2CO_3 ?
3. Возможна ли данная реакция при температуре 500⁰С:
 $\text{PCl}_5 (\text{г}) = \text{PCl}_3 (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г})$?
4. Написать выражение для константы равновесия гетерогенной системы:



Как изменится скорость прямой реакции, если концентрацию CO_2 уменьшить в 4 раза?
Как следует изменить давление, чтобы повысить выход CO ?

- При 25⁰С реакция заканчивается за 4 минуты. Через какое время завершится данная реакция, если ее проводить при 45⁰С ($\gamma = 3$)?
- Определить порядковый номер элемента по сокращенной электронной формуле нейтрального атома: $3d^{10}4s^1$; $4s^24p^4$. Указать период, номер группы, в котором находится атом элемента.
- Для гидроксида хрома (III), сульфита бария построить графические формулы и указать виды химической связи в молекулах на основании значений электроотрицательности атомов.
- Какие из солей: $FeCl_3$, K_2SO_4 , $ZnCl_2$ - подвергаются гидролизу? Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей по I ступени. Какое значение pH имеют растворы этих солей?
- Рассчитать водородный показатель (pH), если концентрация ионов $[OH^-] = 10^{-5}$ моль/дм³. Указать среду раствора.
- На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + N_2O + H_2O$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
- Даны схемы переходов: $NO_3^- \rightarrow NH_4^+$, $O_2 \rightarrow O^{2-}$, $Fe^{+2} \rightarrow FeO$, $SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$. Какому процессу соответствует каждый переход: окислительному, восстановительному, обменному?
- Написать выражения для констант нестойкости следующих комплексных ионов: $[Ag(CN)_2]^-$, $[Ag(NH_3)_2]^+$, $[Ag(SCN)_2]^-$. Зная, что они соответственно равны $1,0 \cdot 10^{-21}$, $6,8 \cdot 10^{-8}$, $2,0 \cdot 10^{-11}$, указать, в каком растворе, содержащем эти ионы, при равной молярной концентрации больше ионов серебра?

Вариант 15

- Определить молярную концентрацию 12%-го раствора серной кислоты, плотность которого 1,066 г/мл.
- Сколько граммов $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ можно получить из 1,2 л 12%-го раствора безводной соли, плотность которого 1,122 г/мл?
- Возможна ли данная реакция при температуре -100⁰С:
 $CH_4(г) + CO_2(г) = 2CO(г) + 2H_2(г)$?
- Как сместить равновесие реакции $PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2 - Q$ Дж:
а) в прямом направлении; б) в обратном направлении?
- При увеличении температуры от 37 до 67⁰С скорость химической реакции возросла в 8 раз. Определить температурный коэффициент скорости реакции.
- Написать электронную конфигурацию атома элемента по указанным координатам в периодической системе: 4-й период, VA-группа. Изобразить схемы распределения валентных электронов в нормальном и возбужденном состоянии.
- Для фосфата алюминия, сероводородной кислоты построить графические формулы и указать виды химической связи в молекулах на основании значений электроотрицательности атомов.
- Какие из солей: Li_2SO_3 , MnI_2 - подвергаются гидролизу? Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей по I ступени. Какое значение pH имеют растворы этих солей?
- Рассчитать водородный показатель (pH), если концентрация ионов $[H^+] = 2,5 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³. Указать среду раствора.
- На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
- Даны схемы переходов: $S^{2-} \rightarrow H_2S$, $NH_3 \rightarrow N_2$, $H_2SO_4 \rightarrow H_2S$, $Fe^{2+} \rightarrow Fe_2O_3$. Какому процессу соответствует каждый переход: окислительному, восстановительному, обменному?

12. Константы нестойкости комплексных ионов $[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$; $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$; $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ соответственно равны $8 \cdot 10^{-20}$; $4 \cdot 10^{-41}$; $1,4 \cdot 10^{-17}$. В каком растворе, содержащем эти ионы, при равной молярной концентрации ионов CN^- больше? Написать выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов.

Вариант 16

1. В 500 мл раствора, плотность которого 1,03 г/мл, растворено 120 г уксусной кислоты. Определить процентную и молярную концентрацию раствора.
2. Вычислить процентную концентрацию раствора сульфата натрия, приготовленного растворением 220 г глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ в 560 мл воды.
3. При какой температуре наступит равновесие системы:
$$4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Cl}_2(\text{г})?$$
4. Написать выражение скорости химической реакции, протекающей в гомогенной системе по уравнению: $\text{A} + 2\text{B} = \text{AB}_2$, и определите, во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если:
а) концентрация А увеличится в 2 раза;
б) концентрация В увеличится в 2 раза.
5. Две реакции протекают при 35°C с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент первой реакции равен 2, а второй 3. Найти отношение скоростей этих реакций при 75°C .
6. Написать электронную конфигурацию атома элемента по указанным координатам в периодической системе: 5-й период, VIIA-группа. Изобразить схемы распределения валентных электронов в нормальном и возбужденном состоянии.
7. Для гидроксохлорида магния, фосфорной кислоты построить графические формулы и указать виды химической связи в молекулах на основании значений электроотрицательности атомов.
8. Какие из солей: $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ - подвергаются гидролизу? Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей по I ступени. Какое значение pH имеют растворы этих солей?
9. Написать ионные и молекулярные уравнения для следующих реакций:
а) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3$; б) $\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3$; г) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$.
10. На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
11. Даны схемы переходов: $\text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$; $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$; $\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2$; $\text{C} \rightarrow \text{CO}$; $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$. Какому процессу соответствует каждый переход: окислительному, восстановительному, обменному?
12. Написать выражения для констант нестойкости комплексных ионов $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$; $[\text{PtCl}_6]^{2-}$; $[\text{Mo}(\text{CN})_8]^{4-}$. Чему равны степень окисления и координационное число комплексообразователей в этих ионах?

Вариант 17

1. Вычислить молярную концентрацию 38%-го раствора соляной кислоты, плотность которого 1,194 г/мл.
2. Сколько граммов железного купороса ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) нужно для приготовления 500 мл 2,5М раствора?
3. Определить изменение изобарно-изотермического потенциала при стандартных условиях для реакции:
$$2\text{HCl}(\text{г}) + \text{Ca}(\text{т}) = \text{CaCl}_2(\text{т}) + \text{H}_2(\text{г}).$$

Возможен ли данный процесс при нормальных условиях?
4. Реакция между оксидом азота и хлором протекает по уравнению:
$$2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{NOCl}$$

Как изменится скорость прямой реакции при увеличении:

- а) концентрации оксида азота в 3 раза;
- б) концентрации хлора в 2 раза.
5. Вычислить, при какой температуре реакция закончится за 20 минут, если при 30⁰С на это требуется 3 часа. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.
6. Написать электронную конфигурацию атома элемента по указанным координатам в периодической системе: 3-й период, ПА-группа. Изобразить схемы распределения валентных электронов в нормальном и возбужденном состоянии.
7. Для силиката цезия, гидроксида меди построить графические формулы и указать виды химической связи в молекулах на основании значений электроотрицательности атомов.
8. Указать, какие из солей подвергаются гидролизу: а) хлорид калия; б) карбонат натрия; в) хлорид цинка; г) нитрат натрия. Составить уравнения реакций гидролиза по I ступени и указать среду раствора.
9. Составить в молекулярной форме уравнения реакций, которые выражаются следующими ионными реакциями:
а) $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}$; б) $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{OH}^- = [\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$;
в) $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS}$.
10. На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{Au} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AuCl}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
11. Даны схемы переходов: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; $\text{NaH} \rightarrow \text{NaOH}$; $\text{H}_3\text{AsO}_4 \rightarrow \text{AsH}_3$. Какому процессу соответствует каждый переход: окислительному, восстановительному, обменному?
12. Составить координационные формулы следующих комплексных соединений кобальта: $3\text{NaNO}_2 \cdot \text{Co}(\text{NO}_3)_3$; $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$; $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Координационное число кобальта(III) равно шести. Написать уравнения первичной и вторичной диссоциации этих соединений. Дать название любому комплексному соединению.

Вариант 18

1. Определить молярную концентрацию 16%-го раствора сульфата меди (II), плотность которого 1,18 г/мл.
2. Сколько граммов кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 1,5 кг раствора сульфата железа (II) с массовой долей вещества 5%?
3. Определить возможность протекания реакции при температуре 50⁰С:
 $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Cl}_2(\text{г})$, $\Delta H_{298}^0 = -114,4 \text{ кДж}$.
4. В какую сторону сместится равновесие обратимых реакций:
а) $\text{PCl}_5(\text{г}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) - Q \text{ Дж}$;
б) $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) + Q \text{ Дж}$,
при повышении температуры, при повышении давления? Ответ обоснуйте.
5. Как следует изменить концентрацию кислорода, чтобы скорость гомогенной реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ не изменилась при уменьшении концентрации оксида азота (II) в 2 раза?
6. Определить порядковый номер элемента по сокращенной электронной формуле нейтрального атома: $3d^2 4s^2$; $5s^2 5p^5$. Указать период, номер группы, в котором находится атом элемента.
7. Для кремниевой кислоты, нитрита лития построить графические формулы и указать виды химической связи в молекулах на основании значений электроотрицательности атомов.
8. Какова среда в растворах сульфида натрия, хлорида железа (III), нитрата натрия? Написать уравнения гидролиза этих солей по I ступени и указать окраску лакмуса в их растворах.
9. Какие из веществ будут взаимодействовать с HCl: $\text{Ba}(\text{OH})_2$, CuS, HNO_3 , Na_2CO_3 ? Записать реакции в ионной и молекулярной формах.

10. На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{KMnO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{KNO}_3 + \text{HNO}_3$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
11. Могут ли протекать ОВР между веществами: а) Cl_2 и H_2S ; б) KBr и KBrO ; в) HI и NH_3 ? Ответ обоснуйте.
12. Определить, чему равен заряд комплексных ионов $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_3]$, $[\text{Pd}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$, $[\text{Ni}(\text{CN})_4]$, если комплексообразователями являются Cr^{3+} , Pd^{2+} , Ni^{2+} . Построить комплексные соединения и дать им названия.

Вариант 19

1. Сколько миллилитров 30%-го раствора KOH , плотность которого 1,29 г/мл, нужно взять, чтобы приготовить 3 л 0,5 М раствора?
2. Какова масса карбоната натрия и воды, содержащихся в 11,44 г кристаллической соды ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$)?
3. Возможно ли осуществление процесса получения металлического железа из оксида Fe_2O_3 действием водорода при стандартных условиях:

$$\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{к}) + 3\text{H}_2 (\text{г}) = 2\text{Fe} (\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O} (\text{ж})?$$
4. В какую сторону сместится равновесие следующих реакций:
 а) $\text{N}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO} (\text{г}) - Q \text{ Дж}$;
 б) $\text{N}_2 (\text{г}) + 3\text{H}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 (\text{г}) + Q \text{ Дж}$,
 при понижении давления, при понижении температуры? Ответ обоснуйте.
5. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5. Как изменится скорость этой реакции, если повысить температуру на 40°C ?
6. Написать электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 9 и 28. Показать распределение электронов этих атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?
7. Для хлорной кислоты, сульфита натрия построить графическую формулу и указать виды химической связи в молекулах на основании значений электроотрицательности атомов.
8. Установить соответствие между формулой соли и средой её раствора:

Формула	Среда
$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	
NH_4Cl	щелочная
K_2S	нейтральная
NaNO_3	кислая

Доказать молекулярными и ионными уравнениями реакции. В растворе какой соли фенолфталеин имеет окраску?

9. Написать в ионно-молекулярной форме уравнения следующих реакций:
 а) $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{SO}_4$; б) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl}$.
10. На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{HCl} + \text{CrO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
11. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами:
 а) NH_3 и KMnO_4 ; б) HNO_2 и HI ; в) HCl и H_2Se ? Почему?
12. Определить, чему равен заряд следующих комплексных ионов: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$, $[\text{HgBr}_4]$, $[\text{Cu}(\text{CN})_4]$, если комплексообразователями являются Cr^{3+} , Hg^{2+} , Cu^{2+} . Написать формулы соединений, содержащих эти комплексные ионы, и дать им названия.

Вариант 20

1. Вычислить молярную и нормальную концентрацию раствора сульфата калия, в 20 мл которого содержится 1,74 г растворенного вещества.

2. Сколько граммов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ и воды нужно взять, чтобы приготовить 1 л 15%-го раствора (плотность раствора 1,1 г/мл)?
3. Объяснить, возможна ли реакция при стандартных условиях $\text{H}_2(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 2,84 \text{ кДж}$. Определить ΔG^0_{298} этой реакции.
4. При 28°C некоторая реакция заканчивается за 3 минуты, а при 12°C – за 16. Вычислить температурный коэффициент скорости реакции.
5. Какие факторы следует изменить в указанной системе, чтобы увеличить выход хлора: $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$; $\Delta H^0 = -114,44 \text{ кДж}$?
6. Написать электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 26. Распределить электроны этих атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?
7. Для силиката магния, иодоводородной кислоты построить графические формулы и указать виды химической связи в молекулах на основании значений электроотрицательности атомов.
8. Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза Na_2SO_4 , K_2SiO_3 , ZnBr_2 по I ступени. Какое значение pH имеют растворы этих солей?
9. Написать в ионно-молекулярной форме уравнения следующих реакций:
а) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$; б) $\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl}$.
10. На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{Cd} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CdSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
11. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами:
а) PH_3 и HBr ; б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и H_3PO_3 ; в) HNO_3 и H_2S ? Почему?
12. Определить заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $\text{K}_4[\text{TiCl}_8]$; $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$. Написать первичную и вторичную диссоциации этих соединений. Дать названия этим соединениям.

Вариант 21

1. Вычислите процентную концентрацию одномолярного раствора нитрата никеля (II), плотность которого 1,14 г/мл.
2. Сколько граммов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ и воды нужно взять, чтобы приготовить 0,5 литра 7%-го раствора (плотность раствора 1,08 г/мл)?
3. Может ли самопроизвольно протекать при стандартных условиях реакция: $\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{HI}(\text{г}) = \text{I}_2(\text{к}) + 2\text{HCl}(\text{г})$? Ответ обоснуйте.
4. Реакция окисления сернистого газа: $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г})$ является эндотермической. Указать, как изменится равновесная концентрация SO_3 , если после того, как установилось равновесие: а) повысить температуру; б) сжать систему до меньшего объема; в) ввести в систему дополнительное количество O_2 . Ответ обосновать.
5. Рассчитать, как изменится скорость реакции при охлаждении системы от 120 до 80°C , если температурный коэффициент реакции равен 2,5.
6. Какое максимальное число электронов могут занимать s-, p-, d- и f-орбитали данного энергетического уровня? Почему? Написать электронную формулу атома элемента с порядковым номером 31.
7. Для хлорноватой кислоты, сульфида свинца (II) построить графические формулы и указать виды химической связи в молекулах на основании значений электроотрицательности атомов.
8. Какие из солей: AlBr_3 , KCl , Na_2SO_3 – подвергаются гидролизу? Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей по I ступени. Какое значение pH имеют растворы этих солей?

- Какие из веществ будут взаимодействовать с KOH: H_2SO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, CuSO_4 , Na_2CO_3 ? Написать ионные и молекулярные уравнения этих реакций.
- На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
- Определить степень окисления фосфора, входящего в состав следующих соединений: HPO_3 , H_3PO_3 , $\text{K}_4\text{P}_2\text{O}_7$, PH_3 , Na_3PO_4 . Какие из веществ являются только окислителями, только восстановителями, и окислителями и восстановителями и почему?
- Составить координационные формулы следующих комплексных соединений серебра: $\text{AgCl} \cdot 2\text{NH}_3$; $\text{AgCN} \cdot \text{KCN}$; $\text{AgNO}_2 \cdot \text{KNO}_2$. Координационное число серебра равно двум. Написать уравнения первичной и вторичной диссоциации этих соединений.

Вариант 22

- Вычислить процентную концентрацию 1,4 М раствора нитрата серебра, плотность которого 1,18 г/мл.
- Какое количество медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ нужно добавить к 150 мл воды, чтобы получить 5%-й раствор?
- Определить, при какой температуре начнется реакция:

$$\text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{к}) + \text{CO} (\text{г}) = 3\text{FeO} (\text{к}) + \text{CO}_2 (\text{г})$$
- Скорость реакции при -50°C равна 10. Чему равна скорость этой реакции при 30°C , если $\gamma = 2,3$?
- Какие факторы следует изменить для увеличения выхода H_2 в системе:
 $\text{H}_2\text{O} + \text{C} (\text{к}) = \text{H}_2 + \text{CO}$; $\Delta H^0 = +141,22 \text{ кДж}$?
- Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: 4s или 3d; 5s или 4p? Почему? Написать электронную формулу атома элемента с порядковым номером 21.
- Для гидроксида олова (II), перманганата калия построить графические формулы и указать виды химической связи в молекулах на основании значений электроотрицательности атомов.
- Какие из солей: Rb_2S , CuCl_2 , NaI - подвергаются гидролизу? Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей по I ступени. Какое значение pH имеют растворы этих солей?
- Подобрать по два молекулярных уравнения к ионному:
 а) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$; б) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
- На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
- Даны схемы уравнений:
 $\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO}$;
 $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{C} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{P} + \text{CO}$.
 Указать тип окислительно-восстановительной реакции, ответ обосновать.
- Определить, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число сурьмы в соединениях: $\text{Rb}[\text{SbBr}_6]$; $\text{Na}[\text{Sb}(\text{SO}_4)_2]$. Написать первичную и вторичную диссоциации комплексных соединений. Назвать соединения.

Вариант 23

- Сколько миллилитров 36%-го раствора соляной кислоты, плотность которого 1,19 г/мл, необходимо взять для приготовления 4 л 0,5 М раствора?
- Вычислить массовые доли кристаллизационной воды и нитрата меди в тригидрате нитрата меди (II) ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$).
- Определить возможность протекания при стандартных условиях реакций:
 а) $\text{N}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{NO} (\text{г})$;

- б) $\text{N}_2(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2$.
4. В каком направлении произойдет смещение равновесия системы:
 $3\text{Fe}(\text{т}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{т}) + 4\text{H}_2(\text{г})$, если:
 а) увеличить концентрацию водорода;
 б) уменьшить концентрацию паров воды? Ответ обоснуйте.
5. Определить, как изменится скорость реакции при повышении температуры на 60°C , если температурный коэффициент реакции равен 2.
6. В чем заключается принцип Паули? Может ли быть на каком-нибудь подуровне атома p^7 - или d^{12} -электронов? Почему? Составить электронную формулу атома элемента с порядковым номером 22 и указать его валентные электроны.
7. Для бихромата калия, гидроксида стронция построить графические формулы и указать виды химической связи в молекулах на основании значений электроотрицательности атомов.
8. Какие из солей: KClO , CuBr_2 , NaNO_3 - подвергаются гидролизу? Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей по I ступени. Какое значение pH имеют растворы этих солей?
9. К предложенным ионным уравнениям составьте по два молекулярных:
 а) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- = [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$; б) $\text{H}^+ + \text{NO}_2^- = \text{HNO}_2$.
10. На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
11. Даны схемы реакций: $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$; $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2$; $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$. Указать тип окислительно-восстановительной реакции, ответ обосновать.
12. Составить координационные формулы следующих комплексных соединений кобальта: $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$; $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$; $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$. Координационное число кобальта (III) равно шести. Дать названия и написать уравнения первичной и вторичной диссоциации этих соединений.

Вариант 24

- Сколько граммов гидроксида натрия содержится в 500 мл его 0,25 М раствора?
- Сколько граммов железного купороса ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) нужно для приготовления 500 г 2,5 % раствора?
- Определить возможность протекания реакции $\text{TiO}_2(\text{к}) + \text{C}(\text{графит}) = \text{Ti}(\text{к}) + 2\text{CO}(\text{г})$ при 250 К, если известно, что для реакции $\Delta H = 722,9 \text{ кДж}$; $\Delta S = 363,9 \text{ Дж/К}$.
- Рассчитать во сколько раз изменится скорость химической реакции при повышении температуры от 293 до 373 К. Температурный коэффициент этой реакции равен 2.
- Как изменятся скорости прямой и обратной реакций в гомогенной системе $\text{CH}_4 + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, если объем ее уменьшить в 4 раза? В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции? Ответ обосновать.
- Составить 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?
- Для сульфата железа (II), хромовой кислоты построить графические формулы и указать виды химической связи в молекулах на основании значений электроотрицательности атомов.
- Почему раствор Na_2S имеет щелочную, а раствор NH_4NO_3 кислую реакцию? Ответ подтвердить ионно-молекулярными уравнениями гидролиза.
- Во сколько раз изменится концентрация ионов водорода, если pH раствора понизится с 11 до 5?
- На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{HCl}$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.

11. Даны схемы реакций: $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$, $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4$, $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$. Указать тип окислительно-восстановительной реакции, ответ обосновать.
12. Составить координационные формулы следующих комплексных соединений платины: $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_4 \cdot 4\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3$. Координационное число платины (IV) равно шести. Написать уравнение первичной и вторичной диссоциации этих соединений. Дать названия комплексным соединениям.

Вариант 25

1. Сколько миллилитров 96%-й серной кислоты ($\rho = 1,84$ г/мл) нужно взять для приготовления 300 мл 0,5 М раствора?
2. Рассчитать массу сульфата меди (II) (CuSO_4), который можно получить из медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) массой 500 г.
3. Сколько тепла выделится при сгорании 5 л (н.у.) сероводорода, если реакция выражается уравнением $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{SO}_2(\text{г})$?
4. Вычислить, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 120 до 80° С. Температурный коэффициент реакции равен 3.
5. В каком направлении сместится равновесие при понижении температуры и давления в гомогенных системах:
 а) $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$; $\Delta H^0 = -1035,24$ кДж;
 б) $\text{CO}_2 + \text{H}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$; $\Delta H^0 = +51,08$ кДж?
 Ответ обосновать.
6. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: 4s или 3d; 5s или 4p? Почему? Написать электронную и электронно-графическую формулу атома элемента с порядковым номером 21, указать валентные электроны.
7. Для гидроксида железа (III), силиката натрия построить графические формулы и указать виды химической связи в молекулах на основании значений электроотрицательности атомов.
8. Почему раствор NaF имеет щелочную, а раствор NH_4NO_3 кислую реакцию? Ответ подтвердить ионно-молекулярными уравнениями гидролиза.
9. Во сколько раз концентрация гидроксидных ионов в растворе с $\text{pH} = 11$ больше концентрации ионов водорода?
10. На основании метода электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{AsH}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NH}_3$. Рассчитать молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
11. Определить степени окисления элементов в следующих соединениях: CaO, P_2O_5 , MnO_2 , H_2S , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, Na. Какие из веществ являются только окислителями, только восстановителями, или проявляют окислительно-восстановительную двойственность, и почему?
12. Определить заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$. Написать уравнения первичной и вторичной диссоциации этих соединений. Дать названия соединениям.

Контрольная работа по аналитической химии

Вариант 1

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные катионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных катионов. Составить уравнения специфических реакций обнаружения указанных катионов, условия их проведения и аналитические эффекты: NH_4^+ , Cu^{2+} .
2. Какую навеску руды, содержащую 20% железа, нужно взять для определения железа в виде оксида железа (III)? Осадок аморфный.
3. Сколько миллилитров 0,5 М раствора HCl потребуется для растворения 0,5 г карбоната кальция при двукратном избытке соляной кислоты?
4. Растворимость сульфида цинка равна $1,5 \cdot 10^{-6}$ г в 100 мл раствора. Вычислить произведение растворимости.
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора Na_2CO_3 , приготовленного растворением навески 5,3 г в объеме 1100 мл.
6. Сколько граммов H_3PO_4 содержится в данном растворе, если на титрование затрачено 25,50 мл 0,2000 н раствора NaOH ?
7. Классификация методов титриметрического анализа: кислотно-основное, окислительно-восстановительное, осадительное, комплексонометрическое. Привести примеры.
8. В каком из перечисленных титрований точка эквивалентности лежит при $\text{pH}=7$, $\text{pH}>7$:
а) $\text{KOH} + \text{HCl}$ б) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$ в) $\text{HClO}_4 + \text{NaOH}$ г) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$. Ответ обосновать.

Вариант 2

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные катионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных катионов. Составить уравнения специфических реакций обнаружения указанных катионов, условия их проведения и аналитические эффекты: Na^+ , Cr^{3+} .
2. Определить процентное содержание влаги в образце по следующим данным: масса бюкса 8,1748 г; масса бюкса с навеской образца до высушивания 11,8245 г; масса бюкса после высушивания с образцом – 11,3248 г.
3. Сколько грамм раствора серной кислоты с массовой долей 5% необходимо для осаждения свинца из навески 0,5865 г сплава с массовой долей свинца 12%?
4. Определить величину произведения растворимости йодида свинца, если его растворимость равна $1,1 \cdot 10^{-1}$ г/л.
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора K_2CO_3 , приготовленного растворением 1,65 г соли в объеме 240 мл.
6. Сколько граммов H_2SO_4 содержится в 5 л раствора, если на титрование 25,00 мл этого раствора израсходовано 22,50 мл 0,0950 н. раствора KOH ?
7. Комплексонометрическое титрование. Сущность метода, условия проведения титрования, понятие о комплексах, титрант, его приготовление, установление точки эквивалентности. Индикаторы.
8. Какой объем 50% раствора серной кислоты ($\rho=1,399$ г/см³) необходим для приготовления 250 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента кислоты 0,05 моль/л.

Вариант 3

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные катионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных катионов. Составить уравнения специфических реакций обнаружения указанных катионов, условия их проведения и аналитические эффекты: Ca^{2+} , Sn^{2+} .

2. В каменном угле определена влажность 2,88%. Масса воды составила 0,2000 г. Определить массу навески угля.
3. Вычислить процентное содержание кремния в чугуна, если из навески чугунных стружек, равной 1,4255 г, в результате гравиметрического анализа получена гравиметрическая форма SiO_2 массой 0,0420 г.
4. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора K_2SO_3 , приготовленного растворением соли массой 2,345 г в объеме 550 мл.
5. Рассчитать произведение растворимости хромата бария, если 400 мл насыщенного раствора содержит $1,22 \cdot 10^{-3}$ г соли.
6. Навеску соляной кислоты массой 0,6000 г растворили в мерной колбе вместимостью 100,00 мл. На титрование 20,00 мл полученного раствора израсходовано 18,34 мл раствора NaOH . Определить молярную концентрацию раствора NaOH и его титр.
7. Осадительное титрование. Сущность метода, требования, предъявляемые к реакциям в методе осадительного титрования. Индикаторы метода.
8. Почему при кислотно-основном титровании pH в точке эквивалентности не всегда равен 7?

Вариант 4

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные катионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных катионов. Составить уравнения специфических реакций обнаружения указанных катионов, условия их проведения и аналитические эффекты: K^+ , Mn^{2+} .
2. Какой должна быть навеска чугуна с массовой долей серы 2%, если для ее гравиметрического определения в виде сульфата бария было получено 0,5 г осадка?
3. Рассчитать объем 2%-го раствора NH_4OH ($\rho = 0,988$ г/мл) для осаждения иона Al^{3+} из навески хлорида алюминия массой 0,3 г.
4. Рассчитать произведение растворимости фосфата магния, если его растворимость равна 0,001 моль/л.
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора KMnO_4 , приготовленного растворением навески 0,237 г в объеме 300 мл при $\text{pH}=1$.
6. Определить молярную концентрацию гидроксида калия, если на титрование 15,00 мл его израсходовано 18,70 мл раствора HCl с титром, равным 0,002864 г/мл.
7. Что такое комплексоны и для чего они применяются?
8. В какой области pH (кислой, нейтральной, щелочной) лежит точка эквивалентности при титровании раствора: а) сильной кислоты сильным основанием; б) слабой кислоты сильным основанием; в) слабого основания сильной кислотой. Ответ обосновать.

Вариант 5

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные катионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных катионов. Составить уравнения специфических реакций обнаружения указанных катионов, условия их проведения и аналитические эффекты: Pb^{2+} , Fe^{3+} .
2. При определении содержания магния в фармацевтическом препарате масса гравиметрической формы - магния пиррофосфата - составила 0,2916 г. Рассчитать массовую долю магния в препарате (в процентах), если для анализа была взята навеска препарата 0,2184 г.
3. Какой объем 0,1 М раствора HCl потребуется для осаждения серебра из навески AgNO_3 массой 0,6 г?
4. Вычислить произведение растворимости сульфата кальция, если его растворимость при температуре 20 °С равна $4,3 \cdot 10^{-2}$ г в 1 л раствора.

5. Навеска химически чистого KCl массой 1,2000 г растворена в мерной колбе вместимостью 250 см³. На титрование 25,00 см³ этого раствора расходуется 19,50 см³ раствора AgNO₃. Определить молярную концентрацию и титр раствора AgNO₃.
6. Рассчитать C_H раствора KMnO₄ в кислой, нейтральной, щелочной среде, если его титр равен 0,0320 г/см³.
7. Индикаторы кислотно-основного титрования. Объяснить, почему эти индикаторы меняют окраску в процессе титрования.
8. Определить объем (мл) 0,1 н раствора трилона Б израсходованного при определении жесткости воды методом комплексонометрии, если объем пробы воды равен 100 мл. Общая жесткость Ж_о = °Ж.

Вариант 6

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные катионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных катионов. Составить уравнения специфических реакций обнаружения указанных катионов, условия их проведения и аналитические эффекты: Ag⁺, Mn²⁺.
2. Рассчитать, чему равна массовая доля бромида алюминия в образце, если из навески образца массой 0,1000 г получено 0,1995 г гравиметрической формы - бромида серебра.
3. Какой объем физиологического раствора, содержащего около 0,9% хлорида натрия (ρ=1 г/мл), следует взять для анализа, чтобы масса весовой формы AgCl составила 0,36 г?
4. При некоторой температуре в 10 л воды растворяется 1,112 г хлорида свинца. Рассчитать ПР этой соли.
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора Na₃PO₄, приготовленного растворением соли массой 0,46 г в объеме 400 мл.
6. К водному раствору Na₂SO₃ добавили 25,00 мл 0,1 н. раствора I₂. На титрование избытка йода пошло 4,00 мл 0,09 н раствора Na₂S₂O₃. Вычислить массу сульфита натрия.
7. В чем заключается метод определения общей жесткости с помощью комплексона III?
8. Вычислить массу муравьиной кислоты, содержащейся в 100 мл раствора, если на титрование 20 мл этого раствора было израсходовано 12,25 мл раствора гидроксида калия с концентрацией 0,3550 моль/л.

Вариант 7

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные катионы. Отметить групповые реагенты и покажите их действие на примере приведенных катионов. Составить уравнения специфических реакций обнаружения указанных катионов, условия их проведения и аналитические эффекты: K⁺, Cr³⁺.
2. Вычислить массовую долю меди в образце руды, если из 0,4320 г пробы получено 0,1985 г Cu(SCN)₂.
3. Масса образца хлорида бария составляла 1,4575 г. После высушивания образца при температуре 120°C его масса составила 1,2428 г. Рассчитать массовую долю кристаллизационной воды в препарате.
4. При некоторой температуре в 20 л воды растворяется 4·10⁻³ моль фторида кальция. Рассчитать ПР этой соли.
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора H₂SO₄, приготовленного растворением кислоты массой 0,752 г в объеме 600 мл.
6. Какой объем 0,05925 М K₄[Fe(CN)₆] потребуется на титрование 20,00 мл 0,2 н раствора ZnSO₄?
7. Гравиметрия. Классификация гравиметрических методов анализа – методы осаждения, прямые и косвенные методы отгонки, методы выделения.

8. В чем сущность осадительного титрования по методу Мора? Для определения, каких ионов он используется?

Вариант 8

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные катионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных катионов. Составить уравнения специфических реакций обнаружения указанных катионов, условия их проведения и аналитические эффекты: Ba^{2+} , Co^{2+} .
2. Технический образец гептагидрата сульфата магния содержит 11% примесей. Какую следует взять навеску этого образца для определения в нем магния в виде магния пирофосфата, чтобы масса гравиметрической формы составляла 0,2 г?
3. Для анализа взяли 0,1534 г технического сульфата натрия и после обработки хлоридом бария получили 0,2233 г сульфата бария. Рассчитать массовую долю Na_2SO_4 в навеске соли.
4. Вычислить растворимость PbCl_2 в воде (моль/л и г/л), если произведение растворимости при 298 К для этой соли равно $1,6 \cdot 10^{-5}$.
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, приготовленного растворением соли массой 0,28 г в объеме 250 мл.
6. Какой объем раствора $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ с титром 0,01403 г/мл потребуется на титрование 25,0 мл раствора, полученного растворением 0,5910 г NaCl в мерной колбе вместимостью 250,0 мл?
7. Способы титрования: прямое, обратное титрование, титрование заместителя. Расчет результатов титриметрического определения.
8. Какой объем 1 моль/л раствора NaOH необходимо добавить к 1 л 0,1 моль/л раствора NaOH , чтобы получить 500 мл 0,25 моль/л раствор? Как определить точную концентрацию полученного раствора?

Вариант 9

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные катионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных катионов. Составить уравнения специфических реакций обнаружения указанных катионов, условия их проведения и аналитические эффекты: NH_4^+ , Sn^{2+} .
2. Массовая доля железа в образце составляет 15%. Рассчитать массу навески образца, если оптимальная масса гравиметрической формы - оксида железа(III) - составляет 0,1 г.
3. Образец содержит 50% хлорида бария. Рассчитать объем 0,10 моль/л раствора серной кислоты, необходимой для осаждения ионов бария из навески образца массой 0,4243 г.
4. Рассчитать произведение растворимости карбоната бария, если известно, что при 298 К в 100 мл его насыщенного раствора содержится $1,38 \cdot 10^{-3}$ г BaCO_3 .
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора FeSO_4 , приготовленного растворением соли массой 0,55 г в объеме 500 мл.
6. Какая масса NaCl содержится в 250,0 мл раствора, если на титрование 25,00 мл его израсходовали 16,45 мл 0,0500 М AgNO_3 ?
7. Перманганатометрия. Сущность и реакции метода. Фиксирование конечной точки титрования. Условия проведения перманганатометрических определений.
8. Навеску 0,1285 г карбоната натрия растворили в воде, добавив 25,00 мл раствора HCl ($C = 0,2034$ моль/л), избыток кислоты оттитровали 23,42 мл раствора NaOH ($C = 0,1256$ моль/л). Найти массовую долю примесей в соде.

Вариант 10

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные катионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных катионов. Составить уравнения специфических реакций обнаружения указанных катионов, условия их проведения и аналитические эффекты: Na^+ , Zn^{2+} .
2. При анализе образца, содержащего около 34% серебра, осаждали ион серебра(I) соляной кислотой. Какой должна быть масса навески образца, чтобы масса гравиметрической формы была 0,15 г?
3. Для определения содержания бария в образце, содержащем 65% бария, взяли навеску массой 0,2900 г. Рассчитать объем раствора серной кислоты массовой долей 2,5% с плотностью 1,015 г/см³, необходимый для осаждения бария, если осадитель брать в 1,5-кратном избытке.
4. Выпадет ли осадок при смешении равных объемов 0,05 М раствора ацетата свинца $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ и 0,5 М раствора хлорида калия KCl ? $\text{PP}(\text{PbCl}_2) = 1,6 \cdot 10^{-5}$?
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, приготовленного растворением соли массой 1,08 г в объеме 800 мл.
6. Какая масса KCl содержится в 350,0 мл раствора, если на титрование 25,00 мл его израсходовали 24,00 мл 0,1050 н раствора AgNO_3 ?
7. Иодометрия. Сущность и основные реакции метода. Фиксирование конечной точки титрования. Условия проведения иодометрических определений.
8. Для определения общей жесткости было взято 25,00 мл воды и на ее титрование израсходовано 2,20 мл раствора трилона Б ($C_n = 0,05$ моль/л). Какова жесткость (в °Ж) анализируемой воды? Какая вода по степени жесткости?

Вариант 11

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные катионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных катионов. Составить уравнения специфических реакций обнаружения указанных катионов, условия их проведения и аналитические эффекты: Pb^{2+} , Ca^{2+} .
2. Рассчитать массовую долю фторида натрия в образце, если масса гравиметрической формы - кальция фторида - составляет 0,4586 г, а масса навески образца - 0,5000 г.
3. Сколько миллилитров серной кислоты с концентрацией 6%, плотностью 1,04 г/см³ требуется для осаждения бария в виде BaSO_4 из раствора, содержащего 0,2952 г чистого BaCl_2 ?
4. Рассчитать произведение растворимости бромида серебра, если молярная концентрация его насыщенного водного раствора равна $7,50 \cdot 10^{-7}$ моль/л.
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора NH_4Cl , приготовленного растворением соли массой 1,544 г в объеме 1000 мл.
6. Какая масса KCl содержится в 50,0 мл раствора, если на титрование 25,00 мл его израсходовали 17,00 мл 0,05252 н. $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$?
7. Техника титрования.
8. Гравиметрический анализ, прямые и косвенные методы определения. Проведение расчетов, фактор пересчета.

Вариант 12

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные катионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных катионов. Составить уравнения специфических реакций обнаружения указанных катионов, условия их проведения и аналитические эффекты: Fe^{2+} , Zn^{2+} .

2. Рассчитать массу навески известняка для определения кальция, если гравиметрической формой служил оксид кальция. Масса гравиметрической формы - 0,1 г.
3. Технический образец кальция карбоната содержит 18% примесей. Рассчитать объем 2%-го раствора оксалата аммония, необходимый для осаждения кальция из навески образца массой 0,4000 г. Для достижения полноты осаждения кальция необходим 1,5-кратный избыток раствора осадителя с плотностью 1,00 г/см³.
4. Вычислить произведение растворимости BaCrO₄, если в 1 л насыщенного раствора при 25 °С содержится $8,50 \cdot 10^{-2}$ г этой соли.
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора NaHCO₃, приготовленного растворением соли массой 1,352 г в объеме 500 мл.
6. Навеску технического NaCl массой 2,408 г растворили в мерной колбе вместимостью 500,0 мл. На титрование 25,00 мл раствора израсходовали 20,35 мл 0,1 М AgNO₃. Вычислить массовую долю (%) NaCl в исходном продукте.
7. Комплексонометрическое титрование, сущность метода. Применение комплексонометрии.
8. Что называют произведением растворимости (ПР) и растворимостью? Сформулировать условия образования и растворения осадков, исходя из понятия “произведение растворимости”

Вариант 13

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные катионы. Отметить групповые реагенты и покажите их действие на примере приведенных катионов. Составить уравнения специфических реакций обнаружения указанных катионов, условия их проведения и аналитические эффекты: Co²⁺, Ag⁺.
2. Образец содержит 1,8% серы. Рассчитать массу навески данного образца для гравиметрического определения серы в нем в виде сульфата бария, если считать оптимальной массу гравиметрической формы равной 0,40 г.
3. Для анализа использована навеска технического препарата нитрата серебра, содержащего 95% основного вещества, массой 0,3000 г. Рассчитать объем 1,2% раствора соляной кислоты плотностью 1,00 г/см³, взятый в 2-кратном избытке, необходимый для осаждения серебра.
4. Какова растворимость фосфата свинца, если ПР (Pb₃(PO₄)₂) = $7,94 \cdot 10^{-43}$?
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора NaOH, приготовленного растворением навески 2,02 г в объеме 250 мл.
6. Навеску технического BaCl₂ массой 6,700 г растворили в мерной колбе вместимостью 100,0 мл. На титрование 25,00 мл раствора израсходовали 23,95 мл раствора AgNO₃ с титром 0,008048 г/мл. Вычислить массовую долю (%) BaCl₂ в образце.
7. Осадительное титрование, сущность метода. Классификация осадительного титрования по типу титранта.
8. Что такое кислотно-основные индикаторы Что называют областью перехода и показателем титрования индикатора? Привести примеры.

Вариант 14

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные анионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных анионов. Составить уравнения специфических реакций указанных анионов, отметьте типы реакций, условия их проведения и аналитические эффекты: Cl⁻, NO₂⁻.
2. Какую массу вещества, содержащего 50 % железа, нужно взять для анализа, чтобы масса прокаленного осадка Fe₂O₃ была 0,1000 г?

3. Рассчитать объем 0,2 моль/л раствора нитрата серебра, который потребуется для осаждения бромид-ионов из 10 мл 3%-го раствора бромоводородной кислоты с плотностью 1,03 г/см³, если осадитель взять в 1,5-кратном избытке.
4. Произведение растворимости $Mg(OH)_2$ при 25 °С равно $1,12 \cdot 10^{-11}$. Рассчитать концентрацию ионов магния в г/л в насыщенном водном растворе данной соли.
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора Na_2S , приготовленного растворением соли массой 1,52 г в объеме 500 мл.
6. Навеску серебряного сплава массой 1,745 г растворили в HNO_3 и раствор разбавили водой до объема 200,0 мл. На титрование 10,00 мл раствора потребовалось 11,75 мл 0,05 М $KSCN$. Вычислить массовую долю (%) Ag в сплаве.
7. Редоксиметрия, сущность метода. Классификация метода редоксиметрии по типу титранта.
8. Что называют титрованием, титрантом, аликвотой? Что такое точка эквивалентности и конечная точка титрования? Каковы методы определения конечной точки титрования?

Вариант 15

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные катионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных катионов. Составить уравнения специфических реакций обнаружения указанных катионов, условия их проведения и аналитические эффекты: Cu^{2+} , K^+ .
2. Какую массу образца, содержащего 30 % MgO , следует взять, чтобы получить 0,3 г осадка оксихинолината магния $Mg(C_9H_6ON)_2$?
3. Рассчитать объем 0,20 М раствора хлорида бария, необходимый для осаждения хромат-ионов из навески хромата калия массой 0,3942 г.
4. Какова растворимость сульфата свинца, если $IP(PbSO_4) = 1,59 \cdot 10^{-8}$?
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора $Zn(NO_3)_2$, приготовленного растворением соли массой 0,74 г в объеме 750 мл.
6. К раствору, содержащему 0,2266 г технического хлорида магния, прилили 25,00 мл 0,1121 н. $AgNO_3$, избыток которого оттитровали 11,10 мл 0,0579 н. NH_4SCN . Вычислить массовую долю (%) $MgCl_2$ в образце.
7. Аналитический сигнал. Классификация погрешностей анализа. Систематические и случайные погрешности. Правильность и воспроизводимость.
8. Классификация титриметрических методов анализа по типу реакций. Привести примеры.

Вариант 16

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные катионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных катионов. Составить уравнения специфических реакций обнаружения указанных катионов, условия их проведения и аналитические эффекты: Zn^{2+} , Fe^{2+} .
2. Вычислить гравиметрический фактор при определении C_2HCl_3 , если гравиметрической формой является $AgCl$.
3. Образец содержит 97% нитрата серебра. Вычислить объем раствора хлороводородной кислоты с концентрацией 0,15 моль/л, необходимый для осаждения ионов серебра из навески массой 0,3165 г.
4. Какова растворимость сульфата кальция, если $IP(CaSO_4) = 9,12 \cdot 10^{-6}$?
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора $Na_2C_2O_4$, приготовленного растворением соли массой 0,750 г в объеме 350 мл.

6. Навеску х.ч. щавелевой кислоты ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) массой 3,1513 г растворили в мерной колбе объемом 500 мл. На титрование 25,00 мл полученного раствора затратили 24,36 мл раствора NaOH. Рассчитать С эк (NaOH) и Т (NaOH).
7. Первичные стандарты, требования, предъявляемые к ним. Фиксаналы. Вторичные стандарты.
8. Классификация титриметрических методов анализа по способу проведения анализа. Расчет определяемого вещества.

Вариант 17

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные анионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных анионов. Составить уравнения специфических реакций указанных анионов, отметить типы реакций, условия их проведения и аналитические эффекты: S^{2-} , SO_3^{2-} .
2. Вычислить гравиметрический фактор при определении Fe_3O_4 , если гравиметрической формой является Fe_2O_3 .
3. Сколько миллилитров серной кислоты массовой долей 9%, плотностью 1,06 г/мл требуется для осаждения бария в виде BaSO_4 из раствора, содержащего 0,5500 г чистого $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$?
4. Растворимость оксалата кальция при 18°C равна $4,20 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислить произведение растворимости данной соли при той же температуре.
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, приготовленного растворением соли массой 0,302 г в объеме 500 мл.
6. Какова молярная концентрация эквивалента и титр хлороводородной кислоты, если на нейтрализацию 20 мл ее раствора израсходовано 30 мл раствора гидроксида натрия С (NaOH)=0,15 моль/л.
7. Кислотно-основные индикаторы. Интервал перехода окраски индикатора. Выбор индикатора для установления конечной точки титрования. Ошибки титрования.
8. Погрешности химического анализа. Классификация погрешностей.

Вариант 18

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные анионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных анионов. Составить уравнения специфических реакций обнаружения указанных анионов, отметить типы реакций, условия их проведения и аналитические эффекты: NO_2^- , PO_4^{3-} .
2. Вычислить гравиметрический фактор при определении H_3PO_4 , если гравиметрической формой является $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$.
3. Рассчитать объем 0,20 моль/л раствора хлорида бария, необходимый для осаждения хромат-ионов из навески хромата калия массой 0,3942 г. Известно, что анализируемый образец содержит 98% хромата калия.
4. Вычислить растворимость гидроксида магния, если произведение растворимости данной соли при 25°C равно $1,12 \cdot 10^{-11}$.
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, приготовленного растворением соли массой 0,115 г в объеме 350 мл.
6. 2,0000 г оксалата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ растворили в мерной колбе вместимостью 500 мл. На титрование 25,00 мл этого раствора в кислой среде расходуется 28,02 мл раствора перманганата калия с молярной концентрацией эквивалентов, равной 0,0500 моль/л. Какова массовая доля оксалата аммония в образце?
7. Описать принцип аргентометрического титрования по Фольгарду. В какой среде и почему проводится такое титрование?

8. Чувствительность аналитической реакции. Чем характеризуется чувствительность реакции?

Вариант 19

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные анионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных анионов. Составить уравнения специфических реакций обнаружения указанных анионов, отметить типы реакций, условия их проведения и аналитические эффекты: Br^- , SO_4^{2-} .
2. Вычислить гравиметрический фактор при определении $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, если гравиметрической формой является BaSO_4 .
3. Какой объем 0,100 н. раствора KBr необходимо взять для полного осаждения Ag^+ из раствора, содержащего 0,1000 г AgNO_3 ?
4. Рассчитать произведение растворимости фосфата серебра, если молярная концентрация его насыщенного водного раствора при 20°C равна $2,00 \cdot 10^{-3}$ г/л.
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора NiSO_4 , приготовленного растворением соли массой 0,450 г в объеме 500 мл.
6. Определить массовую долю серебра (%) в сплаве, если после растворения навески сплава массой 0,4000 г объем раствора доведен до 100 мл. На титрование 15,00 мл полученного раствора пошло 10,15 мл раствора роданида калия с молярной концентрацией 0,0500 моль/л.
7. Стадии химического анализа.
8. Что такое титрование, титрант, аликвота? Чем отличаются понятия «точка эквивалентности» и «конечная точка титрования»? Какие способы обнаружения конечной точки титрования Вам известны?

Вариант 20

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные анионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных анионов. Составить уравнения специфических реакций указанных анионов, отметить типы реакций, условия их проведения и аналитические эффекты: CO_3^{2-} , CH_3COO^- .
2. Вычислить гравиметрический фактор при определении оксида фосфора, если анализ выполняется по схеме: $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{PO}_4^{3-} \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3 \rightarrow \text{PbMoO}_4$.
3. Какой объем 0,1 М раствора соляной кислоты ($\rho = 1,0031$ г/мл) необходим для количественного осаждения хлорида серебра из 200 мл раствора нитрата серебра, титр которого 0,0002004 г/мл?
4. Вычислить произведение растворимости BaCrO_4 , если в 1 л насыщенного раствора при 25°C содержится $8,90 \cdot 10^{-2}$ г этой соли.
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора CdCl_2 , приготовленного растворением навески 0,325 г в объеме 1000 мл.
6. Сколько граммов HCl содержится в 250,0 мл раствора HCl , если на титрование 20,00 мл этого раствора расходуется 24,37 мл 0,9850 н. раствора AgNO_3 .
7. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков. Факторы, влияющие на растворимость. Кристаллические и аморфные осадки, условия осаждения.
8. Чем отличаются понятия «осаждаемая форма» и «гравиметрическая форма»? Привести примеры гравиметрических определений, для которых обе эти формы представляют собой одно и то же вещество, являются разными веществами?

Вариант 21

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные анионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных анионов.

- Составить уравнения специфических реакций указанных анионов, отметить типы реакций, условия их проведения и аналитические эффекты: SO_3^{2-} , NO_3^- .
2. Вычислить гравиметрический фактор при определении фтороводорода, если анализ выполняется по схеме: $\text{HF} \rightarrow \text{CaF}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$.
 3. Рассчитать массовую долю цинка в препарате, если из навески массой 0,3241 г получено 0,1822 г $\text{Zn}_2\text{P}_2\text{O}_7$.
 4. Рассчитать произведение растворимости хлорида серебра, если молярная концентрация его насыщенного водного раствора равна $1,45 \cdot 10^{-5}$ моль/л.
 5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора MgSO_4 , приготовленного растворением соли массой 0,25 г в объеме 500 мл.
 6. Определить массу Na_2CO_3 в 250,0 мл раствора, если на титрование 25,00 мл этого раствора с индикатором метиловым оранжевым израсходовано 20,20 мл раствора HCl с концентрацией 0,1010 моль/л.
 7. Дать определение понятий: скачок титрования, точка эквивалентности. Запишите закон эквивалентов для прямого, обратного титрования.
 8. Как рассчитать необходимое количество осадителя? Зачем применяют избыток осадителя? Как влияют свойства осадителя на величину избытка осадителя? Перечислить основные требования, предъявляемые к осаждаемой форме.

Вариант 22

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные анионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных анионов. Составить уравнения специфических реакций указанных анионов, отметить типы реакций, условия их проведения и аналитические эффекты: SO_4^{2-} , Br^- .
2. Вычислить гравиметрический фактор при определении серы, если анализ выполняется по схеме: $\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CdS} \rightarrow \text{CuS} \rightarrow \text{CuO}$.
3. Для определения содержания сульфата алюминия взяли 100 см³ раствора и осадили сульфат-ион SO_4^{2-} в виде BaSO_4 , масса которого оказалась равной 0,2640 г. Рассчитать массу сульфата алюминия в 1 дм³ раствора.
4. Вычислить произведение растворимости CaCO_3 , если в 1 л насыщенного раствора при 25°C содержится $6,93 \cdot 10^{-2}$ г этой соли.
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, приготовленного растворением соли массой 0,302 г в объеме 600 мл.
6. 1,1622 г поваренной соли растворили в воде и раствор разбавили до 200,0 мл. К 20,00 мл этого раствора прибавили 25,00 мл 0,1000 н. раствора AgNO_3 . На титрование избытка AgNO_3 израсходовали 5,080 мл 0,0900 н. раствора NH_4SCN . Определить массовую долю хлорида натрия в образце соли.
7. В чем заключается сущность метода обратного титрования? В каких случаях он применяется? Приведите пример и формулу для расчета.
8. Титрование слабого основания сильной кислотой. Кривая титрования. Точка эквивалентности. Скачок титрования. Выбор индикатора.

Вариант 23

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные анионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных анионов. Составить уравнения специфических реакций обнаружения указанных анионов, отметить типы реакций, условия их проведения и аналитические эффекты: I^- , SO_3^{2-} .
2. Вычислить гравиметрический фактор при определении карбида кальция, если анализ выполняется по схеме: $\text{CaC}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{C}_2 \rightarrow \text{Ag}_2\text{C}_2 \rightarrow \text{AgCl}$.

3. Какую массу технического хлорида бария, содержащего около 97 % $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, следует взять для получения 0,3000 г BaSO_4 ?
4. Рассчитать молярную концентрацию катионов свинца и иодид-ионов в насыщенном водном растворе PbI_2 , если произведение растворимости данной соли при 25 °С равно $8,70 \cdot 10^{-9}$.
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$, приготовленного растворением соли массой 0,320 г в объеме 500 мл.
6. Рассчитать количественное содержание хлорида кальция, если 0,8241 г навески препарата помещают в мерную колбу на 100 мл и доводят водой до метки. На анализ взято 25 мл раствора и на титрование израсходовано 19,2 мл 0,05 моль/л раствора трилона Б.
7. Перечислить основные операции в гравиметрическом анализе в методе осаждения в порядке их выполнения.
8. Титрование слабой кислоты сильным основанием. Кривая титрования. Точка эквивалентности. Скачок титрования. Выбор индикатора.

Вариант 24

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные анионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных анионов. Составить уравнения специфических реакций указанных анионов, отметить типы реакций, условия их проведения и аналитические эффекты: PO_4^{3-} , CH_3COO^- .
2. Вычислить гравиметрический фактор при определении мышьяка, если анализ выполняется по схеме: $\text{As} \rightarrow \text{As}_2\text{S}_3 \rightarrow \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$.
3. Сколько грамм 10%-го раствора нитрата серебра необходимо для осаждения ионов серебра из 100,00 мл 0,01 М раствора соляной кислоты?
4. Какова растворимость хромата серебра, если $\text{PP}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1,29 \cdot 10^{-12}$?
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора BaCl_2 , приготовленного растворением соли массой 0,125 г в объеме 350 мл.
6. На нейтрализацию 5 мл раствора KOH пошло 5 мл раствора H_2SO_4 , титр которой равен 0,0049 г/мл. Определить нормальность и титр раствора KOH .
7. Этапы гравиметрического анализа по методу осаждения.
8. Титрование сильной кислоты сильным основанием. Привести пример. Кривая титрования. Точка эквивалентности. Скачок титрования. Выбор индикатора.

Вариант 25

1. Указать, к каким аналитическим группам относятся перечисленные анионы. Отметить групповые реагенты и показать их действие на примере приведенных анионов. Составить уравнения специфических реакций указанных анионов, отметить типы реакций, условия их проведения и аналитические эффекты: CO_3^{2-} , I^- .
2. Вычислить гравиметрический фактор при определении аммиака, если анализ выполняется по схеме: $\text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2[\text{PtCl}_6] \rightarrow \text{Pt}$.
3. Сколько вещества, содержащего 50% железа, следует взять для анализа, чтобы масса прокалённого осадка Fe_2O_3 была 0,1000 г?
4. Какова растворимость оксалата кальция, если $\text{PP}(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2,29 \cdot 10^{-9}$?
5. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, а также титр раствора AgNO_3 , приготовленного растворением соли массой 0,45 г в объеме 350 мл.
6. Навеску х.ч. соляной кислоты массой 0,6000 г растворили в мерной колбе вместимостью 100,00 мл. На титрование 20,00 мл полученного раствора израсходовано 18,34 мл NaOH . Определить молярную концентрацию раствора NaOH и его титр.

7. Жесткость воды (общая, карбонатная, некарбонатная). Способы устранения.
8. Метод кислотно-основного титрования. Индикаторы метода. Область перехода окраски индикатора и показатель титрования. Правило выбора индикатора

ПРИЛОЖЕНИЯ

Таблица 1

Растворимость солей, кислот и оснований в воде

Катио-ны	Анионы											
	OH ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	NO ₃ ⁻	CH ₃ COO ⁻
H ⁺		р	р	р	р	р	р	р	р	н	р	р
Na ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
NH ₄ ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	-	р	р
Ba ²⁺	р	р	р	р	н	н	н	н	н	н	р	р
Ca ²⁺	м	р	р	р	м	н	м	н	н	н	р	р
Mg ²⁺	н	р	р	р	м	н	р	н	н	-	р	р
Al ³⁺	н	р	р	р	-	-	р	н	-	-	р	м
Mn ²⁺	н	р	р	р	н	н	р	н	н	-	р	р
Zn ²⁺	н	р	р	р	н	н	р	н	н	-	р	р
Cr ²⁺	н	р	р	р	-	-	р	н	-	-	р	р
Fe ²⁺	н	р	р	р	н	н	р	и	н	-	р	р
Fe ³⁺	н	р	р	р	н	-	р	н	-	-	р	р
Co ²⁺	н	р	р	р	н	н	р	н	н	-	р	р
Ni ²⁺	н	р	р	р	н	н	р	н	н	-	р	р
Sn ²⁺	н	р	р	н	н	-	р	н	-	-	р	р
Pb ²⁺	н	м	м	н	н	н	н	н	н	-	р	р
Cu ²⁺	н	р	р	-	н	н	р	н	-	-	р	р
Ag ⁺	-	н	н	н	н	н	м	н	н	-	р	р
Hg ⁺	.	н	н	н	н	-	м	н	н	-	р	м
Hg ²⁺	-	р	н	н	н	-	р	н	-	-	р	р

Обозначения: р — растворимое вещество; н — нерастворимое; м — малорастворимое; «-» не существует в растворе вследствие гидролиза или не получено.

Таблица 2

Деление электролитов по силе

Сильные $\alpha \geq 30\%$	Средней силы $3\% < \alpha < 30\%$	Слабые $\alpha < 3\%$
		H ₂ O
Кислоты		
HCl, HBr, HI, HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , HClO ₃ , HClO ₄ , HMnO ₄ , H ₂ CrO ₄	HF, HClO ₂ , H ₃ PO ₄	H ₂ S, H ₂ SO ₃ , H ₂ CO ₃ , H ₂ SiO ₃ , HCN, HNO ₂ , CH ₃ COOH, HClO, H ₃ BO ₃
Основания		
NaOH, KOH,	LiOH,	NH ₄ OH, Cu(OH) ₂ ,

RbOH, Ca(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ , CsOH	Mg(OH) ₂	Fe(OH) ₃ и все остальные гидроксиды
Соли		
NaCl, Al ₂ (SO ₄) ₃ и многие другие с ионной кристаллической решеткой	Различные соли в зависимости от разбавления раствора	Mg(CN) ₂ , ZnCl ₂ , HgCl ₂ , Fe(SNC) ₃ и другие соли многозарядных ионов

Таблица 3

**Термодинамические характеристики некоторых
веществ (стандартные условия)**

Вещество	ΔH^0_{298} образования, кДж/моль	S^0_{298} Дж/К·моль	ΔG^0_{298} кДж/моль
AgBr (к)	-100,4	107,1	-96,9
AgCl (к)	-127,0	96,3	-109,8
Br ₂ (г)	30,9	245,5	3,1
C(графит)	0	5,7	0
CH ₄ (г)	-74,9	186,2	-50,8
CO (г)	-110,5	197,5	-137,1
CO ₂ (г)	-393,5	213,7	-394,4
Ca (т)	0	0	41,6
CaCl ₂ (к)	-795,9	108,4	-749,4
CaCO ₃ (к)	-1206,8	91,7	-1128,4
CaO (г)	-635,1	38,1	-603,5
Cl ₂ (г)	0	222,9	0
Fe (к)	0	27,3	0
FeO (к)	-264,8	60,8	-244,3
Fe ₂ O ₃ (к)	-822,2	87,4	-740,3
Fe ₃ O ₄	-1117,1	146,2	-1014,2
FeS ₂ (к)	-178,2	52,9	-166,9
H ₂ (г)	0	130,5	0
H ₂ O (г)	-241,8	188,7	-228,6
H ₂ O (ж)	-285,83	70,08	-237,25
HCl (г)	-92,31	186,79	-95,3
HI (г)	26,57	206,48	1,78
H ₂ S (г)	-20,9	205,69	-33,8
N ₂ (г)	0	191,5	0
NH ₃ (г)	-46,2	192,6	-16,7
NO (г)	90,3	210,6	86,6
NO ₂ (г)	33,5	240,2	51,5
NH ₄ NO ₃	-365,7	151,1	-184,0
O ₂ (г)	0	205,0	0
SO ₂ (г)	-296,9	248,1	-300,2
PCl ₃ (ж)	-311,7	218,49	-274,49
PCl ₅ (г)	-366,9	364,4	-297,1
I ₂ (к)	0	116,1	0
Ti (к)	0	30,63	0
TiO ₂ (к)	-943,9	50,33	-888,6

**Относительная электроотрицательность
элементов (по Полингу)**

Группа							
1	2	3	4	5	6	7	8
H 2.1							
Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	
Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.6	Cl 3.0	
K 0.9	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.7	Fe 1.9 Co 1.9 Ni 1.9
Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.6	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2 Rh 2.2 Pd 2.2
Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe 2.6
Cs 0.7	Ba 0.9	La-Li 1.0-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2 Ir 2.2 Pt 2.2
Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.9	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac-Md 1.1-1.2					

Таблица 5

Кисотно-основная классификация катионов

№ группы	Характеристика группы	Групповой реагент	Продукт действия группового реагента	Катионы	Реагенты на катионы, условия проведения реакции	Продукты реакции, внешние эффекты	Типы реакций
1	2	3	4	5	6	7	8
1	Хлориды, сульфаты, гидроксиды растворимы в воде	Нет	Нет	K ⁺	Na ₃ [Co(NO ₂) ₆] (CH ₃ COOH)	NaK ₂ [Co(NO ₂) ₆] ↓ желтый крист.	Обмена
				Na ⁺	KH ₂ SbO ₄	NaH ₂ SbO ₄ ↓ белый крист.	Обмена
				NH ₄ ⁺	NaOH (нагревание)	NH ₃ ↑ запах аммиака	Обмена
2	Хлориды нерастворимы в воде	HCl	AgCl ↓ белый творожистый	Ag ⁺	HCl NH ₄ OH HNO ₃	AgCl ↓ [Ag(NH ₃) ₂]Cl AgCl ↓	Обмена Образ. к.с. Разруш.к.с.
			PbCl ₂ ↓ белый крист.	Pb ²⁺	KJ	PbJ ₂ ↓ желтый крист.	Обмена
3	Сульфаты нерастворимы в воде	H ₂ SO ₄	CaSO ₄ ↓ белый крист.	Ca ²⁺	(NH ₄) ₂ C ₂ O ₄ (спирт)	CaC ₂ O ₄ ↓ белый крист.	Обмена
			BaSO ₄ ↓ белый крист.	Ba ²⁺	K ₂ Cr ₂ O ₇ + H ₂ O + CH ₃ COONa	BaCrO ₄ ↓ желтый крист.	Обмена
4	Гидроксиды растворимы в избытке NaOH	Изб. NaOH	Na ₃ [Cr(OH) ₆] р – р зеленый	Cr ³⁺	H ₂ O ₂ + NaOH (нагревание)	Na ₂ CrO ₄ р – р желтый	ОВР
			Na ₂ [Sn(OH) ₄] р – р бесцветный	Sn ²⁺	Bi(NO ₃) ₃ + NaOH	Na ₂ [Sn(OH) ₆] + Bi ↓ черный	ОВР
			Na ₂ [Zn(OH) ₄] р – р бесцветный	Zn ²⁺	(NH ₄) ₂ [Hg(NCS) ₄] + CoCl ₂ (0,02%)	ZnCo[Hg(NCS) ₄] ₂ ↓ светло голубой	Обмена
5	Гидроксиды Нерастворимы в избытке NaOH	Изб. NaOH	Fe(OH) ₂ ↓ салатный	Fe ²⁺	K ₃ [Fe(CN) ₆] (HCl)	Fe ₃ [Fe(CN) ₆] ₂ ↓ синий	Обмена
			Fe(OH) ₃ ↓ красно-коричневый	Fe ³⁺	K ₄ [Fe(CN) ₆] (HCl) KCS	Fe ₄ [Fe(CN) ₆] ₃ ↓ синий K ₃ [Fe(NCS) ₆] р – р кроваво-красный	Обмена Обмена
			Mn(OH) ₂ ↓ белый	Mn ²⁺	NaBiO ₃ + HNO ₃	HMnO ₄ р – р красно-фиол.	ОВР
6	Гидроксиды растворимы в избытке NH ₄ OH	Изб. NH ₄ OH	Co(NH ₃) ₆ (OH) ₂ р – р коричневый	Co ²⁺	Na ₂ S ₂ O ₃ (к) (спирт)	CoS ₂ O ₃ р–р синий	Обмена
			[Cu(NH ₃) ₄](OH) ₂ р – р интенсивно синий	Cu ²⁺	NH ₄ OH (2н)	[Cu(NH ₃) ₄]SO ₄ р – р интенсивно синий	Обмена
			[Ni(NH ₃) ₆](OH) ₂ р – р сиреневый	Ni ²⁺	Реактив Чугаева (NH ₄ OH)	Осадок розовый	Обмена

Таблица 6

Аналитические группы анионов

Номер группы	Характеристика группы	Групповой реагент	Продукт действия группового реагента	Анионы	Реагенты на анионы, условия проведения реакций	Продукты реакций, внешние эффекты	Типы реакций
1	Соли бария и серебра нерастворимы в воде	BaCl ₂ (нейтральная)	BaSO ₄ ↓ белый крист.	SO ₄ ²⁻	BaCl ₂ (HCl)	BaSO ₄ ↓ белый крист.	Обмена
			BaSO ₃ ↓ белый крист.	SO ₃ ²⁻	HCl J ₂ + H ₂ O	SO ₂ HJ + H ₂ SO ₄	Разлож. ОВР
			BaCO ₃ ↓ белый крист.	CO ₃ ²⁻	HCl Ca(OH) ₂	CO ₂ ↑ CaCO ₃ ↓	Обмена и разлож.
			Ba ₃ (PO ₄) ₂ ↓ белый крист.	PO ₄ ³⁻	MgCl ₂ + NH ₄ Cl	MgNH ₄ PO ₄ ↓ белый крист.	Обмена
			Ba ₃ (AsO ₃) ₂ ↓ белый крист.	AsO ₃ ³⁻	J ₂ + H ₂ O	AsO ₄ ³⁻ + HJ	ОВР
			Ba ₃ (AsO ₄) ₂ ↓ белый крист.	AsO ₄ ³⁻	KJ + HCl (крахмал)	AsO ₃ ³⁻ + J ₂ синее окрашив.	ОВР
2	Соли серебра нерастворимы в воде и HNO ₃	AgNO ₃ (HNO ₃)	AgCl ↓ белый творожистый	Cl ⁻	AgNO ₃ NH ₄ OH HNO ₃	AgCl ↓ [Ag(NH ₃) ₂] Cl AgCl ↓	Обмена Образ. к.с. Разруш. к.с.
			AgBr ↓ светло-желтый	Br ⁻	Cl ₂ (бензол)	Br ₂ оранж. «кольцо»	ОВР
			AgJ ↓ желтый	I ⁻	Pb(NO ₃) ₂	PbJ ₂ ↓ желтый	Обмена
			Ag ₂ S ↓ черный	S ²⁻	CdCO ₃ (к)	CdS ↓ желтый	Обмена
3	Соли бария и серебра растворимы в воде	Нет	Нет	NO ₃ ⁻	H ₂ SO ₄ (конц.) Cu	HNO ₃ (конц.) NO ₂ ↑ (бурый)	Обмена ОВР
		Нет	Нет	NO ₂ ⁻	KJ + H ₂ SO ₄	NO ↑ + J ₂ ↓ темно-серый	ОВР
		Нет	Нет	CH ₃ COO ⁻	H ₂ SO ₄ (нагревание)	CH ₃ COOH ↑ запах уксуса	Обмена

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

Список основной литературы

1. Иванов В.Г. Неорганическая химия. Краткий курс / В.Г. Иванов, О.Н. Гева – М.:КУРС. Инфра-М-2019.- 256 с. (ЭБС Инфра-М)
2. Аналитическая химия: Учебник/ Мовчан Н.И., Романова Р.Г., Горбунова Т.С. др. – М.:НИЦ ИНФРА-М, 2018. – 394с. – (Высшее образование: Бакалавриат) (ЭБС Инфра-М)

Список дополнительной литературы

1. Мартынова Т. В. Неорганическая химия. Учебник / Т.В. Мартынова, И.И. Супоницкая, Ю.С. Агеева. — Москва: ИНФРА-М, 2017. — 336 с. + Доп. материалы [Электронный ресурс]; Режим доступа: <https://znanium.com>
2. Микрюкова, Е. Ю. Электронное учебное пособие по неорганической и аналитической химии : учебное пособие / Е. Ю. Микрюкова, Т. Н. Шигабиев, Т. Р. Щитковская. — Казань : КГАУ, 2018. — 145 с. — Текст : электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/144267>

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение	4
Контрольная работа №1	5
Контрольная работа №2	22
Приложения	33
Библиографический список	38

Составители: Васильцова Ирина Васильевна
Бокова Татьяна Ивановна

Неорганическая и аналитическая химия

Задания к
контрольным работам