

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ

РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ «САРАТОВ-
СКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

ИМЕНИ Н.Г.ЧЕРНЫШЕВСКОГО»

Институт химии

Авторы-составители:

Варламова Т.М., Акмаева Т.А.

**Контрольные тематические материалы самостоятельной
подготовки студентов 1 курса направление 240100 «Химическая
технология»**

Профиль подготовки

**Химическая технология природных энергоносителей
и углеродных материалов**

Учебно-методическое пособие

Саратов - 2015

ПРЕДИСЛОВИЕ

Учебно-методическое пособие «Контрольные тематические материалы самостоятельной подготовки студентов 1 курса направление 240100 Химическая технология» посвящено систематизации и углублению знаний студентов по дисциплине «Общая и неорганическая химия». Пособие содержит теоретические вопросы, тестовые задания и практические задачи, которые способствуют усвоению материала по общей химии и химии элементов.

Предложенные вопросы, задачи и тесты сгруппированы в тематические блоки; к каждому блоку приложено контрольное задание по изучаемым темам. Выполнение контрольных заданий по тематическим блокам поможет студентам более грамотно и осознано подготовиться к итоговому тестированию знаний по общей и неорганической химии.

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Задание 1. Ответьте на вопросы, предложенные в тестах:

Вариант № 1

1. Какие оксиды при н.у. являются твердыми:

- 1) SiO_2 2) SO_2 3) NO_2 4) FeO

2. Какие оксиды, формулы которых приведены ниже, являются безразличными(несолеобразующими):

- 1) CO 2) N_2O 3) CO_2 4) N_2O_5

3. Все из оксидов какого ряда, формулы которых приведены ниже, взаимодействуют с серной кислотой:

- 1) MgO ; K_2O ; N_2O 2) MgO ; CuO ; ZnO
3) NO ; FeO ; CuO 4) SiO_2 ; CO_2 ; Fe_2O_3

4. Укажите вещества, при разложении которых образуются кислотный и основной оксиды:

- 1) CaCO_3 2) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ 3) $\text{Al}(\text{OH})_3$ 4) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

5. Какие схемы реакций подтверждают кислотный характер оксида кремния (4):

- 1) $\text{SiO}_2 + \text{Mg} \rightarrow$ 2) $\text{SiO}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$
3) $\text{SiO}_2 + \text{BaO} \rightarrow$ 4) $\text{SiO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$

Вариант № 2

1. Какие из кислот, формулы которых приведены ниже, можно получить непосредственным растворением соответствующих оксидов в воде:

- 1) H_3PO_4 2) H_2SiO_3 3) HPO_3 4) H_2SO_4

2. С какими веществами реагирует соляная кислота:

- 1) серебро 2) карбонат кальция
3) нитрат серебра 4) сульфат магния

3. В каких рядах сила кислот слева направо возрастает:

- 1) плавиковая кислота, соляная, иодоводородная;
2) кремниевая, сернистая, угольная;

- 3) хлорная, сероводородная, серная;
 4) серная, ортофосфорная, азотная.
4. С какими веществами реагирует ортофосфорная кислота:

- 1) сульфид натрия 2) силикат натрия
 3) карбонат натрия 4) ортофосфат калия

5. Укажите формулы кислот, которым отвечает один и тот же оксид:

- 1) H_2S 2) H_2SO_3 3) H_2SO_4 4) $H_2S_2O_7$

Вариант № 3

1. Укажите формулы соединений, которые образуются при растворении соответствующих оксидов в воде:

- 1) $Al(OH)_3$ 2) $Mn(OH)_2$ 3) $Ba(OH)_2$ 4) KOH

2. Укажите формулы термически неустойчивых соединений:

- 1) $Fe(OH)_3$ 2) $NaOH$ 3) $Ca(OH)_2$ 4) $RbOH$

3. В каком ряду гидроксидов указаны только амфотерные:

- 1) $Mn(OH)_2$; $Fe(OH)_3$; KOH 2) $Be(OH)_2$; $Al(OH)_3$; $Zn(OH)_2$
 3) $Fe(OH)_2$; $Ca(OH)_2$; $Pb(OH)_2$ 4) $Al(OH)_3$; $Mg(OH)_2$; $Ba(OH)_2$

4. Какая схема реакции отражает процесс получения нерастворимого в воде основания:

- 1) $Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow$ 2) $ZnO + NaOH \rightarrow$
 3) $CuCl_2 + KOH \rightarrow$ 4) $Cr(OH)_3 + NaOH \rightarrow$

5. Гидроксид кальция в растворе реагирует по отдельности с веществами:

- 1) CO_2 ; $Ca(HCO_3)_2$; HCl 2) $Zn(OH)_2$; $Fe(OH)_2$; SO_2
 3) KOH ; $Al(OH)_3$; SO_2 4) P_2O_5 ; Fe_2O_3 ; $Mn(OH)_2$

Вариант № 4

1. Получение кислой соли возможно по реакции:

- 1) $CO_2 + H_2O + Na_2O \rightarrow$ 2) $HNO_3 + CaO \rightarrow$
 3) $Al(OH)_3 + HI \rightarrow$ 4) $NO_2 + H_2O + MgO \rightarrow$

2. Укажите название кислоты, которая может образовывать кислые соли:

- 1) азотная 2) уксусная 3) угольная 4) хлороводородная

3. В уравнении реакции $Al_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow$ средняя соль + ...

коэффициент перед формулой кислоты равен:

- 1) 2 2) 3 3) 1 4) 6

4. Из раствора хлорида бария выпадает осадок при добавлении:

- 1) NaHSO_4 2) KCl 3) HCOONa 4) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$

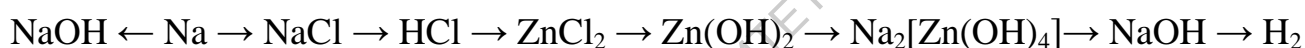
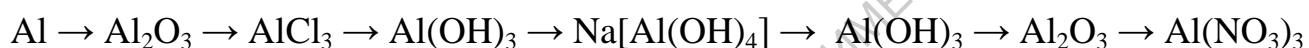
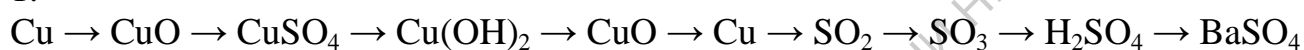
5. Гидросульфат натрия взаимодействует по отдельности с веществами ряда:

- 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; MgO ; Mg 2) H_3PO_4 ; NaOH ; SiO_2
3) NaOH ; H_2SO_4 ; CO_2 4) BaCl_2 ; SO_2 ; HI

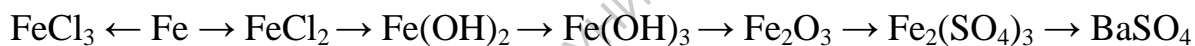
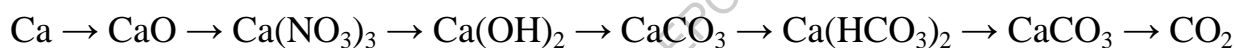
Генетическая связь между классами неорганических соединений

Задание 2. Осуществите цепочки превращений:

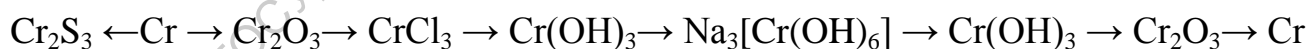
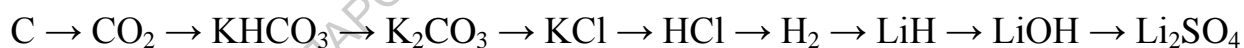
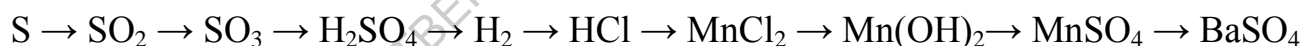
1.



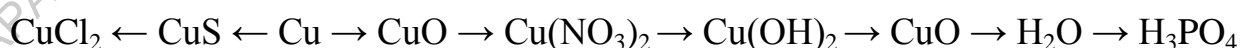
2.



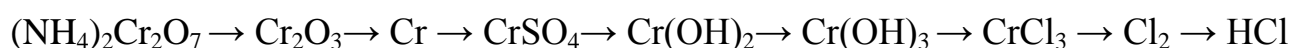
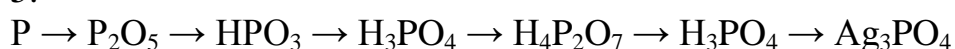
3.



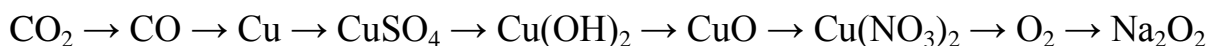
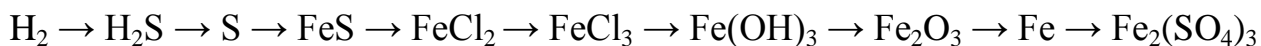
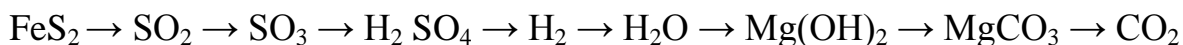
4.



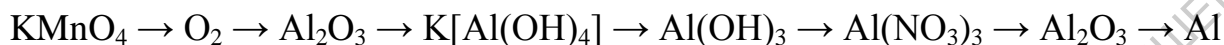
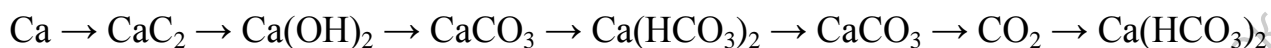
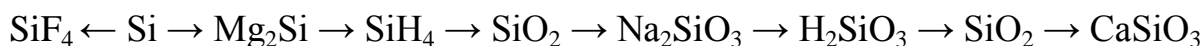
5.



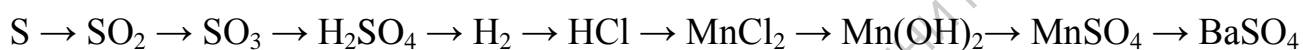
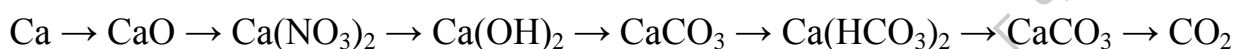
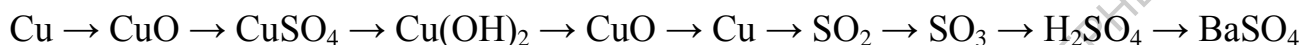
6.



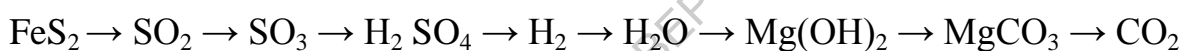
7.



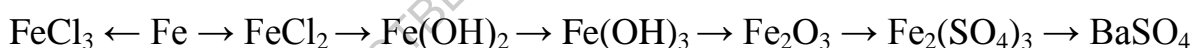
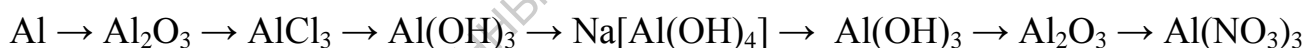
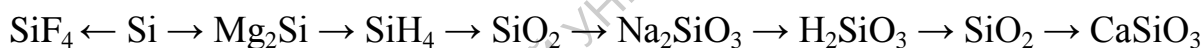
8.



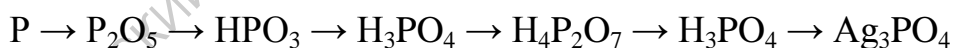
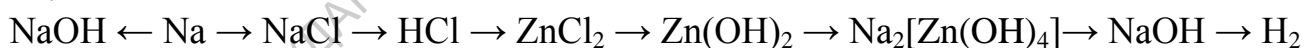
9.



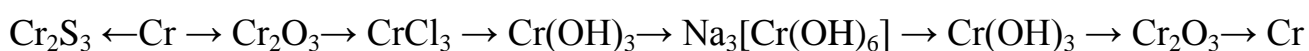
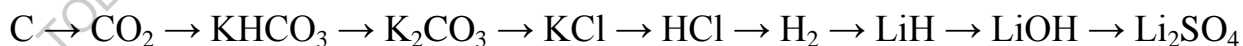
10.



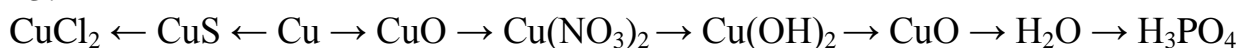
11.



12.



13.



$\text{Ca} \rightarrow \text{CaC}_2 \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2$
14.

$\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{K[Al(OH)}_4] \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}$

$\text{NaOH} \leftarrow \text{Na} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4] \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2$

$\text{NH}_3 \leftarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}$

Задание 3. Решите предлагаемые варианты задач:

1. При обработке 50 г смеси серебра, алюминия и оксида магния избытком концентрированной азотной кислоты образовалось 4.48 л газа (н.у.). При взаимодействии такой же навески исходной смеси с избытком раствора гидроксида натрия выделилось 6.72 л газа (н.у.). Рассчитайте массовые доли компонентов в исходной смеси.

2. При пропускании избытка сероводорода через 33.75 г раствора хлорида меди (II) образовалось 2.4 г осадка. Вычислите массовую долю (%) хлорида меди в исходном растворе.

3. Определите массу оксида меди (II), которая восстанавливается водородом, выделившимся при взаимодействии алюминия со 140 мл раствора с массовой долей гидроксида натрия 40 % ($\rho = 1.43$ г/мл).

4. При взаимодействии хлороводородной кислоты со смесью магния и карбоната магния выделилось 11.2 л газа (н.у.). После сжигания газа и конденсации водяных паров объем уменьшился на 4.48 л. Определите массовые доли магния и карбоната магния в смеси.

5. 50.4 г гидрокарбоната натрия подвергли термической обработке. После охлаждения и конденсации паров воды газообразный продукт был пропущен через раствор, содержащий 16.8 г гидроксида калия. Каков состав образующейся соли и какова ее масса?

6. 32.15 г сплава цинка и металла (II), стоящего в электрохимическом ряду напряжений после водорода, обработали раствором разбавленной серной кислоты. Объем выделившегося газа составил 4.48 л (н.у.). К нерастворившемуся осадку добавили концентрированную серную кислоту до полного его растворения. При этом выделилось 6.72 л газа (н.у.). Определите металл, входящий в состав сплава, и его массовую долю в этом сплаве.

7. При взаимодействии 6.4 г неизвестного металла с концентрированным раствором кислоты образовалась соль двухвалентного металла и выделилось 4.48 л газа (н.у.), содержащего 30.43 % азота и 69.57 % кислорода. Плотность газа по водороду равна 23. Назовите неизвестный металл.

8. Рассчитайте массовую долю (%) перманганата калия в техническом препарате, если при действии на 25 г этого препарата раствором хлороводородной кислоты образовались хлорид марганца (II), и такое количество хлора, которое способно вытеснить весь иод из раствора, содержащего 83 г иодида калия.

9. На растворение смеси цинка и оксида цинка израсходовано 132.8 мл 20% раствора соляной кислоты плотностью 1.1 г/мл. Выделившийся газ после сжигания образовал 3.6 г воды. Определите мас. % металла в смеси.

10. Соли, образовавшиеся при взаимодействии 18 г смеси железа и меди с газообразным хлором, обработали избытком раствора щелочи. Осадок отделили, прокалили и получили 12 г черного порошка. Определите массовый состав (%) металлов в исходной смеси.

11. Сульфат бария, содержащий примесь карбоната бария, обработали раствором хлороводородной кислоты. При этом получили 60.6 г нерастворившегося осадка и выделился газ, который при взаимодействии с гидроксидом кальция образовал 16.2 г гидрокарбоната кальция. Вычислите массовый состав (%) исходной смеси солей.

12. 7.8 г смеси алюминия и оксида неизвестного двухвалентного металла обработали избытком раствора щелочи. При сжигании на воздухе выделившегося газа получили 5.4 г воды. Для растворения оставшегося после обработки смеси раствором щелочи твердого вещества потребовалось 5.04 мл 36.5 % раствора соляной кислоты плотностью, равной 1.19 г/мл. Определите неизвестный металл в исходной смеси.

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Задание 1. Ответьте на вопросы, предложенные в тесте:

1. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при увеличении температуры на 50°C, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2?

- 1) 2 2) 10 3) 8 4) 16 5) 32

2. Во сколько раз возрастает скорость газовой реакции $A + 2B = C$ при увеличении давления в системе в 3 раза?
- 1) 3 2) 9 3) 27 4) 6 5) 54
3. В направлении какой реакции сместится равновесие $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3 + 92599 \text{ кДж}$ при уменьшении давления в системе?
- 1) прямой 2) обратной 3) не изменится
4. При образовании 1 моль газообразного фтористого водорода выделилось 268.16 кДж. Чему равна энтальпия образования ($\Delta H_{\text{обр}}$) фтороводорода из простых веществ?
- 1) -268.16 кДж/моль 2) $+268.16 \text{ кДж/моль}$
3) $+134.08 \text{ кДж/моль}$ 4) $+536.32 \text{ кДж/моль}$
5. При повышении температуры равновесие реакции $A + B \leftrightarrow C$ смещается вправо. Воспользовавшись принципом ЛеШателье, предскажите знак изменения энтальпии в этой реакции?
- 1) $\Delta H < 0$ 2) $\Delta H > 0$ 3) $\Delta H = 0$ 4) не знаю

Задание 2. Ответьте на вопросы:

1. Понятие о первом начале термодинамики. Теплота, работа и изменение энергии при химической реакции. Энтальпия.
2. Превращения энергии при химических реакциях. Основной закон термодинамики – закон Гесса, его значение.
3. Направление химических процессов. Правило Бертра. Понятие об энтропии. Второй закон термодинамики.
4. Направление химических процессов. Свободная энергия Гиббса. Условия самопроизвольного протекания реакций.
5. Зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ. Энергия активации. Активированный комплекс. Тепловой эффект реакции.
6. Влияние концентрации на скорость химической реакции. Закон действия масс. Константа скорости реакции и её физический смысл.
7. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Распределение Максвелла.
8. Катализ. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Действие катализатора на энергетические характеристики технологических процессов.
9. Химическое равновесие. Константа химического равновесия и её физический смысл.
10. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Принцип ЛеШателье. Привести примеры.

РАСТВОРЫ

Задание 1. Ответьте на вопросы, предложенные в тесте:

- Какие вещества хорошо растворимы в бензоле?
1) C_6H_{14} 2) K_2SO_4 3) HNO_3 4) Br_2
- Степень диссоциации уксусной кислоты в ее водном растворе можно повысить:
1) при добавлении в раствор кислоты;
2) при добавлении в раствор воды;
3) при повышении температуры раствора;
4) при добавлении в раствор щелочи.
- pH раствора гидроксида калия равно 11. Какова концентрация щелочи в растворе?
1) $1 \cdot 10^{-3}$ 2) $1 \cdot 10^{-11}$ 3) $1 \cdot 10^3$ 4) $1 \cdot 10^{11}$
- Определите массовую долю (%) азотной кислоты в растворе, полученном при сливании 0,2л 18%-ого раствора с плотностью, равной 1,1 г/мл, и 180 г 45%-ого раствора:
1) 23 2) 28 3) 30 4) 31,5
- Какая соль гидролизуеться по аниону:
1) $Ba(NO_3)_3$ 2) CH_3COONa 3) CH_3COONH_4 4) NH_4NO_3

Задание 2. Ответьте на предложенные вопросы:

- Известно, что растворение – физико-химический процесс. Укажите признаки, которые свидетельствуют о химической точке зрения процесса растворения.
- Растворимость твердых веществ в жидкостях. О чем свидетельствует выделение энергии при растворении.
- Что называется электролитами? Понятие об электролитической диссоциации. Примеры.
- Определите температуру начала кристаллизации воды из раствора, содержащего 20 г сахара и 400 г воды.
- Составьте уравнение реакции гидролиза сульфида калия. Укажите реакцию среды в растворе соли.
- Что называется растворимостью веществ? Способы выражения концентрации растворов.
- Закон Рауля и его следствия.
- Что называется степенью электролитической диссоциации. Какие факторы влияют на ее значение?
- Какое количество растворенного вещества содержится в 200г раствора хлорида натрия с массовой долей соли, равной 10%?
- Составьте уравнение реакции гидролиза ацетата натрия. Укажите реакцию среды в растворе соли.

11. Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри.
12. Что называется константой электролитической диссоциации? Какие факторы влияют на ее значение?
13. Явление осмоса. Закон Вант-Гоффа.
14. pH раствора гидроксида калия равно 11. Какова концентрация щелочи в растворе?
15. Напишите молекулярное, полное и краткое ионные уравнения реакции взаимодействия карбоната натрия с соляной кислотой.
16. Растворимость жидкости в жидкостях. Зависимость растворимости от температуры.
17. Что называется гидролизом соли? Какие факторы влияют на смещение гидролитического равновесия? Приведите примеры.
18. Рассчитайте мольную долю вещества в водном растворе сульфата меди (II) с массовой долей CuSO_4 , равной 30%.
19. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.
20. Составьте ступенчатые и суммарное уравнения диссоциации гидроксида бария.
21. Что называется истинными растворами? Дайте понятие ненасыщенных, насыщенных и пересыщенных растворов.
22. Обратимый гидролиз солей, образованных разными по силе электролита кислотами и основаниями.
23. Определите концентрацию кислоты в растворе, если значение pOH раствора равно 10.
24. Рассчитайте моляльность вещества в растворе, полученном при растворении 0,56г гидроксида калия в 50г воды.
25. Составьте ступенчатые и суммарное уравнения диссоциации фосфорной кислоты.

Контрольные варианты коллоквиума по темам:

«Энергетика химических процессов. Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Растворы»

Вариант №1

1. Понятие о первом начале термодинамики. Теплота, работа и изменение энергии при химической реакции. Энтальпия.
2. Способы выражения концентраций растворов. Примеры.
3. Рассчитайте молярную концентрацию 31.5% - ого раствора азотной кислоты ($\rho = 1.19 \text{ г/мл}$). Какой объем раствора кислоты потребуется для поглощения 83.3л аммиака?

4. Произведение растворимости хромата бария равно $2.3 \cdot 10^{-10}$. Какова растворимость этой соли в г/л?
5. В сосуд помещено 0.5М водорода и 0.5М азота. К моменту равновесия образовалось 0.02М аммиака. Вычислите $K_{РАВН.}$ процесса: $3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3$.
6. Определите pH 0.001М раствора гидроксида аммония ($\alpha = 10\%$).

Вариант №2

1. Превращения энергии при химических реакциях. Основной закон термодинамики – закон Гесса, его значение.
2. Явление осмоса. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
3. Какой объем воды необходимо добавить к 100 мл раствора серной кислоты с $\omega(H_2SO_4) = 20\%$ и $\rho = 1.14$ г/мл, чтобы получить 5% раствор этой кислоты?
4. Определите величину изотонического коэффициента, если известно, что децимоляльный раствор уксусной кислоты замерзает при $-0.19^\circ C$.
5. Как изменится скорость прямой реакции $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$, если объем газовой смеси уменьшить в 2 раза?
6. pH раствора гидроксида калия равно 11. Какова концентрация щелочи в растворе?

Вариант №3

1. Направление химических процессов. Правило Бертелло. Понятие об энтропии. Второй закон термодинамики.
2. Понижение давления пара над раствором. Закон Рауля и его следствия.
3. К 30 мл раствора азотной кислоты с $\omega(HNO_3) = 65\%$ и $\rho = 1.4$ г/мл прилили 158 мл воды. Рассчитайте молярную концентрацию этого раствора, если его плотность равна 1.08 г/мл.
4. Определите температуру начала кристаллизации воды из раствора, содержащего 20 г сахара и 400 г воды.
5. После смешения газов А и В в системе $A + B \leftrightarrow C + D$ устанавливается равновесие при следующих концентрациях: $[B] = 0.05$ моль/л; $[C] = 0.02$ моль/л. $K_{РАВН.}$ реакции равна $4 \cdot 10^{-2}$. Рассчитайте исходные концентрации А и В.
6. Вычислите pH 0.01М раствора кислоты, если её $K_{ДИС.}$ равна $1 \cdot 10^{-8}$.

Вариант №4

1. Направление химических процессов. Свободная энергия Гиббса. Условия самопроизвольного протекания реакций.
2. Теория электролитической диссоциации, её основные положения и механизм. Привести примеры диссоциации кислот, оснований и солей.
3. Определите осмотическое давление 0.5 М раствора глюкозы при $25^\circ C$.
4. Рассчитайте равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции: $H_2 + Cl_2 = 2HCl$, если известны исходные концентрации $[H_2]_{ИСХ.} = 0.6$ моль/л и $[Cl_2]_{ИСХ.} = 1.1$ моль/л, а $K_{РАВН.} = 3$.

5. Фторид бария имеет растворимость в воде, равную 1.25 г/л. Определите ПР этой соли.
6. Вычислите РН 0.1М раствора нитрата аммония, если известно, что $K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 1.8 \cdot 10^{-5}$.

Вариант №5

1. Зависимость скорости химических реакций от природы реагирующих веществ. Понятие об энергии активации. Активированный комплекс. Уравнение Аррениуса.
2. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.
3. Рассчитайте объем воды, который следует прилить к 60 мл раствора гидроксида калия с $\omega(\text{KOH}) = 40\%$ и $\rho = 1.4$ г/мл, чтобы получить 15% - ный раствор. Какова молярная доля KOH в новом растворе?
4. Определите растворимость фторида кальция в воде (моль/л и г/л), если известно, что произведение растворимости этой соли равно $4 \cdot 10^{-11}$.
5. При 150°C некоторая реакция заканчивается за 16 мин. Принимая температурный коэффициент скорости, равным 2.5, рассчитайте через какое время закончится эта реакция, если её проводить при 200°C ?
6. Какова концентрация ионов водорода в 0.1М растворе фтороводородной кислоты ($\alpha = 15\%$)?

Вариант №6

1. Влияние концентрации на скорость химической реакции. Закон действия масс.
2. Обратимый гидролиз в разбавленных растворах солей. Привести примеры.
3. Рассчитайте массовую долю безводного сульфата меди в растворе, полученном при растворении 50 г медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ в 450 г воды?
4. Какое минимальное количество углерода потребуется для получения 1т железа в процессе восстановления Fe_3O_4 , если потери тепла составляют 10%.
 $\Delta H^0(\text{CO}_2) = -393.51$ кДж/моль, $\Delta H^0(\text{Fe}_3\text{O}_4) = -1117.13$ кДж/моль.
5. В насыщенном растворе хромата серебра концентрация хромат-ионов равна $1 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Рассчитайте ПР этой соли.
6. Определите РН 0.005М раствора уксусной кислоты, если известно, что $\alpha = 10\%$.

Вариант №7

1. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Распределение Максвелла.
2. Понятие степени гидролиза. Факторы, влияющие на степень гидролиза (природа соли, разбавление раствора и температура).
3. Плотность раствора азотной кислоты с $\omega(\text{HNO}_3) = 40\%$ равна 1.25 г/мл. Рассчитайте молярность и моляльность этого раствора.
4. 0.1М раствор сульфата натрия ($\rho = 1.01$ г/мл) замерзает при -0.4°C . Определите кажущуюся степень диссоциации этой соли.

5. При увеличении температуры на 20°C на завершение реакции потребовалось 4 часа вместо 16. Определите значение температурного коэффициента скорости реакции.
6. Какова степень гидролиза 0.1M раствора ацетата калия, если известно, что $K_{\text{д}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1.8 \cdot 10^{-5}$, и pH этого раствора.

Вариант №8

1. Химическое равновесие. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Привести примеры.
2. Произведение растворимости. Привести примеры для малорастворимых электролитов. Условие выпадения осадка.
3. Плотность раствора гидроксида калия с $\omega(\text{KOH}) = 26\%$ равна 1.24г/мл . Сколько моль KOH содержится в 5л этого раствора?
4. Рассчитайте осмотическое давление при 27°C для раствора, в 2л которого содержится 90 г глюкозы.
5. Исходные концентрации азота и водорода равны соответственно $[\text{N}_2] = 0.8$ моль/л и $[\text{H}_2] = 1.8$ моль/л. Как изменится скорость реакции синтеза аммиака, если $[\text{H}_2]$ уменьшится на 20%?
6. Определите pH 0.001M раствора гидроксида аммония ($\alpha = 10\%$).

СТРОЕНИЕ АТОМА

Задание 1. Ответьте на вопросы, предложенные в тесте:

1. Элемент водород имеет три изотопа. Сколько различных по изотопному составу молекул водорода образуют эти изотопы?
1) 1 2) 3 3) 6 4) 9
2. Среди приведенных электронных конфигураций укажите невозможные:
1) $1p^1$ 2) $2d^4$ 3) $1s^2$ 4) $3f^3$
3. Число протонов в атоме элемента со строением валентных подуровней $3d^6 4s^2$ равно:
1) 8 2) 32 3) 26 4) 30
4. Отметьте символы только d-элементов:
1) Ca; Mn; Co 2) Sc; Ag; Cu
3) Cl; Te; Ti 4) Au; Ce; Po
5. В каком ряду элементов, химические знаки которых приведены ниже, неметаллические свойства слева направо увеличиваются?
1) O; Po; S; Te; Se 2) O; Se; S; Po; Te
3) Po; Te; Se; S; O 4) O; S; Se; Te; Po

Задание 2. Ответьте на вопросы:

1. Определите число нейтронов в ядре атома изотопа урана ^{235}U .
2. Каким значением главного квантового числа характеризуется энергетический уровень, если он расщеплен на 4 подуровня? Напишите обозначения данных подуровней.
3. Составьте электронную и электронно-графическую формулы атомов элементов с порядковыми номерами 15 и 29.
4. Определите число энергетических уровней и электронов для атома с электронной формулой $5s^25p^6$?
5. Напишите общую электронную формулу внешнего энергетического уровня для элементов VI группы главной подгруппы.
6. В чем состоит сходство и отличие элементов, находящихся в одной группе, но в разных подгруппах? Ответ поясните на примере атомов серы и хрома.
7. Составьте электронную формулу иона Al^{3+} . Какому атому изоэлектронен данный ион?
8. Какую информацию о месте элемента в периодической системе и его свойствах можно получить, зная порядковый номер элемента? Покажите это на примере элементов с порядковыми номерами 11 и 17.
9. В атомах каких элементов (приведите два примера) осуществляется так называемый «провал» электрона? Объясните причину этого эффекта.
10. Какое место в периодической системе занимают два элемента, один из которых характеризуется наибольшим значением ионизационного потенциала и электроотрицательности, а другой – наименьшим значением этих величин?
11. В какой части периодической системы находятся элементы с наибольшим значением электроотрицательности? Назовите их.
12. Какой из двух элементов является наиболее активным металлом Mg или Ba?
13. Определите порядковый номер элемента $^{41}\text{Э}$, если в его ядре находится 20 нейтронов.
14. Чему равна емкость энергетических уровней, для которых $n = 3$, $n = 4$?
15. Напишите электронные и электронно-графические формулы атомов кальция и кобальта в основном состоянии
16. Определите число энергетических уровней и число электронов для атома с сокращенной электронной формулой $\dots 4s^24p^2$?
17. Что общего в основном электронном состоянии элементов VII группы.
18. Какой заряд должен быть у атома фосфора, чтобы данный атом был изоэлектронным иону Cl^- ?
19. Объясните, почему элементы марганец и хлор находятся в одной группе периодической системы, но в разных подгруппах?
20. Какую информацию о месте элемента в периодической системе и его

свойствах можно получить, зная порядковый номер элемента?

Покажите это на примере элементов с порядковыми номерами 26 и 16.

21. Из двух элементов один образует ион Э^{2-} , а другой Э^{2+} . Оба иона имеют одинаковую электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6$. Определите период, группу, подгруппу и порядковый номер каждого элемента.

22. Как изменяются значения радиусов атомов и энергии ионизации по периодам и главным подгруппам?

23. Составьте ряд металлов в порядке возрастания их химической активности, исходя из предложенных элементов: Ba, Cu, Be, Al.

24. Какой из элементов имеет наибольшее сродство к электрону хлор или иод.

25. Ядро атома некоторого изотопа содержит 16 нейтронов, а электронная оболочка – 15 электронов. Определите массовое число изотопа.

26. С помощью квантовых чисел рассчитайте число d-орбиталей третьего энергетического уровня.

27. Составьте электронную формулу атома хлора в основном состоянии и электронно-графические формулы для возможных возбужденных состояний данного атома.

28. Что общего в основном электронном состоянии элементов I группы главной подгруппы периодической системы.

29. Определите порядковый номер и положение в периодической системе элемента, который имеет сокращенную электронную конфигурацию атома $\dots 3s^2 p^4$.

30. Что общего у элементов, находящихся в одном периоде?

31. Напишите электронную формулу иона Na^+ и определите, какому двухзарядному аниону изoeлектронен ион натрия.

32. Какую информацию о месте элемента в периодической системе и его свойствах можно получить, зная порядковый номер элемента? Покажите это на примере элементов с порядковыми номерами 9 и 12.

33. Объясните причины различных значений энергии ионизации для атомов лития и калия.

34. Какой из элементов имеет наибольшее сродство к электрону алюминий или хлор. Ответ поясните.

35. Атом элемента имеет электронную формулу $\dots 3d^5 4s^1$. Определите место элемента в периодической системе; составьте электронные формулы для ионов Э^{2+} и Э^{3+} .

36. Азот и висмут находятся в периодической системе в V группе, главной подгруппе. Однако первый из этих элементов относится к неметаллам, а второй – к металлам. Объясните почему?

37. Массовое число изотопа некоторого элемента равно 130, а в электронной оболочке находится 54 электрона. Определите число протонов и нейтронов в ядре атома.

38. Какая атомная орбиталь характеризуется следующим набором квантовых чисел $n = 3; l = 0; m_l = 0$?

39. Составьте электронные формулы атома элемента с порядковым номером 26 в основном и возбужденном состояниях.

40. Определите заряд атома элемента с сокращенной электронной конфигурацией $\dots 3d^3 4s^2$. Укажите место элемента в периодической системе.

41. Рассчитайте суммарное число электронов на s-орбиталях в атоме магния для основного состояния.

42. Составьте электронную формулу иона Ca^{2+} и укажите какому однозарядному катиону изоэлектронен ион кальция.

43. Что называется группой периодической системы? Почему в одной группе различают две подгруппы?

44. Какую информацию о месте элемента в периодической системе и его свойствах можно получить, зная порядковый номер элемента? Покажите это на примере элементов с порядковыми номерами 13 и 17.

45. Атом элемента в основном состоянии имеет сокращенную формулу $\dots 4s^2 3d^6$. Определите период, группу, подгруппу, порядковый номер элемента и напишите электронную формулу для частиц Э^{2+} и Э^{3+} .

46. В какой части периодической системы находятся элементы с наибольшим значением электроотрицательности. Назовите их.

47. Какой из двух элементов является наиболее активным неметаллом сера или хлор?

48. Как изменяются значения электроотрицательности элементов главных подгрупп по периодам и в пределах одной группы? Назовите два элемента в третьем периоде, резко отличающиеся по своим свойствам.

49. Массовое число изотопа некоторого элемента равно 41, а в электронной оболочке находятся 20 электронов. Определите число протонов и нейтронов в ядре атома.

50. С помощью квантовых чисел рассчитайте число орбиталей 4f-подуровня.

51. Перечислите порядок возрастания по энергии следующих орбиталей произвольного атома 1s 2s 3s 2p 3p.

52. Определите число энергетических уровней и число электронов для атома с сокращенной электронной формулой $\dots 4s^2 3d^2$?

53. Рассчитайте число полностью заполненных энергетических подуровней в атоме, содержащем 25 электронов.

54. Составьте электронную формулу иона Cu^{2+} . Какой атом изоэлектронен данному иону?

55. Что общего у элементов, стоящих в одной подгруппе? В чем сходство и отличие атомов элементов, расположенных в разных подгруппах одной группы? Ответ поясните на примере элементов II группы.

56. Какую информацию о месте элемента в периодической системе и его свойствах можно сделать, зная порядковый номер элемента? Покажите это на примере элементов с порядковыми номерами 9 и 16.

57. Из двух элементов один образует ион Э^{3+} , а другой - Э^{3-} . Оба иона имеют одинаковую электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Определите период, группу, подгруппу и порядковый номер каждого элемента.

58. Как изменяются значения электроотрицательности элементов главных подгрупп по периодам и в пределах одной группы? Назовите два элемента, резко отличающиеся по свойствам: 1) одного и того же периода; 2) одной и той же группы.

59. Фосфор и висмут находятся в периодической системе в одной подгруппе. Однако первый из этих элементов относится к неметаллам, а второй - к металлам. Ответ поясните.

60. Какой из двух элементов является наиболее активным металлом Be или Ba?

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Задание 1. Ответьте на вопросы, предложенные в тесте:

1. С каким атомом-партнером энергия водородной связи имеет наибольшее значение?

- 1) H...Cl 2) H...N 3) H...O 4) H...F

2. Какая энергетическая диаграмма соответствует молекуле с наибольшей длиной химической связи?

1)	2)	3)
σ_x^*	—	—
$\pi_y^* = \pi_z^*$	— —	— —
$\pi_y = \pi_z$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	\uparrow —
σ_x	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$
σ_s^*	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$
σ_s	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$

3. Как меняется прочность связи слева направо в ряду O_2^+ , O_2 , O_2^- .

- 1) растет 2) не меняется 3) уменьшается

4. Каковы магнитные свойства B_2 ?

1) диа- 2) пара-

5. Чему равен угол между направлением sp^2 -гибридных орбиталей?

1) 180° 2) 120° 3) $109^\circ 28'$ 4) 90°

Задание 2. Ответьте на вопросы:

1. Развитие представлений о химической связи. Зависимость потенциальной энергии системы из двух атомов водорода от расстояния между их ядрами. Расчеты Гейтлера и Лондона.

2. Основные характеристики ковалентной связи: длина связи, энергия связи, кратность, валентные углы. Привести примеры.

3. Современная теория ковалентной связи Льюиса. Основные положения метода валентных связей. Понятие ковалентности. Привести примеры.

4. Механизмы образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный. Рассмотреть образование связи в молекулах водорода, аммиака и в молекулярном ионе аммония.

5. Свойство ковалентной связи: насыщенность. Привести величины насыщенности для элементов I, II, III и IV периодов и указать валентные орбитали, участвующие в образовании связей.

6. Свойство ковалентной связи: направленность. Концепция о гибридизации. sp -, sp^2 -, sp^3 – гибридизация. Представление о геометрии молекул, привести примеры.

7. Свойства ковалентной связи: полярность и поляризуемость. Полярные и неполярные молекулы. Понятие о величинах ОЭО. Дипольный момент молекул.

8. Понятие σ -, π - и δ - связях. Рассмотреть способы образования σ -, π - и δ - связей. Оценить величины энергии связей. Привести примеры молекул.

9. Достоинства и недостатки метода ВС. Метод молекулярных орбиталей. Условия образования молекулярных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие орбитали. Двухатомные гомоядерные молекулы элементов I периода.

10. Двухатомные гомоядерные молекулы элементов II периода. Принцип минимальной энергии для молекул элементов этого периода. Порядок связи. Пара – и диа – магнитные свойства молекул.

11. Ионная связь. Ненасыщаемость и ненаправленность ионной связи.

12. Металлическая и водородная связь.

13. Межмолекулярное взаимодействие. Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсное взаимодействие.

Контрольные варианты коллоквиума по темам:

«Строение атома. Химическая связь»

Вариант 1

1. Принцип минимальной энергии для гомоядерных молекул элементов 2-го периода Li_2 — N_2 . Кратность связи.
2. Изобразите электронную формулу молекулы фтора (ММО).
3. Напишите электронные конфигурации атомов Ag, Sb, Mo, ионов I^- , Na^+ .

Вариант 2

1. Строение молекулы кислорода по МВС и ММО. Парамагнетизм кислорода.
2. Каковы магнитные свойства молекулы углерода?
3. Напишите электронные конфигурации атомов Ga (галлий), W, Iв основном состоянии и атомов Si, B в возбужденном.

Вариант 3

1. Строение молекулы оксида углерода (II) по МВС и ММО. Кратность связи молекулы CO.
2. Какова электронная формула иона CN^- (ММО)? Какой молекуле она изоэлектронна?
3. Напишите электронные конфигурации атомов As, Ca, Hf, ионов Se^{2-} , Al^{3+} .

Вариант 4

1. Привести энергетические диаграммы гомоядерных молекул (ионов) элементов 1-ого периода. Указать кратность связи.
2. Каковы магнитные свойства иона NO^+ ?
3. Напишите электронные конфигурации атомов Co, Rb, I, ионов Cl^- , Mn^{7+} .

Вариант 5

1. Принцип минимальной энергии для гомоядерных молекул элементов 2-го периода O_2 — Ne_2 . Кратность связи.
2. Каковы магнитные свойства молекулы бора?
3. Напишите электронные конфигурации атомов Cu, Ba, Nd, ионов P^{3-} , Si^{4+} .

Вариант 6

1. Написать электронную формулу и энергетическую диаграмму (ММО) для гетероядерной молекулы NO. Какому молекулярному иону она изоэлектронна?
2. Каковы магнитные свойства молекулы оксида углерода (II)?
3. Напишите электронные конфигурации атомов Co, Rb, I, ионов Cl^- , Mn^{7+} .

Вариант 7

1. Привести энергетические диаграммы молекулы (иона) с кратностью связи, равной 2,5.
2. Каковы магнитные свойства иона CN^- ?
3. Напишите электронные конфигурации атомов Sc, Sr, Se, в возбужденном состоянии С иона O^{-2} .

Вариант 8

1. Написать электронную формулу и энергетическую диаграмму (ММО) для гетероядерной молекулы CO. Сравнить со строением молекулы кислорода.
2. Какова электронная формула иона NO^+ ? (ММО)
3. Напишите электронные конфигурации атомов Cu, Au, Ti, иона Fe^{3+} .

Вариант 9

1. Строение молекулы азота по МВС и ММО. Какой гетероядерной молекуле изоэлектронна молекула азота?
2. Каковы магнитные свойства молекулы бора?
3. Напишите электронные конфигурации атомов Ta, Cu, Br, иона K^+ .

Вариант 10

1. Принцип минимальной энергии для гомоядерных молекул элементов 2-го периода $Li - N_2$. Кратность связи.
2. Какова электронная формула иона CN^- (ММО)?
3. Напишите электронные конфигурации атомов Ag, Ba, La, иона Zn^{+2} .

Вариант 11

1. Привести энергетические диаграммы молекул с кратностью связи, равной трем.
2. Какова электронная формула молекулы фтора?
3. Напишите электронные конфигурации атомов Cr, Rb, Ce, иона S^{-2} .

Вариант 12

1. Принцип минимальной энергии для гомоядерных молекул элементов 2-го периода $Li_2 - N_2$. Кратность связи.
2. Изобразите электронную формулу молекулы фтора (ММО).
3. Напишите электронные конфигурации атомов Ag, Sb, Mo, ионов I, Na^+ .

Вариант 13

1. Строение молекулы кислорода по МВС и ММО. Парамагнетизм кислорода.
2. Каковы магнитные свойства молекулы углерода?
3. Напишите электронные конфигурации атомов Ga (галлий), W, I в основном состоянии и атомов Si, B в возбужденном.

Вариант 14

1. Строение молекулы оксида углерода (II) по МВС и ММО. Кратность связи молекулы CO.
2. Какова электронная формула иона CN^- (ММО)? Какой молекуле она изоэлектронна?
3. Напишите электронные конфигурации атомов As, Ca, Hf, ионов Se^{-2} , Al^{3+} .

Вариант 15

1. Привести энергетические диаграммы гомоядерных молекул (ионов) элементов 1-ого периода. Указать кратность связи.
2. Каковы магнитные свойства иона NO^+ ?
3. Напишите электронные конфигурации атомов Co, Rb, I, ионов Cl^- , Mn^{7+} .

Вариант 16

1. Принцип минимальной энергии для гомоядерных молекул элементов 2-го периода O_2 — Ne_2 . Кратность связи.
2. Каковы магнитные свойства молекулы бора?
3. Напишите электронные конфигурации атомов Cu, Ba, Nd, ионов P^{-3} , Si^{+4} .

Вариант 17

1. Напишите электронную формулу и энергетическую диаграмму (ММО) для гетероядерной молекулы NO. Какому молекулярному иону она изоэлектронна?
2. Каковы магнитные свойства молекулы оксида углерода (II)?
3. Напишите электронные конфигурации атомов Co, Rb, I, ионов Cl^- , Mn^{7+} .

Вариант 18

1. Привести энергетические диаграммы молекулы (иона) с кратностью связи, равной 2,5.
2. Каковы магнитные свойства иона CN^- ?
3. Напишите электронные конфигурации атомов Sc, Sr, Se и C в возбужденном состоянии, иона O^{-2} .

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Задание 1. Ответьте на вопросы, предложенные в тесте:

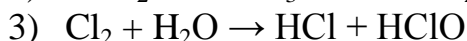
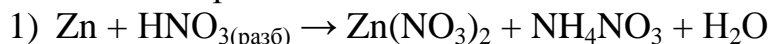
1. Какие вещества проявляют и окислительные, и восстановительные свойства?



2. Будет ли медь растворяться разбавленной серной кислоте?

$$E_0 \text{Cu}^{+2}/\text{Cu}^0 = 0.34\text{В}; E_0 2\text{H}^+/\text{H}_2 = 0,0\text{В}$$

3. Какиереакции относятся к межмолекулярным окислительно-восстановительным реакциям?



4. Сколько молекул серной кислоты выступает в качестве окислителя в данной реакции?



1) 5

2) 1

3) 4

4) 2

5. В уравнении реакции расставьте коэффициенты и подсчитайте их сумму в левой части уравнения:



1) 10

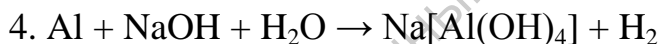
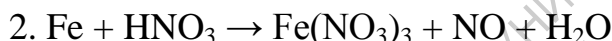
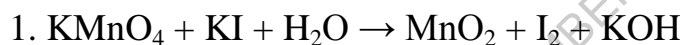
2) 12

3) 15

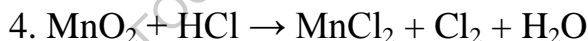
4) 11

Задание 2. Расставьте стехиометрические коэффициенты в предлагаемых уравнениях методом электронного баланса:

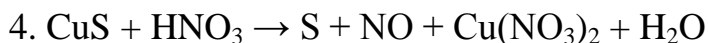
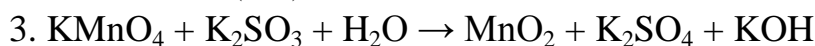
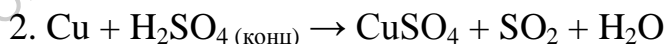
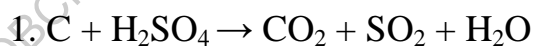
Вариант 1



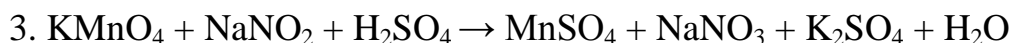
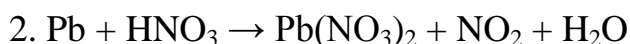
Вариант 2

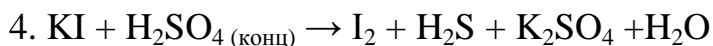


Вариант 3



Вариант 4





Вариант 5

1. $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
3. $\text{KNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{HCl} + \text{CrO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант 6

1. $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$

Вариант 7

1. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант 8

1. $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$
3. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
4. $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{I}_2 + \text{KOH}$

Вариант 9

1. $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{MnCl}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{NaBr} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
4. $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$

Вариант 10

1. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{NO} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$

Вариант 11

1. $\text{Pb} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{NaBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант 12

1. $\text{HCl} + \text{CrO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{KNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$

Вариант 13

1. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
3. $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант 14

1. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант 15

1. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
2. $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$
3. $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{I}_2 + \text{KOH}$

Вариант 16

1. $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
4. $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$

Вариант 17

1. $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$
3. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{NO} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант 18

1. $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{NaBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{Pb} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

ГАЛОГЕНЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Задание 1. Ответьте на вопросы, предложенные в тесте:

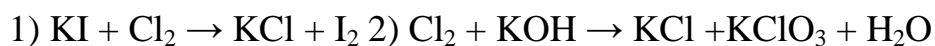
1. Для определения в растворе хлорид-ионов используют:

- 1) BaCl_2 2) AgNO_3 3) KBr 4) H_2SO_4

2. Укажите формулу самой сильной кислоты:

- 1) HClO 2) HF 3) HClO_4 4) HClO_2

3. В каких процессах, схемы которых приведены ниже, атомы хлора являются и окислителями, и восстановителями?



4. Какие вещества следует добавить к хлорной воде, чтобы равновесие реакции $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$ сместилось влево (\leftarrow)?

- 1) NaOH 2) NaCl 3) H_2SO_4 4) AgNO_3

5. Укажите наименьшее общее кратное чисел от данных и принятых электронов для окислительно-восстановительного процесса, протекающего по схеме: $\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

- 1) 20 2) 4 3) 5 4) 10

Задание 2. Ответьте на вопросы:

1. Положение галогенов в периодической системе Д.И. Менделеева. Электронное строение атомов. Свойства атомов галогенов (радиусы, сродство к электрону, потенциал ионизации, электроотрицательность). Рассмотрите степени окисления галогенов и приведите примеры соответствующих соединений.

2. Составьте схемы образования молекул галогенов из атомов по методам ВС и МО. С точки зрения размера радиуса атома рассмотрите изменение поляризуемости, температур плавления и кипения галогенов. 3. Охарактеризуйте прочность связи между атомами в молекуле по ряду $\text{Cl}_2 - \text{Br}_2 - \text{I}_2$. Укажите причины изменения прочности связи. Почему молекула фтора выпадает из общей закономерности?

4. Промышленные и лабораторные методы получения галогенов (фтора, хлора, брома, иода). Приведите примеры соответствующих процессов и уравнений реакций.

5. Нахождение фтора в природе. Получение фтора и его химические свойства. Приведите примеры соответствующих процессов и уравнений реакций.

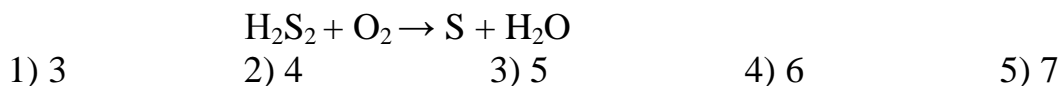
6. Нахождение хлора в природе. Получение хлора и его химические свойства. Приведите примеры соответствующих процессов и уравнений реакций.

7. Нахождение брома и иода в природе. Их получение и химические свойства. Приведите примеры соответствующих процессов и уравнений реакций.
8. Степени окисления галогенов. Сравнение окислительной способности галогенов. Приведите примеры соответствующих уравнений реакций.
9. Соединения галогенов с водородом. Охарактеризуйте прочность химической связи в молекулах галогеноводородов. Физические свойства галогеноводородов.
10. Методы получения галогеноводородов. Их растворимость в воде. Причина аномальных свойств фтороводородной кислоты.
11. Химические свойства галогеноводородов. Сравнительная характеристика их восстановительных свойств.
12. Кислородсодержащие соединения галогенов на примере хлора (оксиды и кислоты). Хлорноватистая кислота и её соли. Пути распада хлорноватистой кислоты.
13. Хлорноватая, хлористая кислоты и их соли. Получение и химические свойства.
14. Хлорная кислота и её соли. Сопоставление кислотных и окислительных свойств кислородных кислот хлора, брома и иода.
15. Химические свойства галогенов (фтора, хлора, брома и иода). Подтвердите соответствующими уравнениями химических реакций

КИСЛОРОД. ОЗОН

Задание 1. Ответьте на вопросы, предложенные в тесте:

1. Какие вещества разлагаются с выделением следовых количеств озона?
1) KMnO_4 2) $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ 3) H_2O_2 4) BaO 5) $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$
2. Рассчитайте массу (г) 1 л кислорода при н.у.
1) 0,143 2) 0,714 3) 1,43 4) 16 5) 32
3. Какие реакции используются для получения кислорода в лаборатории?
1) $\text{KMnO}_4 \rightarrow$ (нагревание) 2) $\text{KClO}_3 \rightarrow$ (нагревание, кат.)
3) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ 4) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
4. Какие степени окисления может проявлять кислород в соединениях?
1) -2 2) -1 3) +1 4) +2 5) +3
5. Рассчитайте коэффициенты и подсчитайте их сумму в правой части уравнения:



Задание 2. Ответьте на вопросы:

1. Положение кислорода в периодической системе Д.И. Менделеева. Энергетическая диаграмма атома кислорода. Валентное состояние и степени окисления. Примеры.

2. Строение молекулы кислорода с точки зрения метода валентных связей и ММО. Аллотропия кислорода. Распространённость и нахождение в природе.

3. Физические свойства кислорода. Получение кислорода в промышленности: низкотемпературная ректификация жидкого воздуха и электролиз 30% раствора гидроксида калия.

4. Получение кислорода в лаборатории. Привести примеры соответствующих уравнений реакций. Получение кислорода в замкнутых помещениях.

5. Химические свойства кислорода. Привести примеры уравнений химических реакций взаимодействия кислорода с простыми и сложными веществами.

6. Озон – аллотропная модификация кислорода. Строение молекулы. Тип гибридизации. Характеристика химической связи в молекуле озона по МВС и ММО.

7. Получение озона в промышленности и лаборатории. Привести уравнения химических реакций.

8. Образование озона в природе. Озоновый слой, его роль для жизни на нашей планете. Сравнительная характеристика физических свойств озона и кислорода.

9. Химические свойства озона. Привести примеры уравнений химических реакций взаимодействия озона с простыми и сложными веществами.

10. Сравнительная характеристика окислительных свойств кислорода и озона. Привести примеры уравнений химических реакций.

11. Получение кислорода и озона в лаборатории. Привести примеры соответствующих уравнений реакций.

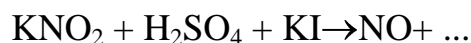
12. Строение молекул кислорода и озона. Дайте сравнительную характеристику их физических свойств.

Контрольные варианты коллоквиума по темам:

«Окислительно-восстановительные реакции. Галогены. Кислород. Озон»

Вариант № 1

1. Степень окисления. Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители. Примеры.
2. Лабораторные и промышленные способы получения хлора.
3. Окислительные свойства озона.
4. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



Вариант № 2

1. Типы окислительно-восстановительных реакций. Примеры.
2. Электронные конфигурации атомов галогенов, степени окисления галогенов. Схемы образования молекул из атомов по методам валентных связей и молекулярных орбиталей.
3. Химические свойства кислорода.
4. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



Вариант № 3

1. Вещества, способные проявлять только окислительные или только восстановительные свойства. Приведите примеры ОВР с их участием.
2. Сравнительная характеристика химических свойств галогенов. Примеры сходства и отличия взаимодействия хлора и фтора с различными веществами.
3. Строение молекул кислорода и озона по методам валентных связей и молекулярных орбиталей. Сравните их физические и химические свойства.
4. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



Вариант № 4

1. Направление протекания ОВР. Уравнение Нернста. Примеры.
2. Получение галогеноводородов. Галогеноводородные кислоты и их соли. Сравнительная характеристика их свойств.
3. Промышленные и лабораторные способы получения кислорода.

4. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



Вариант № 5

1. Влияние pH среды на характер окислительно-восстановительных процессов. Примеры.

2. Получение галогенов в лаборатории. Сравнительная характеристика их окислительных свойств.

3. Промышленные и лабораторные способы получения озона.

4. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



Вариант № 6

1. Окислительно-восстановительная двойственность. Принцип составления ОВР.

2. Лабораторный способ получения иодоводорода. Сравнительная характеристика восстановительных свойств галогеноводородов.

3. Строение кислорода и озона. Сравнительная характеристика их свойств.

4. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



Вариант № 7

1. Степень окисления. Валентность. Изменение этих величин в зависимости от энергии ионизации и сродства к электрону атомов элементов в ПС.

2. Кислородсодержащие кислоты хлора. Их получение, сила кислот, устойчивость и окислительные свойства.

3. Промышленные и лабораторные способы получения кислорода.

4. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



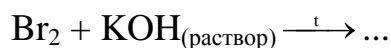
Вариант № 8

1. Окислительно-восстановительные реакции, их типы. Примеры.

2. Сравнительная характеристика кислородсодержащих кислот галогенов. Зависимость окислительных и кислотных свойств кислот от степени окисления и природы галогенов.

3. Получение озона в лаборатории, его окислительные свойства.

4. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



Вариант № 9

1. Направление протекания ОВР. Влияние pH среды на характер окислительно-восстановительных процессов. Примеры.

2. Сравнительная характеристика строения атомов галогенов, их физических и химических свойств.

3. Получение кислорода в лаборатории, его окислительные свойства.

4. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



Вариант № 10

1. Важнейшие окислители и восстановители. Приведите примеры ОВР с их участием.

2. Сравнительная характеристика фторо- и хлороводорода. Получение, физические и химические свойства.

3. Строение молекул кислорода и озона по методам валентных связей и молекулярных орбиталей. Сравните их физические и химические свойства.

4. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



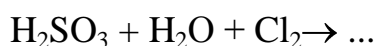
Вариант № 11

1. Окислительно-восстановительная двойственность. Приведите примеры.

2. Сравнительная характеристика галогеноводородных кислот. Рассмотрите их строение, изменение физических и химических свойств.

3. Химические свойства кислорода и озона.

4. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



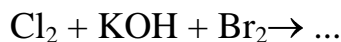
Вариант № 12

1. Метод электронного баланса. Его использование для нахождения коэффициентов в ОВР. Примеры.

2.Строение молекул галогенов, сходство и отличия. Степени окисления и примеры соединений галогенов.

3.Обнаружение кислорода и озона, приведите уравнения соответствующих реакций.

4.Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



СЕРА И ЕЕ СОЕДИНЕНИЯ

Задание 1. Ответьте на вопросы, предложенные в тесте:

1.Какова электронная конфигурация атома серы в основном состоянии?

- 1) $\dots 3s^2 3p^4$ 2) $\dots 3s^1 3p^3 3d^2$ 3) $\dots 3s^2 3p^3 3d^1$

2.Какие соли подвергаются гидролизу в водном растворе?

- 1) K_2SO_4 2) K_2S 3) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 4) Al_2S_3

3.В молекулах каких соединений присутствует пероксидная группа?

- 1) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ 2) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ 3) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 4) H_2SO_5

4.В каких реакциях серная кислота проявляет окислительные свойства за счет серы?

- 1) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$ 2) $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
3) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} \rightarrow$ 4) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

5.Составьте уравнения реакции $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} \rightarrow \text{S} + \dots$

и укажите сумму коэффициентов в правой части уравнения:

- 1) 12 2) 15 3) 18 4) 24

Задание 2. Ответьте на вопросы:

1.Сера, строение атома, возможные степени окисления. Полимерные модификации серы. Химические свойства серы.

2.Сероводород. Способы получения. Сульфиды. Классификация сульфидов по растворимости.

3.Оксид серы (IV). Строение молекулы. Получение в промышленности и лаборатории. Химические свойства.

4.Оксид серы (VI). Строение молекулы. Получение и химические свойства.

5.Тиосерная кислота. Строение молекулы. Получение и химические свойства.

6.Сернистая кислота. Строение молекулы. Получение. Химические свойства. Сульфиты и гидросульфиты. Термическая устойчивость гидросульфитов.

7.Серная кислота. Строение молекул. Получение в промышленности. Химические свойства разбавленной и концентрированной кислоты.

8.Сероводород. Способы получения сульфидов. Восстановительные свойства сероводородной кислоты и ее солей.

9. Химические свойства разбавленной и концентрированной кислоты. Взаимодействие с металлами, неметаллами, органическими веществами.

10. Кислородные соединения серы: сернистая и серная кислоты. Строение молекул. Способы получения. Химические свойства.

11. Окислительно-восстановительная двойственность соединений серы в степени окисления +4. Привести уравнения химических реакций на примере сернистой кислоты и её солей.

12. Тиосерная кислота. Строение молекулы. Получение и химические свойства.

Задание 3. Решите предложенные задачи:

1. При пропускании избытка сероводорода через 33.75 г раствора хлорида меди (II) образовалось 2.4 г осадка. Вычислите масс.долю (в %) хлорида меди в исходном растворе.

2. Вычислите концентрацию серной кислоты, если при полном растворении меди в 78.4 г горячего раствора этой кислоты выделился газ, взаимодействие которого с избытком сероводорода дает 19.2 г серы. Вычислите массу растворившейся меди, считая, что взаимодействие металла с раствором кислоты происходит количественно.

3. Определите концентрацию раствора сульфата железа (II), образовавшегося при растворении 139 г кристаллогидрата состава $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ в 361 г воды.

4. Определите масс.долю сульфата меди в растворе, полученном растворением 100 г кристаллогидрата состава $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ в 400 г воды.

5. Определите объем сернистого газа, который нужно растворить в 1.009 г воды, чтобы получить 2% раствор сернистой кислоты.

6. Найти концентрацию серной кислоты, образующейся при растворении 100 г оксида серы (VI) в 400 г раствора этой кислоты концентрации 42.875 %.

7. Оксид серы (IV) растворили в воде. К полученному раствору прилили бромную воду до исчезновения окраски, а затем добавили избыток раствора хлорида бария. Масса осадка составила 4.66 г. Определите объем оксида серы (IV).

8. Газообразный продукт, полученный при обжиге пирита, пропущен через раствор гидроксида калия. При этом образовалось 0.1М кислой соли. Какая масса пирита была израсходована?

9. При нагревании 11.2 г железа с избытком серы и последующей обработки продукта реакции избытком соляной кислоты выделился газ, который пропустили через раствор сульфата меди с масс.долей соли, равной 10 % и плотностью 1.1 г/мл. Рассчитайте объем раствора сульфата меди, израсходованного на поглощение.

10. При обжиге 39 г сульфида двухвалентного металла израсходовано 13.44 л кислорода (н.у.). Полученный газ окислили в присутствии катализатора и растворили в 368 мл воды. Определите сульфид какого металла был взят и рассчитайте массовую долю кислоты в растворе.

11. 97 г сульфида цинка подвергли обжигу. Полученный газ окислили, а продукты окисления растворили в 120 мл воды. Какой продукт получен в растворе и какова его массовая доля?

12. Газ, выделившийся при нагревании хлорида натрия с концентрированной серной кислотой, прореагировал с перманганатом калия. Сколько граммов хлорида натрия и перманганата калия нужно взять, чтобы выделяющийся газ прореагировал с 11.2 железа?

13. Вычислите массу хлорида натрия и объем 70 %- ного раствора серной кислоты плотностью 1.61 г/мл, которые прореагировали без нагревания, если объем выделившегося газа составил 4.48 л (н.у.).

14. При пропускании избытка сероводорода через 33.75 г раствора хлорида меди (II) образовалось 2.4 г осадка. Вычислите масс.долю (в %) хлорида меди в исходном растворе.

15. Вычислите концентрацию серной кислоты, если при полном растворении меди в 78.4 г горячего раствора этой кислоты выделился газ, взаимодействие которого с избытком сероводорода дает 19.2 г серы. Вычислите массу растворившейся меди, считая, что взаимодействие металла с раствором кислоты происходит количественно.

АЗОТИ ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Задание 1. Ответьте на вопросы, предложенные в тесте:

1. Азот менее реакционноспособен, чем кислород, так как:

- 1) молекула азота имеет меньшую молекулярную массу;
- 2) атомы азота имеют меньший заряд ядра;
- 3) азот не имеет аллотропных модификаций;
- 4) атомы азота в молекуле связаны прочной тройной связью.

2. Укажите формулы соединений, в которых степень окисления азота равна минус три:

- 1) CaN_2 2) $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ 3) NH_2OH 4) NaNO_2

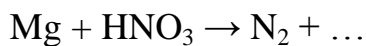
3. Определите схемы реакций, в которых азот – окислитель:

- 1) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$ 2) $\text{N}_2 + \text{Ca} \rightarrow$
3) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow$ 4) $\text{N}_2 + \text{Li} \rightarrow$

4. Укажите уравнения реакций, по которым можно получить аммиак:

- 1) $\text{CaN}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 2) $\text{NH}_4\text{HCO}_3 \rightarrow$
3) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow$ 4) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$

5. Укажите сумму коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме:



1) 28

2) 25

3) 29

4) 30

Задание 2. Ответьте на вопросы:

1. Аммиак. Строение молекулы. Получение в промышленности и лаборатории. Химические свойства аммиака.

2. Оксиды азота. Строение молекул. Общая характеристика. Получение и химические свойства. Привести соответствующие уравнения химических реакций.

3. Азотистая кислота. Строение молекулы. Получение. Нитриты. Окислительно – восстановительная двойственность азотистой кислоты и нитритов. Привести соответствующие уравнения химических реакций.

4. Азотная кислота. Строение молекулы. Получение в промышленности и лаборатории. Привести соответствующие уравнения химических реакций.

5. Окислительные свойства азотной кислоты. Взаимодействие с металлами и неметаллами. Привести соответствующие уравнения химических реакций.

6. Оксиды азота (II) и (IV). Строение молекул. Получение и химические свойства. Привести соответствующие уравнения химических реакций.

7. Азотная и азотистая кислоты. Строение молекул. Получение. Химические свойства. Привести соответствующие уравнения химических реакций.

8. Строение атома азота. Возможные валентные состояния. Рассмотреть степени окисления на примерах соединений азота. Химические свойства азота. Привести уравнения химических реакций.

9. Строение молекулы азотной кислоты. Получение в промышленности. Нитраты. Термолиз нитратов. Привести уравнения химических реакций.

10. Водородные соединения азота: аммиак, гидразин, гидроксилламин. Привести уравнения химических реакций, характеризующие восстановительные, окислительно-восстановительные свойства водородных соединений азота.

УГЛЕРОД И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Задание 1. Ответьте на вопросы, предложенные в тесте:

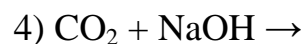
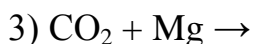
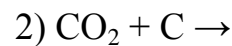
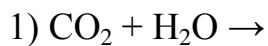
1. В каком соединении валентность атома углерода равна 4, а степень окисления +4?

1) CO_2 2) CaC_2 3) CO 4) CH_4

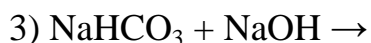
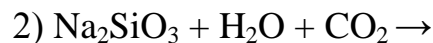
2. Какие вещества можно использовать для полного превращения гидрокарбоната кальция в карбонат?

1) H_2O 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 3) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 4) KOH

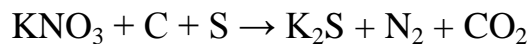
3. Укажите схемы реакций, которые подтверждают кислотные свойства CO_2 :



4. Укажите схемы реакций, продуктом которых может быть средняя соль угольной кислоты:



5. Укажите сумму коэффициентов в уравнении ОВР, отражающем процесс сгорания пороха:



Задание 2. Ответьте на вопросы:

1. Оксид углерода (II). Строение молекулы. Получение в промышленности и лаборатории. Химические свойства. Привести уравнения соответствующих реакций.

2. Строение атома углерода. Возможные валентные состояния и степени окисления. Аллотропия. Химические свойства углерода. Привести уравнения соответствующих реакций.

3. Оксид углерода (IV). Строение молекулы. Получение в промышленности и лаборатории. Химические свойства. Привести уравнения соответствующих реакций.

4. Угольная кислота. Строение молекулы, диссоциация, константа равновесия. Соли: карбонаты и гидрокарбонаты. Получение и свойства средних и кислых солей. Их растворимость в воде.

5. Оксиды углерода (II) и (IV). Строение молекул. Получение в промышленности и лаборатории. Сравнительная характеристика химических свойств оксидов углерода. Привести уравнения соответствующих реакций.

6. Химические свойства углерода. Привести уравнения соответствующих реакций. Карбиды. Классификация по продуктам разложения карбидов водой.

7. Оксид углерода (II). Строение молекулы. Получение в промышленности и лаборатории. Реакции обнаружения оксида углерода (II).

8. Оксиды углерода (II) и (IV). Строение молекул. Получение в промышленности и лаборатории. Сравнительная характеристика химических свойств оксидов углерода. Привести уравнения соответствующих реакций.

Контрольные варианты коллоквиума по темам:

«Сера. Азот. Углерод»

Вариант № 1

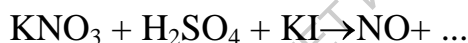
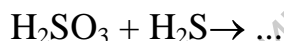
1. Сера, строение атома, возможные степени окисления. Полимерные модификации серы. Химические свойства серы.

2. Аммиак. Строение молекулы. Получение и химические свойства аммиака.
3. Оксид углерода (II). Строение молекулы. Получение и химические свойства.
4. Допишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



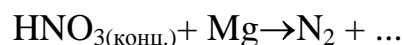
Вариант № 2

1. Сероводород. Способы получения. Сульфиды. Классификация сульфидов по растворимости.
2. Оксиды азота. Их получение и химические свойства.
3. Строение атома углерода. Возможные степени окисления. Аллотропия. Химические свойства углерода.
4. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



Вариант № 3

1. Оксид серы (IV). Строение молекулы. Получение и химические свойства.
2. Азотистая кислота. Строение молекулы. Получение. Нитриты. Окислительно – восстановительная двойственность азотистой кислоты и нитритов.
3. Оксид углерода (IV). Строение молекулы. Получение и химические свойства.
4. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



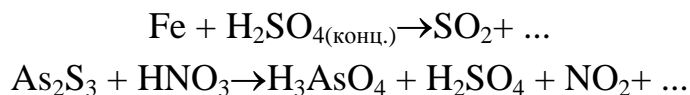
Вариант № 4

1. Оксид серы (VI). Строение молекулы. Получение и химические свойства.
2. Азотная кислота. Получение в промышленности и лаборатории. Строение молекулы.
3. Угольная кислота и ее соли. Карбонаты и гидрокарбонаты. Получение и свойства.
4. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



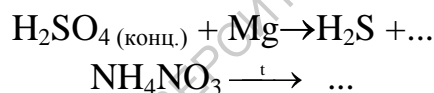
Вариант № 5

- 1.Тиосерная кислота. Строение молекулы. Получение и химические свойства.
- 2.Окислительные свойства азотной кислоты. Взаимодействие с металлами и неметаллами.
- 3.Оксиды углерода (II) и (IV). Строение молекул. Получение. Сравнительная характеристика.
- 4.Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



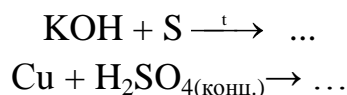
Вариант № 6

- 1.Сернистая кислота. Строение молекул. Получение. Сульфиты и гидросульфиты. Термическая устойчивость гидросульфитов.
- 2.Оксиды азота (II) и (IV). Получение и химические свойства.
- 3.Строение атома углерода. Возможные степени окисления. Аллотропия. Химические свойства углерода.
- 4.Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



Вариант № 7

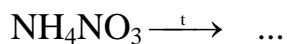
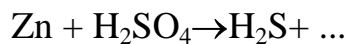
- 1.Сера, строение атома, возможные степени окисления. Полимерные модификации серы. Химические свойства серы.
- 2.Азотная и азотистая кислоты. Строение молекул. Получение. Химические свойства.
- 3.Оксид углерода (II). Строение молекулы. Получение и качественные реакции.
- 4.Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



Вариант № 8

- 1.Серная кислота. Строение молекул. Получение в промышленности. Химические свойства разбавленной и концентрированной кислоты.
- 2.Строение атома азота. возможные валентные состояния. Степени окисления, примеры. Химические свойства азота.
- 3.Угольная кислота и ее соли. Карбонаты и гидрокарбонаты. Получение и свойства.

4. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



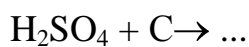
Вариант № 9

1. Сероводород. Способы получения сульфидов. Восстановительные свойства сероводородной кислоты и ее солей.

2. Строение молекулы азотной кислоты. Нитраты. Термолиз нитратов.

3. Строение атома углерода. Возможные степени окисления. Аллотропия. Химические свойства углерода.

4. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель:



ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Задание 1. Ответьте на вопросы, предложенные в тесте:

1. Укажите справедливые утверждения:
 - 1) все металлы являются s- элементами;
 - 2) металлы относятся к семейству только d- и f- элементов;
 - 3) среди элементов p- семейства есть как металлы, так и неметаллы;
 - 4) металлы могут относиться к семействам s-, p-, d- и f- элементов.
2. Амфотерные металлы вытесняют водород из разбавленных растворов кислот и щелочей. К ним относятся:
 - 1) натрий
 - 2) цинк
 - 3) железо
 - 4) алюминий
3. Растворы каких веществ взаимодействуют с железом при комнатной температуре?
 - 1) HCl
 - 2) HNO₃ (разб.)
 - 3) H₂SO₄ (20%)
 - 4) NaOH
4. Какие металлы восстанавливаются железом из водных растворов их солей?
 - 1) цинк
 - 2) кальций
 - 3) серебро
 - 4) свинец
5. Напишите уравнение реакции, расставьте стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса и подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения:
$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{ZnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$$
 - 3) 18
 - 2) 17
 - 3) 14
 - 4) 31

Задание 2. Ответьте на вопросы:

1. Обзор элементов-металлов в периодической системе: нахождение, электронные конфигурации атомов, семейство, изменение металлических свойств по периодам (малым и большим), группам (главным подгруппам). Положение амфотерных и переходных металлов.
2. Написать уравнения процесса электролиза водных растворов следующих соединений: хлорида калия, сульфата натрия, нитрата меди.
3. Тип химической связи в металлах. Физические свойства металлов. Классификация по плотности, температуре плавления.
4. Написать уравнения процесса электролиза водных растворов следующих соединений: бромида рубидия, нитрата калия, сульфата железа.
5. Химические свойства металлов: взаимодействие с простыми веществами и с водой. Привести уравнения химических реакций.
6. Написать уравнения процесса электролиза водных растворов следующих соединений: иодида лития, сульфата калия, гидроксида натрия.
7. Химические свойства металлов: взаимодействие с кислотами (разбавленными и концентрированными), солями, оксидами. Привести уравнения химических реакций.

8. Написать уравнения процесса электролиза водных растворов следующих соединений: серной кислоты, хлорида натрия, бромида серебра.
9. Химические свойства амфотерных металлов: взаимодействие с кислотами, щелочами, водой (на примере алюминия и цинка). Привести уравнения химических реакций.
10. Написать уравнения процесса электролиза водных растворов следующих соединений: сульфата никеля, иодида рубидия, нитрата меди.
11. Получение и химические свойства щелочей, амфотерных гидроксидов и гидроксидов, нерастворимых в воде.
12. Написать уравнения процесса электролиза водных растворов следующих соединений: гидроксида калия, хлорида натрия, сульфата меди.
13. Способы получения металлов: пирометаллургический, гидрометаллургический. Привести уравнения химических процессов.
14. Написать уравнения процесса электролиза водных растворов следующих соединений: нитрата хрома, хлорида кальция, сульфата серебра.
15. Коррозия металлов: химическая и электрохимическая. Привести примеры водородной и кислородной деполяризации.
16. Написать уравнения процесса электролиза водных растворов следующих соединений: сульфата бария, нитрата марганца, хлорида меди.
17. Написать уравнения процесса электролиза водных растворов следующих соединений: хлорида калия, сульфата натрия, нитрата меди.
18. Написать уравнения процесса электролиза водных растворов следующих соединений: бромида рубидия, нитрата калия, сульфата железа.
19. Написать уравнения процесса электролиза водных растворов следующих соединений: иодида лития, сульфата калия, гидроксида натрия.
20. Написать уравнения процесса электролиза водных растворов следующих соединений: серной кислоты, хлорида натрия, бромида серебра.
21. Написать уравнения процесса электролиза водных растворов следующих соединений: сульфата никеля, иодида рубидия, нитрата меди.
22. Получение и химические свойства щелочей, амфотерных гидроксидов и гидроксидов, нерастворимых в воде.
23. Написать уравнения процесса электролиза водных растворов следующих соединений: гидроксида калия, хлорида натрия, сульфата меди.

ХРОМ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

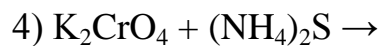
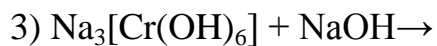
Задание 1. Ответьте на вопросы, предложенные в тесте:

1. Какой оксид получается при прокаливании хрома в кислороде?

1) CrO	2) Cr ₂ O ₃	3) CrO ₃	4) CrO ₅
--------	-----------------------------------	---------------------	---------------------
2. Растворы каких веществ осаждают Cr(OH)₃ из водного раствора CrCl₃?

1) (NH ₄) ₂ CO ₃	2) NH ₃	3) Na ₂ SO ₄	4) (NH ₄) ₂ S
--	--------------------	------------------------------------	--------------------------------------
3. В каких из указанных смесей в растворе веществ не идет химическое взаимодействие?

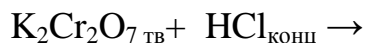
1) Na ₃ [Cr(OH) ₆] + HCl →	2) K ₂ Cr ₂ O ₇ + H ₂ SO _{4(разб.)} →
---	--



4.Какая соль выпадет в осадок при взаимодействии раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ с раствором $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$?



5.Составьте уравнение реакции и укажите сумму коэффициентов в правой части уравнения:



Задание 2. Ответьте на вопросы:

1.Общая характеристика элементов VI группы побочной подгруппы хром – молибден – вольфрам (нахождение в природе, электронные конфигурации атомов, степени окисления, изменение химической активности простых веществ, взаимодействие с простыми и сложными веществами). Оксиды и кислоты (ЭO_3 , $\text{H}_2\text{ЭO}_4$).

2. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений хрома в зависимости от степени окисления. Подтвердите соответствующими уравнениями химических реакций.

3.Положение хрома в периодической системе элементов Д.И.Менделеева. Электронная конфигурация атома хрома. Природные соединения. Возможные степени окисления. Примеры соединений. Получение хрома в промышленности.

4.Физические свойства хрома. Положение хрома в ряду стандартных электродных потенциалов. Химические свойства хрома.

5.Соединения хрома (II). Оксид и гидроксид. Получение, химические свойства. Соли двухвалентного хрома и их свойства.

6.Соединения хрома (III). Оксид и гидроксид. Получение, химические свойства. Соли трехвалентного хрома. Восстановительные свойства солей. Гидролиз.

7.Соединения хрома (VI). Хромовый ангидрид, получение, проба на алкоголь. Хромовая и двуххромовая кислоты, их получение. Равновесие в растворе хромат- и дихромат-ионов.

8.Окислительные свойства соединений хрома в степени окисления (VI). Привести уравнения соответствующих реакций. Реакция обнаружения хрома. Пероксид хрома (VI).

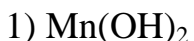
9.Соединения хрома (II). Оксид и гидроксид. Получение. Химические свойства. Соли двухвалентного хрома и их свойства.

10.Соединения хрома (III). Оксид и гидроксид. Получение, химические свойства. Соли трехвалентного хрома. Восстановительные свойства солей. Гидролиз.

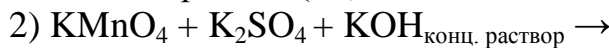
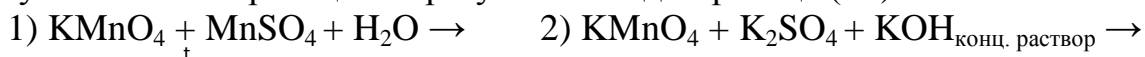
МАРГАНЕЦ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Задание 1. Ответьте на вопросы, предложенные в тесте:

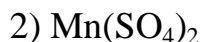
1. Какое соединение марганца неустойчиво на воздухе?



2. В результате каких реакций образуется оксид марганца (IV)?



3. Какое соединение марганца образуется при действии концентрированной серной кислоты на кристаллический KMnO_4 при температуре ниже 0°C ?



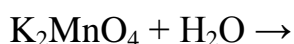
4. Какую реакцию имеет водный раствор MnSO_4 ?

1) кислую

2) нейтральную

3) щелочную

5. Составьте уравнение реакции и укажите сумму коэффициентов в его правой части:



1) 8

2) 4

3) 7

4) 9

Задание 2. Ответьте на вопросы:

1. Общая характеристика элементов VII группы побочной подгруппы Mn, Tc, Re (электронные конфигурации атомов, энергия атомизации, температуры плавления и кипения, химическая активность простых веществ, сходство с соединениями галогенов). Природные соединения. Степени окисления марганца. Примеры.

2. Положение марганца в периодической системе элементов. Электронная конфигурация атома марганца. Возможные степени окисления. Примеры соединений. Природные соединения. Получение в промышленности. Применение.

3. Физические свойства марганца. Положение в ряду стандартных электродных потенциалов. Химические свойства марганца. Привести уравнения соответствующих химических реакций. Пояснить образование химической связи в карбониле марганца.

4. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений марганца в зависимости от степени окисления. Привести примеры соответствующих соединений, их получение и химические свойства.

5. Соединения марганца в степени окисления (+2). Оксид и гидроксид. Получение, химические свойства. Восстановительные свойства соединений марганца(II). Привести не менее пяти уравнений химических реакций.

6. Соединения марганца в степени окисления (+4). Оксид и гидроксид. Получение, окислительно-восстановительные свойства и применение оксида марганца (IV).

7. Соединения марганца (VI, VII). Оксиды и кислоты, их получение, свойства. Манганаты. Получение. Диспропорционирование в нейтральном растворе. Окислительно-восстановительные свойства манганатов.

8. Соединения марганца (VI, VII). Оксиды и кислоты, их получение, свойства. Перманганаты. Окислительные свойства. Привести не менее семи уравнений химических реакций.

ЖЕЛЕЗО И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Задание 1. Ответьте на вопросы, предложенные в тесте:

1. В виде каких соединений встречается железо в природе?

- 1) Fe_2O_3 2) Fe_3O_4 3) FeCO_3 4) FeSO_4

2. Какие продукты получают при взаимодействии крепкой (30%) HNO_3 с железом?

- 1) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ 2) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 3) NO 4) H_2

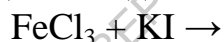
3. В чем можно растворить $\text{Fe}(\text{OH})_2$?

- 1) в воде 2) в кислоте 3) в щелочи

4. В результате какой реакции образуется $\text{Fe}(\text{OH})_3$?

- 1) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 2) $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$

5. Составьте уравнение реакции и подсчитайте сумму коэффициентов:



- 1) 10 2) 11 3) 9

Задание 2. Ответьте на вопросы:

1. Общая характеристика элементов VIII группы побочной подгруппы: железо, кобальт, никель (электронные конфигурации атомов, число образуемых химических связей, степени окисления). Химические свойства гидроксидов элементов триады в ст. окисления +2 (основные, восстановительные, комплексообразование). Характеристика гидроксидов в ст. окисления +3.

2. Положение железа в периодической системе элементов. Электронная конфигурация атома железа. Возможные степени окисления. Примеры соединений. Природные соединения. Получение в промышленности. Физические свойства железа. Применение (мягкое железо, сталь, чугун).

3. Положение железа в ряду стандартных электродных потенциалов. Химические свойства железа. Привести уравнения соответствующих химических реакций (взаимодействие с простыми веществами и сложными - с паром, солями, разбавленными и концентрированными кислотами).

4. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений железа в зависимости от степени окисления. Привести примеры соответ-

ствующих соединений (оксиды, гидроксиды, ферраты), их получение и химические свойства.

5. Соединения железа в степени окисления (+2). Оксид и гидроксид. Получение, химические свойства. Восстановительные свойства соединений железа (II). Привести не менее трех уравнений химических реакций. Доказательство наличия в растворе соединения трехвалентного железа.

6. Соединения железа в степени окисления (+3). Характеристика оксида. Получение, химические свойства (амфотерные, сплавление с оксидами, карбонатами). Окислительно-восстановительные свойства оксида железа (III). Привести не менее трех уравнений химических реакций.

7. Соединения железа в степени окисления (+3). Характеристика гидроксида. Получение, химические свойства (амфотерные, сплавление с щелочами). Окислительные свойства хлорида железа (III). Привести не менее четырех уравнений химических реакций.

8. Гидролиз солей двух- и трехвалентного железа. Обратимый и необратимый гидролиз. Привести примеры уравнений реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде. Указать pH среды. Качественные реакции на соединения двух- и трехвалентного железа.

9. Соединения железа в ст. окисления +6 – ферраты. Получение ферратов (не менее трех уравнений реакций). Устойчивость ферратов. Окислительные свойства ферратов. Привести не менее трех уравнений химических реакций.

10. Соединения железа в степени окисления (+3). Характеристика оксида. Получение, химические свойства (амфотерные, сплавление с оксидами, карбонатами). Окислительно-восстановительные свойства оксида железа (III). Привести не менее трех уравнений химических реакций.

11. Соединения железа в степени окисления (+3). Характеристика гидроксида. Получение, химические свойства (амфотерные, сплавление с щелочами). Окислительные свойства хлорида железа (III). Привести не менее четырех уравнений химических реакций

Контрольные варианты коллоквиума по темам:

«Общие свойства металлов. Хром. Марганец. Железо»

Вариант №1

1. Положение металлов в периодической системе элементов Д.И.Менделеева. Классификация в зависимости от структуры электронных оболочек. Металлическая связь.

2. Соединения хрома (II). Оксид и гидроксид. Получение. Свойства. Соли, свойства солей.

3. Соединения марганца (IV). Оксид и гидроксид. Получение, окислительно-восстановительные свойства и применение оксида марганца (IV).

4. Качественные реакции на соединения железа (II, III).

5. Допишите следующие уравнения реакций и расставьте коэффициенты методом электронного баланса:



Вариант №2

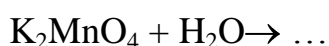
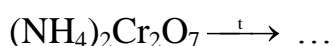
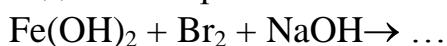
1. Положение металлов в ряду стандартных электродных потенциалов. Простые и переходные металлы. Металлы в природе.

2. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений хрома в зависимости от степени окисления.

3. Положение марганца в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Электронная конфигурация атома. Возможные степени окисления. Природные соединения. Промышленное получение

4. Физические свойства железа. Значения стандартных электродных потенциалов. Химические свойства железа.

5. Допишите следующие уравнения реакций и расставьте коэффициенты методом электронного баланса:



Вариант №3

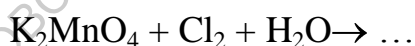
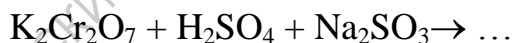
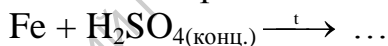
1. Физические и химические свойства металлов. Взаимодействие металлов с водой, кислотами и гидроксидами.

2. Положение хрома в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Электронная конфигурация атома хрома. Возможные степени окисления. Природные соединения. Получение в промышленности.

3. Соединения марганца (II). Оксид и гидроксид. Получение, свойства. Соли.

4. Получение ферратов. Окислительные свойства ферратов.

5. Допишите следующие уравнения реакций и расставьте коэффициенты методом электронного баланса:



Вариант №4

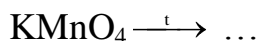
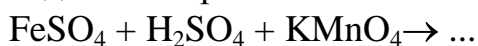
1. Методы получения металлов и области применения.

2. Соединения хрома (III). Оксид и гидроксид. Получение. Физические и химические свойства. Соли. Свойства солей.

3. Физические свойства марганца. Значения стандартных электродных потенциалов. Химические свойства марганца.

4. Комплексные соединения железа. Карбонилы железа.

5. Допишите следующие уравнения реакций и расставьте коэффициенты методом электронного баланса:



Вариант №5

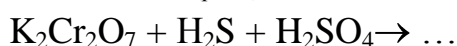
1. Коррозия металлов. Виды коррозии. Примеры. Факторы, влияющие на коррозию. Защита от коррозии.

2. Соединения хрома (VI). Хромовый ангидрид. Хромовая и двуххромовая кислоты.

3. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений марганца в зависимости от степени окисления.

4. Положение железа в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Электронное строение атома. Возможные степени окисления. Природные соединения железа. Промышленное получение. Доменный процесс.

5. Допишите следующие уравнения реакций и расставьте коэффициенты методом электронного баланса:



Вариант №6

1. Металлы и их соединения как катализаторы в технологических процессах.

2. Окислительные свойства соединений хрома в степени окисления (VI).

3. Соединения марганца (VII). Оксид марганца (VII). Получение, свойства. Марганцовая кислота. Получение, свойства. Перманганаты, получение. Окислительные свойства.

4. Соединения железа (II). Оксид, гидроксид. Получение, свойства. Соли. Гидролиз солей. Восстановительные свойства соединений железа (II).

5. Допишите следующие уравнения реакций и расставьте коэффициенты методом электронного баланса:

Вариант №7

1. Физические и химические свойства металлов. Взаимодействие металлов с водой, кислотами и гидроксидами.

2. Физические свойства хрома. Значения стандартных электродных потенциалов. Химические свойства хрома.

3. Характеристики окислительных свойств соединений марганца (VII) в зависимости от кислотности среды.

4. Соединения железа (III). Оксид, гидроксид. Получение и свойства. Соли, гидролиз солей. Качественные реакции на соединения железа (III).

5. Допишите следующие уравнения реакций и расставьте коэффициенты методом электронного баланса:

Вариант №8

1. Методы получения металлов и области их применения.
2. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений хрома в зависимости от степени окисления.
3. Соединения марганца в степени окисления (+4). Оксид и гидроксид. Получение, химические свойства и применение оксида марганца (IV).
4. Получение ферратов. Окислительные свойства ферратов.
5. Допишите следующие уравнения реакций и расставьте коэффициенты методом электронного баланса:
 $\text{FeCl}_3 (\text{конц.}) + \text{NaOH} (\text{конц.}) + \text{Br}_2 \xrightarrow{\quad} \dots$
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 (\text{тв.}) + \text{HCl} (\text{конц.}) \xrightarrow{\quad} \dots$
 $\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$

Вариант №9

1. Коррозия металлов. Виды коррозии. Примеры. Факторы, влияющие на коррозию. Защита от коррозии.
2. Соединения хрома (II). Оксид и гидроксид. Получение. Свойства. Соли, свойства солей.
3. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений марганца в зависимости от степени окисления.
4. Окислительно-восстановительные свойства соединений железа в степени окисления +3.
5. Допишите следующие уравнения реакций и расставьте коэффициенты методом электронного баланса:
 $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KClO}_3 \rightarrow$
 $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{Br}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$