МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Бузулукский гуманитарно-технологический институт (филиал)

федерального государственного бюджетного образовательного учреждения

высшего образования

**«Оренбургский государственный университет»**

Кафедра биоэкологии и техносферной безопасности

**Фонд**

**оценочных средств**

по дисциплине «Химия»

Уровень высшего образования

БАКАЛАВРИАТ

Направление подготовки

*08.03.01 Строительство.*

(код и наименование направления подготовки)

*Промышленное и гражданское строительство*

(наименование направленности (профиля) образовательной программы)

Квалификация

*бакалавр*

Форма обучения

Форма обучения

*Заочная*

Бузулук, 2019

Фонд оценочных средств предназначен для контроля знаний обучающихся направления 08.03.01 Строительство по дисциплине «Б.1.Б.12 Химия»

Фонд оценочных средств рассмотрен и утвержден на заседании

кафедры биоэкологии и техносферной безопасности\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

*наименование кафедры*

протокол № \_\_\_\_\_\_\_\_от "\_\_\_" \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 2018 г.

Первый заместитель директора по УР Е.В. Фролова

*подпись расшифровка подписи*

*Исполнители:*

Ст. преподаватель кафедры БТБ \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ Е.В. Криволапова

**Раздел 1 - Перечень компетенций, с указанием этапов их формирования в процессе освоения дисциплины**

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих результатов обучения для направления 08.03.01 Строительство

| *Формируемые компетенции* | *Планируемые результаты обучения по дисциплине, характеризующие этапы формирования компетенций* | *Виды оценочных средств по уровню сложности/шифр раздела в данном документе* |
| --- | --- | --- |
| ОПК-1 Способен решать задачи профессиональной деятельности на основе использования теоретических и практических основ естественных и технических наук, а также математического аппарата  ОПК-1-В-1 Выявление и классификация физических и химических процессов, протекающих на объекте профессиональной деятельности  ОПК-1-В-3 Определение характеристик химического процесса (явления), характерного для объектов профессиональной деятельности, на основе экспериментальных исследований  ОПК-1-В-5 Выбор базовых физических и химических законов для решения задач профессиональной деятельности  ОПК-1-В-10 Оценка воздействия техногенных факторов на состояние окружающей среды | **Знать:**  - классификацию физических и химических процессов, протекающих на объекте профессиональной деятельности;  - общие закономерности химических процессов;   * химические процессы современной технологии производства строительных материалов и конструкций, свойства химических элементов и их соеди­нений, составляющих основу строительных материалов;   - характеристики химического процесса (явления), характерного для объектов профессиональной деятельности, на основе экспериментальных исследований;  - базовые физические и химические законы для решения задач профессиональной деятельности | **Блок А −** задания репродуктивного уровня:  - тестовые задания;  - вопросы для опроса; |
| **Уметь:**  - выявлять и классифицировать физические и химические процессы, протекающие на объекте профессиональной деятельности;  - определять характеристики химического процесса (явления), характерного для объектов профессиональной деятельности, на основе экспериментальных исследований;  - выбирать базовые физические и химические законы для решения задач профессиональной деятельности   * применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин и в прак­тической деятельности после окончания университета | **Блок В** − задания реконструктивного уровня.  - примерные задания к выполнению лабораторных работ;  - типовые задачи;  - контрольная работа |
| **Владеть:**  - методикой выявления и классификация физических и химических процессов, протекающих на объекте профессиональной деятельности;  - методикой определения характеристик химического процесса (явления), характерного для объектов профессиональной деятельности, на основе экспериментальных исследований;  - методикой выбора базовых физических и химических законов для решения задач профессиональной деятельности;  - приемами и методами выпол­нения теоретического и экспериментального исследования, которые в дальнейшем помогут решать на современном уровне вопросы строительных технологий | **Блок С** − задания практико-ориентированного и/или исследовательского уровня  - задания творческого уровня: |

**Раздел 2 - Оценочные средства**

**А.0 Фонд тестовых заданий по дисциплине**

**Раздел: Введение, основные понятия Основные законы химии.**

Тема 1 Основные законы химии

1. В приведенном ряду оксидов:

1) Nа2O; 2) BaO; 3) ZnO; 4) SiO2; 5)К2О

укажите номера основных оксидов.

а) 1, 2, 5;

в) 2, 3, 4, 5;

б) 1, 2, 3;

г) 2, 4, 5.

2.

В приведенном ряду гидроксидов: 1) KOH; 2) Al(OH)3; 3) Н2SO4; 4) Mg(OH)2; 5) HClO4 укажите соединения, взаимодействующие с кислотами.

а) 1, 2, 3;

в) 1, 2, 4;

б) 2, 3, 5;

г) 1, 4, 5.

3.В приведенном ряду гидроксидов: 1) KOH; 2) Al(OH)3;

3) Cr(OH)3; 4) Mg(OH)2; 5) HClO4 укажите номера взаимодействующих с основаниями.

а) 1, 2, 3;

в) 2, 3;

б) 2, 3, 5;

г) 1, 4, 5.

4.В приведенном ряду оксидов: 1) CaO; 2) Al2O3; 3) CrO3; 4) Cl2O7 укажите номера взаимодействующих с кислотами.

а) 1, 2, 5;

в) 2, 3, 4, 5;

б) 1, 2, 3;

г) 2, 4, 5.

5. В приведенном ряду кислот: 1) H2SeO3; 2) H2S; 3) HI; 4) H3PO4; 5) HClO3 укажите номера тех, которые образуют кислые соли.

а) 1, 2, 3;

в) 2, 3;

б) 2, 3, 5;

г) 1, 4, 5.

6. В приведенном ряду оксидов: 1) NO; 2) N2O3; 3) NO2; 4) N2O5 укажите тот, который является ангидридом азотной кислоты.

а) 1;

в) 3;

б) 2;

г) 4;

7. Укажите номера пар ионов, имеющих одинаковые заряды: 1) ортофосфат-, сульфат-; 2) сульфид-, сульфит-; 3) гидрокарбонат-, йодид; 4) дигидрофосфат-, сульфат.

а) 1, 2;

в) 1, 3;

б) 2, 3;

г) 1, 4.

8. В приведенном ряду кислот: 1) HClO3; 2) H2S; 3) HI; 4) H3PO4; 5) H2SeO3 укажите номера тех, которые являются многоосновными.

а) 1, 2;

в) 1, 3, 5;

б) 2, 3, 4;

г) 2, 4, 5.

9. В приведенном ряду элементов: 1) Ag; 2) Na; 3) S; 4) Mn укажите номера тех, которые образую только основные оксиды.

а) 1, 2;

в) 1, 3;

б) 2, 3;

г) 1, 4.

10. В приведенном ряду формул веществ укажите те, которые являются кислыми солями: 1) Al(OH)Cl2; 2) NaHS; 3) H3AsO4; 4) K2HPO4.

а) 1, 2;

в) 1, 3;

б) 2, 3;

г) 2, 4.

11. Укажите реакции, протекание которых возможно: 1) Al(OH)3 + NaOH; 2) Ca(OH)2 + NaOH; 3) Al(OH)3 + HCl; 4) Ca(OH)2 + HCl.

а) 1, 2;

в) 1, 3;

б) 3, 4;

г) 2, 3.

12. Укажите реакции, протекание которых возможно:

1) K2O + H2SO4; 2); K2O + H2O; 3) K2O + NaOH; 4) K2O + CuO.

а) 1, 2;

в) 1, 3;

б) 3, 4;

г) 2, 3.

13. Укажите реакции, протекание которых возможно:

1) P2O5 + SO3; 2) P2O5 + NaOH; 3) P2O5 + H2O; 4) P2O5 + CuO.

а) 1, 2;

в) 1, 3;

б) 3, 4;

г) 2, 3.

14. Назовите соль, которая получится при взаимодействии

избытка серной кислоты с гидроксидом калия:

а) сульфат калия; б) гидросульфат калия. 7

15. Назовите соль, которая получится при взаимодействии избытка гидроксида магния с соляной кислотой:

а) гидроксохлорид магния; б) хлорид магния.

16. Укажите соли, которые являются продуктами взаимодействия следующих реакций:

1) ZnO + NaOH+ H2O;

2) ZnO + NaOH (расплав).

а) 1–Na2[Zn(OH)4]; 2–Na2ZnO2;

б) 1–Na2ZnO2; 2–Na2ZnO2;

в) 1–Na2ZnO2; 2–Na2[Zn(OH)4];

г) 1–Na2[Zn(OH)4]; 2–Na2[Zn(OH)4].

17. Назовите вещество, при взаимодействии с которым кислая соль образует среднюю: NaHSO4 + …→ Na2SO4.

а) H2SO4;

в) CaOH;

б) NaOH;

г) HCl.

18. Назовите вещество, при взаимодействии с которым основная соль образует среднюю: BaOHCl + … → BaCl2.

а) Ba(OH)2;

в) NaOH;

б) HCl;

г) H2SO4

19. Укажите превращения, которые не могут быть осуществлены:

а) HClO4 + P2O5; б) Mn2O7 + SO2;

в) HClO4 + KOH;

г) Mn2O7 + K2O.

а) а, б;

в) б, г;

б) в, г;

г) а, в.

20. Используя названия солей, укажите их химические формулы: дигидрофосфат натрия; гидроксосульфат железа (II); сульфид натрия.

а) NaHPO4; Fe(OH)2SO4; Na2SO3;

б) NaH2PO4; (FeOH)2SO4; Na2S;

в) (NaH)2PO4; Fe(OH)2SO4; Na2SO4;

г) NaH3PO4; (Fe)(OH)SO4; Na2S;

**Тема 2 Классификация химических реакций**

1 Неверными являются утверждения, что получение аммиака из азота – это процесс:

а) разложения;

б) каталитический;

в) обратимый;

г) эндотермический.

2 Верно утверждение, что реакция нейтрализации – это реакция:

а) окислительно-восстановительная;

б) обмена;

в) всегда обратимая;

г) каталитическая.

3 Хлорид железа(II) нельзя получить реакцией:

а) соединения;

б) разложения;

в) замещения;

г) обмена.

4 Укажите верное утверждение:

а) все реакции замещения являются окислительно-восстановительными;

б) все реакции обмена не являются окислительно-восстановительными;

в) если в реакции разложения образуется хотя бы одно простое вещество, то это окислительно-восстановительная реакция;

г) если в реакции соединения участвует хотя бы одно простое вещество, то это окислительно-восстановительная реакция.

5 К реакциям ионного обмена относится реакция между:

а) гидроксидом калия и соляной кислотой;

б) магнием и серой;

в) цинком и соляной кислотой;

г) хлоридом бария и сульфатом натрия.

6 Реакцию разложения пероксида водорода можно ускорить, используя:

а) нагревание;

б) охлаждение;

в) диоксид марганца;

г) кванты света.

7 Обратимой является реакция:

а) разложения угольной кислоты;

б) получения сернистой кислоты;

в) разложения гидроксида меди(II);

г) получения аммиака из простых веществ.

8 В реакции гидрирования этилена катализатором может выступать:

а) диоксид марганца;

б) платина;

в) никель;

г) реакция протекает без катализатора.

9 Электролиз – это реакция:

а) обмена;

б) окислительно-восстановительная;

в) каталитическая;

г) соединения.

10 Из перечисленных ниже процессов к химическим реакциям относятся:

а) горение;

б) кипение;

в) возгонка;

г) ржавление.

**Раздел: Строение атомов. Периодическая система элементов.**

**Тема 1 Строение атома**

1. Определите элемент со схемой распределения электронов в атоме 2, 8, 4:

а) Mg; б) Si; в) Cl; г) S.

2. Максимальное число электронов на третьем энергетическом уровне:

а) 14; б) 18; в) 8; г) 24.

3. Орбитали, имеющие сферическую форму, называют:

а) s-орбиталями;

б) p-орбиталями;

в) d-орбиталями;

г) f-орбиталями.

4. Максимальное число электронов на р-орбиталях:

а) 2; б) 6; в) 10; г) 14.

5. Укажите химический элемент, атомы которого имеют электронную формулу

1s22s22p63s23p1:

а) Na; б) P; в) Al; г) Ar.

6. Сколько орбиталей в атоме водорода, на которых находятся электроны?

а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.

7. Атом какого химического элемента содержит три протона?

а) B; б) P; в) Al; г) Li.

8. Атом какого химического элемента имеет заряд ядра +22?

а) Na; б) P; в) О; г) Ti.

9. Число нейтронов в атоме марганца равно:

а) 25; б) 29; в) 30; г) 55.

10. Количество неспаренных электронов в атоме серы равно:

а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.

11. Определите элемент со схемой распределения электронов в атоме 2, 8, 8:

а) Na; б) P; в) Al; г) Ar.

12. Максимальное число электронов на четвертом энергетическом уровне:

а) 14; б) 32; в) 26; г) 18.

13. Орбитали, имеющие гантелеобразную форму, называют:

а) s-орбиталями;

б) p-орбиталями;

в) d-орбиталями;

г) f-орбиталями.

14. Максимальное число электронов на s-орбиталях:

а) 2; б) 6; в) 10; г) 14.

15. Укажите химический элемент, атомы которого имеют электронную формулу

1s22s22p63s23p5:

а) Mg; б) P; в) Cl; г) Si.

16. Сколько орбиталей в атоме гелия, на которых находятся электроны?

а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.

17. Атом какого химического элемента содержит десять электронов?

а) S; б) H; в) Ne; г) Li.

18. Атом какого химического элемента имеет заряд ядра +35?

а) Ni; б) Pt; в) Br; г) Te.

19. Число нейтронов в атоме цинка равно:

а) 65; б) 22; в) 30; г) 35.

20. Количество неспаренных электронов в атоме хлора равно:

а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.

**Тема 2 Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.**

(Возможно несколько правильных ответов)

1 Среди всех элементов главной подгруппы I группы элемент литий обладает:

а) наиболее выраженными металлическими свойствами;

б) самой маленькой плотностью;

в) самой большой относительной атомной массой;

г) наименьшим радиусом атома.

2 Гипотетическая формула высшего оксида 115-го элемента периодической системы может иметь вид:

а) ЭО2;

б) Э2О5;

в) ЭО4;

г) Э2О115.

3 Порядковый номер элемента с наибольшей электроотрицательностью в 4 группе периодической системы:

а) 6;

б) 72;

в) 82;

г) 12.

4 Сколько энергетических уровней заполнено электронами в ионе калия?

а) 4;

б) 3;

в) 6;

г) 5.

5 При сгорании 1,86 г органического вещества образовалось 3,96 г углекислого газа и 0,54 г воды. Сколько всего атомов содержит молекула этого соединения, если известно, что его молярная масса меньше 200 г/моль?

а) 3;

б) 2;

в) 15;

г) 13.

6 В каких рядах химические элементы перечислены не в порядке уменьшения их атомных радиусов?

а) Ca, Mg, Be;

б) S, Cl, Br;

в) Li, Na, K;

г) B, Be, Li.

7 В порядке возрастания энергии ионизации расположены следующие элементы:

а) Na, Mg, Al, Si;

б) Na, Mg, Ca, Si;

в) Na, Ca, Mg, Si;

г) Si, Al, Mg, Na.

8 По происхождению (этимологии) названий «лишним» в перечне элементов будет:

а) селен;

б) теллур;

в) ниобий;

г) церий.

9 Одинаковое по абсолютной величине, но разное по знаку значение степени окисления в летучем водородном соединении и в высшем оксиде имеет элемент:

а) бор;

б) азот;

в) сера;

г) углерод.

10 Свойства высших оксидов элементов 3-го периода изменяются следующим образом:

а) амфотерные, основные, кислотные;

б) основные, кислотные, амфотерные;

в) основные, амфотерные, кислотные;

г) кислотные, амфотерные, основные.

Выберите один правильный ответ.

1. атомы элементов I группы главной подгруппы имеют одинаковое число

а) электронов на внешнем уровне

б) нейтронов

в) всех электронов

2. Массовое число изотопов равно

а) числу протонов в ядре

б) числу нейтронов в ядре

в) числу электронов в электронной оболочке атома

г) сумме чисел протонов и нейтронов

3. Элемент с порядковым номером 14 должен обладать свойствами, сходными со свойствами

а) Ti

б) Ge

в) As

г) S

4. В следующем ряду расположены только s-элементы

а) Li, Ca, C

б) Cs, Ba, Rb

в) Ga, Ge, As

г) Cu, Zn, Ca

5. Электронная конфигурация атома серы соответствует формуле

а) 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6

б) 1s2 2s2 2p6 3s2 3p4

в)1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 3d2

г) 1s2 2s2 2p6 3s2

6. Во втором периоде по мере уменьшения радиусов атомов элементов

а) неметаллические свойства усиливаются

б) электроотрицательность уменьшается

в) металлические свойства ослабевают

г) металлические свойства усиливаются

Дополните:

7. Электронная формула элемента галлия \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, схема распределения электронов внешнего уровня по орбиталям\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

8. В малом периоде с возрастанием порядкового номера химических элементов происходит

а) уменьшение атомного радиуса и уменьшение электроотрицательности атомов

б) возрастание атомного радиуса и уменьшение электроотрицательности атомов

в) уменьшение атомного радиуса и возрастание электороотрицательности атомов

г) возрастание атомного радиуса и возрастание электроотрицательности атомов

9. Число протонов больше, чем число электронов, имеет частица

а) атом натрия

б) атом серы

в) сульфид-ион

г) ион натрия

3. Невозбужденному состоянию атома хлора соответствует электронная формула

а) 1s2 2s2 2p6 3s2 3p43d1

б) 1s2 2s2 2p6 3s2 3p33d2

в) 1s2 2s2 2p6 3s13p6

г) 1s2 2s2 2p6 3s23р5

10. Наиболее ярко выраженые металлические свойства проявляет атом, строению внешнего электронного слоя которого соответствует формула

а) …3s2

б) …4s2

в) …3s1

г) …4s1

Установите соответствие:

11.Семейные группы элементов

1. s-элементы А. U, Lu

2. р-элементы Б. К, Ве

3. d-элементы В. Сr, Fe

4. f-элементы Г. Вr, Nе

Дополните:

12. Электронная формула электрона селена \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, схема распределения электронов внешнего уровня по орбиталям \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

13. На 3d-подуровне максимальное число электронов \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

**Раздела: Химическая связь и строение молекул. Кристаллическое состояние веществ.**

1.Формулы веществ с ионной и ковалентной неполярной связью входят в

пару:

а) NaCl, PCl5;

б) H2SO4, Cl2;

в) CO2, H2;

г) KBr, S8.

2.Водородная связь образуется между молекулами:

а) фтороводорода;

б) метана;

в) кремниевой кислоты;

г) водорода.

3.Все вещества с ионной связью:

а) летучие;

б) легкоплавкие;

в) тугоплавкие;

г) нерастворимы в воде.

4.Формулы веществ с ионной и ковалентной полярной связью входят в пару:

а) NaCl, PCl5;

б) H2SO4, Cl2;

в) KOH, O2;

г) Na2O, KBr.

5.Водородная связь образуется между молекулами:

а) водорода;

б) воды;

в) водорода и кислорода;

г) все ответы верны.

6.Вещества с атомной кристаллической решеткой:

а) газообразные;

б) жидкие;

в) твердые;

г) могут отвечать двум агрегатным состояниям.

7.Формулы веществ с ковалентной полярной и ионной связью входят в пару:

а) Cl2, KBr;

б) H2SO4, KOH;

в) LiH, O2;

г) CO2, H2O.

8.Водородная связь не образуется между молекулами:

а) воды;

б) аммиака;

в) метана;

г) фтороводорода.

9.Свойство, характерное для веществ с металлической кристаллической решеткой:

а) пластичность;

б) электропроводность;

в) теплопроводность;

г) все ответы верны.

10.Формула вещества, атомы в котором связаны и ионной, и ковалентной полярной связями:

а)NH3;

б)H2SO4;

в)Na2CO3;

г)K3P.

11.Водородная связь образуется между молекулами вещества, формула которого:

а) LiH;

б) CH4;

в) H2O;

г) KHCO3.

12.Свойство, характерное для веществ с молекулами кристаллической решеткой:

а) растворимость в воде;

б) летучесть;

в) электропроводность;

г) тугоплавкость.

13. Определите гибридизацию центрального атома в мо­лекуле ВF3

1) *sр* 2) *sр2* 3) *sр3* 4) *d2sр3*

14. Расположение *sp3*-гибридных орбиталей

1) линейное 2) тригональное

3) тетраэдрическое 4) октаэдрическое

3. Угол между *sр*-гибридными орбиталями равен  
1)180° 2)120° 3) 109°28' 4)90°

15. Соединение, орбитали всех атомов углерода которого  
находятся в *sр2*-гибридизации

1) пропен 2) бутен-1 3) этен 4) бутен-2

16 Какую геометрическую форму имеет молекула Н2О?  
1) линейную 2) треугольную

3) угловую 4)тетраэдрическую

17. Определите гибридизацию центрального атома в мо­лекуле CO2

1)  *s p* 2) *sр2* 3) *sр3* 4) *sр3d2*

18. Расположение *sр2*-гибридных орбиталей

1) линейное 2) тригональное

3) тетраэдрическое 4) октаэдрическое

19. Угол между *sр3*-гибридными орбиталями равен  
1) 180° 2) 120° 3) 109°28' 4) 90°

20. Соединение, орбитали всех атомов углерода которого находятся в *sр2-*гибридизации

1) хлоропрен 2) изопрен

3) этанаяь 4) пентадиен-1,3

21. Какую геометрическую форму имеет молекула NF3?  
1) тетраэдрическую 2) угловую

3) треугольную 4) пирамидальную

22. Сколько электронов участвует в образовании химических связей в молекуле аммиака?

а) 2;

б) 6;

в) 8;

г) 10.

23. Для твердых веществ с ионной кристаллической решеткой характерна низкая:

а) температура плавления;

б) энергия связи;

в) растворимость в воде;

г) летучесть.

24. Расположите приведенные ниже вещества в порядке возрастания полярности ковалентных связей. В ответе укажите последовательность букв.

а) S8;

б) SO2;

в) H2S;

г) SF6.

25. Какие частицы образуют кристалл нитрата натрия?

а) Атомы Na, N, O;

б) ионы Na+, N5+, O2–;

в) молекулы NaNO3;

г) ионы Na+, NO3–.

26. Укажите вещества, которые в твердом состоянии имеют атомные кристаллические решетки:

а) алмаз;

б) хлор;

в) оксид кремния(IV);

г) оксид кальция.

27. Укажите молекулу с наибольшей энергией связи:

а) фтороводород;

б) хлороводород;

в) бромоводород;

г) йодоводород.

28. Выберите пары веществ, все связи в которых ковалентные:

а) NaCl, HCl;

б) CO2, NO;

в) CH3Cl, CH3K;

г) SO2, NO2.

29. В каком ряду молекулы расположены в порядке увеличения полярности связей?

а) HBr, HCl, HF;

б) NH3, PH3, AsH3;

в) H2Se, H2S, H2O;

г) CO2, CS2, CSe2.

30. Вещество, в молекулах которого имеются кратные связи, – это:

а) углекислый газ;

б) хлор;

в) вода;

г) этанол.

31. На какое физическое свойство образование межмолекулярных водородных связей не оказывает влияния?

а) электропроводность;

б) плотность;

в) температура кипения;

г) температура плавления.

**Раздел: Энергетика химиче­ских реакций. Эле­менты химической термодинамики.**

**Тестовые задания по теме «Основы химической кинетики.  
Состояние химического равновесия»**

1 В некоторой реакции температурный коэффициент равен 2. При повышении температуры от 0 до 50 °С скорость этой реакции увеличится в число раз:

а) 4;

б) 16;

в) 32;

г) 64.

2 При повышении давления в 5 раз скорость реакции образования йодоводорода из простых веществ возрастет в число раз:

а) 5;

б) 10;

в) 25;

г) 125.

3 Реакция при температуре 20 °С протекает за 6 мин 45 с. При температуре 60 °C (коэффициент Вант-Гоффа для данной реакции равен 3) эта же реакция закончится через (в с):

а) 5;

б) 15;

в) 20;

г) 25.

4 Реакция при температуре 30 °С протекает за 2 мин 40 с, а при температуре 70 °С эта же реакция протекает за 10 с. Температурный коэффициент данной реакции равен:

а) 1,5;

б) 2;

в) 2,5;

г) 3.

5 Из перечисленных реакций выбрать ту, которая протекает с максимальной скоростью.

а) Образование хлорида серебра из нитрата серебра и хлорида натрия в растворе;

б) окисление этанола в организме человека;

в) брожение глюкозы;

г) коррозия железа во влажном воздухе.

6 На смещение равновесия в ходе реакции восстановления оксида железа(III) водородом оказывает влияние:

а) изменение давления;

б) введение катализатора;

в) удаление из сферы реакции образующихся продуктов;

г) изменение температуры.

7 Катализ может быть:

а) окислительно-восстановительным;

б) биологическим;

в) гомогенным;

г) гетерогенным.

8 Ингибитором называют:

а) биологический катализатор;

б) отрицательный катализатор;

в) положительный катализатор;

г) совсем не катализатор.

9 Для какой из перечисленных реакций давление не влияет на смещение равновесия?

а) Образование воды из простых веществ;

б) образование аммиака из простых веществ;

в) образование метана из простых веществ;

г) образование бромоводорода из простых веществ.

10 Две реакции протекают с одинаковой скоростью при 30 °С, коэффициенты Вант-Гоффа для этих реакций 3 и 5 соответственно. Отношение скоростей этих реакций, протекающих при 60 °С, равно:

а) 5,0; б) 4,63;

в) 1,67; г) 0,22.

ВАРИАНТ 1 *Тестовые задания с выбором ответа и на соотнесение*

1. Фактор, не влияющий на скорость химической реакции:

A. Давление. Б. Катализатор.

B. Концентрации реагирующих веществ. Г. Форма сосуда, в котором протекает реакция.

1. Фактор, влияющий на смещение химического равновесия:

А. Вид химической связи. Б. Катализатор.

B. Природа реагирующих веществ. Г. Температура.

1. С увеличением концентрации азота в 2 раза скорость прямой химической реакции, уравнение которой N2 + О2 ↔ 2NO:

A. Не изменится. Б. Увеличится в 2 раза.

B. Увеличится в 4 раза Г. Уменьшится в 4 раза.

1. С увеличением давления в 5 раз скорость прямой химической реакции, уравнение которой 2NO + О2 ↔ 2NO2, увеличится:

А. В 5 раз Б. В 75 раз В. В 25 раз Г. В 125 раз

1. При повышении температуры на 10 °С (температурный коэффициент γ = 2) скорость химической реакции увеличится:

А. В 2 раза . Б. В 8 раз В. В 4 раза. Г. В 16 раз.

1. С увеличением давления равновесие обратимой химической реакции, уравнение которой С2Н4(Г) + Н2О(Г) ↔ С2Н5ОН(Г):

A. Не изменится. Б. Сместится в сторону продуктов реакции.

B. Сместится в сторону исходных веществ.

1. Для смещения химического равновесия обратимой реакции, уравнение которой 2SO2 + О2 ↔ 2SO3 + Q, в сторону исходных веществ необходимо:

A. Увеличить давление. Б. Повысить температуру.

B. Понизить температуру. Г. Применить катализатор.

1. Максимальная скорость химической реакции при взаимодействии веществ, формулы которых:

A. Zn(гран.) и НС1. Б. РЬ и НС1. В. Zn(пыль) и НС1. Г. Fe и НС1.

1. Повышение температуры смещает химическое равновесие вправо в обратимой реакции, уравнение которой:

A. 2Н2 + О2↔2Н2О + Q. Б. SO2 + Н2О↔H2SO3 + Q.

B. 2NO + О2↔2NO2 + Q. Г.C4H10↔C4H8 + H2-Q.

1. Скорость химической реакции, уравнение которой Mg + 2HCl = MgCl2 + H2↑, при уменьшении концентрации кислоты за каждые 10 с на 0,04 моль/л равна:

А. 0,00004 моль/л•с). Б. 0,004 моль/(л•с). В. 0,0004 моль/л•с). Г. 0,04 моль/л•с).

1. Установите соответствие.

Уравнение реакции: 1. С + О2= СО2. 2. С + СО2 = 2СО.

Формула для определения скорости реакции:

A. v = k·C(О2). B. v = k-C(O2)·C(С). Б. v = k·C(С).С(СО2). Г. v = k·C(CО2).

*Задания со свободным ответом*

1. В какую сторону сместится химическое равновесие в реакции, уравнение которой С2Н4 + Н2 ↔ C2H6 + Q, в случае:

а) повышения давления; б) уменьшения температуры; в) увеличения концентрации С2Н4; г) применения катализатора? Дайте обоснованный ответ.

1. Запишите схему химической реакции, скорость которой можно рассчитать по формуле v = k • СА • СВ.
2. Почему, если смешать твердый нитрат свинца (II) и иодид калия, признаки реакции можно наблюдать через несколько часов, а если слить растворы этих солей, признаки реакции появятся сразу? Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.
3. Составьте термохимическое уравнение реакции разложения карбоната кальция, если для разложения 25 г карбоната кальция потребовалось 44,5 кДж теплоты.

ВАРИАНТ 2 *Тестовые задания с выбором ответа и на соотнесение*

1. Фактор, не влияющий на скорость химической реакции:
   1. Давление. Б. Катализатор. B. Способ получения реагентов. Г. Температура.
2. Фактор, не влияющий на смещение химического равновесия:
   1. Давление. Б. Концентрация реагирующих веществ.

B. Температура. Г. Природа реагирующих веществ.

1. С увеличением концентрации хлора в 2 раза скорость химической реакции, уравнение которой СО + С12 = СС12О:
   1. Не изменится. Б. Увеличится в 2 раза.

B. Увеличится в 4 раза. Г. Уменьшится в 4 раза.

1. С уменьшением давления в 3 раза скорость прямой химической реакции, уравнение которой N2 + О2 <=> 2NO, уменьшится:

А. В 3 раза. Б. В 27 раз. В. В 9 раз. Г. В 81 раз.

1. Для увеличения скорости химической реакции в 32 раза (температурный коэффициент у = 2) надо повысить температуру:

А. На 30 °С. Б. На 50 °С. В. На 40 °С. Г. На 60 °С.

1. С увеличением концентрации SO2 равновесие обратимой химической реакции, уравнение которой 2SO2 + О2 ↔2SO3 + Q:
   1. Не изменится. Б. Сместится в сторону продуктов реакции.
   2. Сместится в сторону исходных веществ.
2. Для смещения химического равновесия обратимой реакции, уравнение которой N2 + ЗН2 ↔ 2NH3 + Q, в сторону продуктов реакции необходимо:
   1. Увеличить концентрацию NH3. Б. Повысить температуру.

B. Повысить давление. Г. Применить катализатор.

1. Скорость химической реакции максимальна при взаимодействии веществ, формулы которых:

A. С2Н5ОН(Ж) и О2. Б. С2Н5ОН(Г) и О2. B. N2 и О2. Г. СuО и H2SO4.

1. Понижение давления смещает химическое равновесие вправо в реакции, уравнение которой:
   1. СН4 + Н2О ↔ ЗН2 + СО. Б. СО2 + Н2О ↔ Н2СО3.
   2. ЗН2 + N2 ↔2NH3. Г. 2СО + О2 ↔ 2СО2.
2. Скорость химической реакции, уравнение которой CuO + H2SO4 = CuSO4 + Н2О, при уменьшении концентрации кислоты за каждые 10 с на 0,03 моль/л равна:

А. 0,1 моль/(л•с). Б. 0,002 моль/(л•с). В. 0,001 моль/(л•с). Г. 0,003 моль/(л•с).

1. Установите соответствие.

Уравнение реакции: 1. Н2О + СО2 ↔ Н2СО3. 2. 2СО + О2 ↔2СО2.

Формула для определения скорости обратной реакции:

**A.** υ = k·C(H2О)·C(CO2). **Б.** υ= k·C2(CO2). **В.** υ = k·С2(CО)·С(О2). **Г.** υ= k·C(Н2CO3).

*Задания со свободным ответом*

1. В какую сторону сместится химическое равновесие реакции, уравнение которой 4НС1(Г) + О2 (Г)↔ 2Н2О(Г) + 2С12(Г) + Q, в случае:

а) повышения температуры; б) уменьшения давления; в) увеличения концентрации О2;

г) применения катализатора? Дайте обоснованный ответ.

1. Запишите схему химической реакции, скорость которой можно рассчитать по формуле v = k • С2А • СВ
2. Приведите примеры химических реакций, иллюстрирующих влияние катализатора на направление химического процесса: а) для неорганических веществ; б) для органических соединений. Запишите уравнения этих реакций.
3. Составьте термохимическое уравнение реакции разложения нитрата калия, если для образования 5,6 л кислорода потребовалось 63,7 к Дж теплоты.

ВАРИАНТ 3. *Тестовые задания с выбором ответа и на соотнесение*

1. Фактор, не влияющий на скорость химической реакции:
   1. Место проведения реакции. Б. Концентрация реагирующих веществ.
   2. Природа реагирующих веществ. Г. Температура.
2. Фактор, влияющий на смещение химического равновесия:
   1. Катализатор. Б. Концентрация реагирующих веществ.
   2. Природа реагирующих веществ.

Г. Тип кристаллической решётки реагирующих веществ.

1. С увеличением концентрации кислорода в 2 раза скорость химической реакции, уравнение которой СН4 + 2О2 = СО2 + 2Н2О:
   1. Не изменится. Б. Увеличится в 2 раза. B. Увеличится в 4 раза. Г. Уменьшится в 4 раза.
2. С увеличением давления в 4 раза скорость прямой химической реакции, уравнение которой 2СО + О2 ↔ 2СО2, увеличится:

А. В 4 раза. Б. В 16 раз В. В 64 раза. Г. В 128 раз.

1. При повышении температуры на 20 °С (температурный коэффициент γ= 3) скорость химической реакции увеличится:

А. В 3 раза. Б. В 9 раз. В. В 27 раз. Г. В 81 раз.

1. С увеличением температуры равновесие обратимой химической реакции, уравнение которой CO2(г) + C(т)↔ 2CO(г)-Q:
   1. Не изменится. Б. Сместится в сторону продуктов реакции.
   2. Сместится в сторону исходных веществ.
2. Для смещения химического равновесия обратимой реакции, уравнение которой 2NO + О2 <=> 2NO2 + Q, в сторону исходных веществ необходимо:
   1. Увеличить концентрацию NO2. Б. Повысить давление.

B. Понизить температуру. Г. Применить катализатор.

1. Скорость химической реакции максимальна при взаимодействии веществ, формулы которых:

А. ВаС12(т) и H2SO4. Б. ВаС12(р.р) и H2SO4 В. ВаО и H2SO4. Г. СаСО3 и H2SO4.

1. Понижение температуры смещает химическое равновесие вправо в реакции, уравнение которой:
   1. 2NO + О2 ↔2NO2 + Q. Б. C2H6 ↔ 2С + ЗН2 -Q.

B. 2НВr ↔ Н2 + Br2 - Q. Г. 2HI ↔Н2 + I2 - Q.

1. Скорость химической реакции, уравнение которой СаСО3 + 2НС1 = СаС12 + СО2↑ + Н2О, при уменьшении концентрации кислоты за каждые 20 с на 0,05 моль/л равна:

А. 2,5 моль/(л•с). Б. 0,25 моль/(л•с). В. 0,025 моль/(л•с). Г. 0,0025 моль/(л•с).

1. Установите соответствие.

Уравнение реакции: l. S + O2 = SO2. 2. N2 + О2 ↔ 2NО.

Формула для определения скорости необратимой (1) или прямой (2) реакции:

* 1. v = k·C(S)·C(О2). **Б.** v = k·С(О2). **B.** v = k·C(N2)∙ C(O2). **Г.** v = k· С2(NO).

*Задания со свободным ответом*

1. В какую сторону сместится химическое равновесие в реакции, уравнение которой 2СО + О2 ↔ 2СО2 + Q, в случае:

а) повышения температуры; б) повышения давления; в) увеличения концентрации О2;

г) применения катализатора? Дайте обоснованный ответ.

1. Запишите схему химической реакции, скорость которой можно рассчитать по формуле v = k • С2А.
2. Почему реакция между кислотой и гладкой гранулой цинка идет медленнее, чем с этой же кислотой и шероховатой гранулой?
3. Составьте термохимическое уравнение реакции синтеза аммиака, если в реакцию вступило 44,8 л водорода и при этом выделилось 60 кДж теплоты.

ВАРИАНТ 4. *Тестовые задания с выбором ответа и на соотнесение*

1. Фактор, не влияющий на скорость химической реакции:

А. Катализатор. Б. Концентрация реагирующих веществ.

B. Природа реагирующих веществ. Г. Размер пробирки.

1. Фактор, не влияющий на смещение химического равновесия:

А. Давление. Б. Ингибитор. B. Концентрация реагирующих веществ. Г. Температура.

1. С увеличением концентрации оксида углерода (II) в 2 раза скорость химической реакции, уравнение которой 2СО + О2 = 2СО2:

А. Не изменится. Б. Увеличится в 2 раза. B. Увеличится в 4 раза. Г. Уменьшится в 4 раза.

1. С уменьшением давления в 2 раза скорость прямой реакции, уравнение которой N2 + 3H2 <=> 2NH3, уменьшится:

А. В 2 раза. Б. В 8 раз. В. В 16 раз. Г. В 32 раза.

1. Для увеличения скорости химической реакции в 27 раз (температурный коэффициент γ=3) надо повысить температуру:

А. На 30 °С. Б. На 40 °С. В. На 50 °С Г. На 60 °С.

1. С увеличением давления равновесие обратимой химической реакции, уравнение которой CO(г)+2H2(г)↔CH3OH(г) + Q:

А. Не изменится. Б. Сместится в сторону продуктов реакции.

B. Сместится в сторону исходных веществ.

1. Для смещения химического равновесия обратимой реакции, уравнение которой СН3СООН + С2Н5ОН ↔ СН3СООС2Н5 + Н2О, в сторону продуктов реакции необходимо:

А. Добавить H2SO4. Б. Добавить щелочь. B. Добавить воду. Г. Применить катализатор.

1. Скорость химической реакции максимальна при взаимодействии веществ, формулы которых:

А. Н2 и О2. В. N2 и О2. Б. S и О2. Г. С5Н12 и О2.

1. Повышение давления смещает химическое равновесие реакции вправо в системе, уравнение которой:

A. 2NO2 ↔ N2O4. Б. N2 + О2 ↔2NO. B. СаСО3 ↔ СаО + СО2. Г. СН4 ↔ С + 2Н2.

1. Скорость реакции, уравнение которой Zn + 2HCl = ZnCl2 + H2↑,

при уменьшении концентрации кислоты за каждые 30 с на 0,06 моль/л равна:

А. 0,001 моль/(л • с). Б. 0,002 моль/(л • с). В. 0,004 моль/(л • с). Г. 0,02 моль/(л • с).

1. Установите соответствие.

Уравнение реакции: 1. СаО + СО2 = СаСО3. 2. Н2 + С12 = 2НС1.

Формула для определения скорости реакции:

A.v = k·C(СаО)·C(СО2). Б. v = k·С(Н2)·С(Сl2) B.v = k· C(СO2). Г. v = k· С2(HCl).

*Задания со свободным ответом*

1. В какую сторону сместится химическое равновесие реакции, уравнение которой С2Н4(Г) + Н2О(Г) ↔ С2Н5ОН(Г) + Q, в случае:

а) повышения температуры; б) повышения давления; в) увеличения концентрации С2Н4;

г) применения катализатора? Дайте обоснованный ответ.

1. Запишите схему химической реакции, скорость которой можно рассчитать по формуле v = к· СА • СB.
2. Почему в местах хранения порожних цистерн, в которых перевозили концентрированную серную кислоту, нельзя зажигать огонь, опасно даже пламя спички?
3. Составьте термохимическое уравнение реакции горения оксида углерода (II), если при сгорании 0,4 моль его выделилось 113,76 кДж теплоты.

Тема 2 **Эле­менты химической термодинамики**

1 При стандартных условиях теплота образования равна 0 для:

а) водорода;

б) воды;

в) пероксида водорода;

г) алюминия.

2 Реакция, уравнение которой

N2 + O2 = 2NO – Q,

относится к реакциям:

а) эндотермического соединения;

б) экзотермического соединения;

в) эндотермического разложения;

г) экзотермического разложения.

3 При взаимодействии 10 г натрия с водой выделяется 36,46 кДж теплоты. Какое количество теплоты (в кДж) выделилось, если в результате реакции образовалось 200 г гидроксида натрия?

а) 838;

б) 209,5;

в) 364,6;

г) 419.

4 Эндотермической является реакция:

а) горения водорода;

б) разложения воды;

в) горения углерода;

г) горения метана.

5 Известны тепловые эффекты следующих процессов:

2С2Н2 (г.) + 5О2 (г.) = 4СО (г.) + 2Н2О (ж.) + 2600 кДж,

Н2О (ж.) = Н2О (г.) – 40 кДж.

6 Какую массу воды (в г), находящейся при температуре кипения, можно испарить за счет теплоты, полученной при полном сгорании 89,6 л (н.у.) ацетилена?

а) 72;

б) 1170;

в) 2340;

г) 4680.

7 Какое определение неверно для данной реакции:

2NaNO3 (тв.) = 2NaNO2 (тв.) + O2 (г.) – Q?

а) гетерогенная;

б) эндотермическая;

в) реакция соединения;

г) окислительно-восстановительная.

8 Даны теплоты реакций:

С + 1/2О2 = СО + 110 кДж,

2СО + О2 = 2СО2 + 566 кДж.

Определить теплоту образования углекислого газа из простых веществ (в кДж/моль).

а) 346;

б) 786;

в) 503;

г) 393.

9 Дано термохимическое уравнение:

2SO2 + O2 = 2SO3 + 198 кДж.

В результате реакции выделилось 495 кДж теплоты. Какая масса (в г) сернистого газа прореагировала с кислородом?

а) 160;

б) 640;

в) 320;

г) 320.

10 Теплота сгорания ацетилена – 1300 кДж/моль. Какое количество теплоты (в кДж) выделится при сгорании 1л ацетилена (в пересчете на н.у.)?

а) 58;

б) 116;

в) 1300;

г) 58 000.

11 Основным законом термохимии является закон:

а) Гей-Люссака;

б) Гесса;

в) Авогадро;

г) Пруста.

**Раздел : Растворы. Электро­литическая диссо­циация.**

Тема 1 Электро­литическая диссо­циация

1 Реакция, которая происходит при растворении гидроксида магния в серной кислоте, описывается сокращенным ионным уравнением:

а) Mg2+ + SO42– = MgSO4;

б) H+ + OH– = H2O;

в) Mg(OH)2 + 2H+ = Mg2+ + 2H2O;

г) Mg(OH)2 + SO42–= MgSO4 + 2OH–.

2 В четырех сосудах содержится по одному литру 1М растворов перечисленных ниже веществ. В каком растворе содержится больше всего ионов?

а) Сульфат калия;

б) гидроксид калия;

в) фосфорная кислота;

г) этиловый спирт.

3 Степень диссоциации не зависит от:

а) объема раствора;

б) природы электролита;

в) растворителя;

г) концентрации.

4 Сокращенное ионное уравнение

Al3+ + 3OH– = Al(OH)3

соответствует взаимодействию:

а) хлорида алюминия с водой;

б) хлорида алюминия с гидроксидом калия;

в) алюминия с водой;

г) алюминия с гидроксидом калия.

5 Электролит, который не диссоциирует ступенчато, – это:

а) гидроксид магния;

б) фосфорная кислота;

в) гидроксид калия;

г) сульфат натрия.

6 Слабым электролитом является:

а) гидроксид бария;

б) гидроксид алюминия;

в) плавиковая кислота;

г) йодоводородная кислота.

7 Сумма коэффициентов в кратком ионном уравнении взаимодействия баритовой воды и углекислого газа равна:

а) 6;

б) 4;

в) 7;

г) 8.

8 В растворе не могут находиться следующие пары веществ:

а) хлорид меди и гидроксид натрия;

б) хлорид калия и гидроксид натрия;

в) соляная кислота и гидроксид натрия;

г) серная кислота и хлорид бария.

9 Вещество, добавление которого к воде не изменит ее электропроводности, – это:

а) уксусная кислота;

б) хлорид серебра;

в) серная кислота;

г) хлорид калия.

10 Как будет выглядеть график зависимости накала электрической лампочки, включенной в цепь, от времени, если электроды погружены в раствор известковой воды, через который длительное время пропускают углекислый газ?

а) Линейное возрастание;

б) линейное убывание;

в) сначала убывание, затем возрастание;

г) сначала возрастание, затем убывание.

**Тема 2 «Гидролиз солей»**

1 Водный раствор вещества А имеет нейтральную среду, а водный раствор вещества В – кислую среду. Растворы веществ А и В взаимодействуют между собой. Укажите эти вещества:

а) А – хлорид натрия, В – нитрат серебра;

б) А – нитрат бария, В – фосфорная кислота;

в) А – хлорид меди(II), В – уксусная кислота;

г) А – фторид натрия, В – хлорид бария.

2 Сумма коэффициентов в уравнении реакции между водными растворами нитрата хрома(III) и сульфида натрия равна:

а) 19;

б) 12;

в) 6;

г) 22.

3 Газ выделяется при смешивании растворов хлорида хрома(III) и:

а) гидросульфида аммония;

б) гидроортофосфата калия;

в) гидросульфата натрия;

г) силиката натрия.

4 В четырех пробирках находятся водные растворы перечисленных ниже солей. Раствор какой соли можно отличить от других с помощью лакмуса?

а) бромид алюминия;

б) сульфат цинка;

в) нитрат свинца;

г) силикат калия.

5 Гидролиз протекает при растворении в воде:

а) бромида кальция;

б) фосфата кальция;

в) нитрита кальция;

г) ацетата кальция.

6 Гидролизу по аниону подвергается соль:

а) хлорид бария;

б) нитрит калия;

в) хлорид аммония;

г) фосфат натрия.

7 Цинк будет растворяться при погружении его в раствор:

а) хлорида натрия; б) хлорида бария;

в) хлорида алюминия; г) хлорида калия.

8 Пара веществ, в растворе которых фиолетовый лакмус изменяет окраску на красную и синюю, соответственно:

а) карбонат натрия и сульфит калия;

б) сульфат цинка и бромид алюминия;

в) хлорид никеля(II) и нитрит бария;

г) нитрат натрия и хлорид кальция.

9 Гидролиз невозможен для следующей группы соединений:

а) оксиды;

б) нитриды;

в) фосфиды;

г) гидриды.

10 Подавить гидролиз сульфата магния можно:

а) разбавлением раствора;

б) нагреванием раствора;

в) добавлением раствора серной кислоты;

г) добавлением раствора гидроксида натрия.

**Раздел: Окислительно-восстановительные реакции.**

**Тема 1 ОВР**

Часть «А» - выберите один вариант ответа из предложенных:

1. Окислительно-восстановительными реакциями называются

А) Реакции, которые протекают с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ;

Б) Реакции, которые протекают без изменения степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ;

В) Реакции между сложными веществами, которые обмениваются своими составными частями

2. Окислитель – это …

А) Атом, который отдаёт электроны и понижает свою степень окисления;

Б) Атом, который принимает электроны и понижает свою степень окисления;

В) Атом, который принимает электроны и повышает свою степень окисления;

Г) Атом, который отдаёт электроны и повышает свою степень окисления

3. Процесс восстановления – это процесс…

А) Отдачи электронов;

Б) Принятия электронов;

В) Повышения степени окисления атома

4. Данное вещество является только окислителем

А) H2S; Б) H2SO4; В) Na2SO3; Г) SO2

5. Данное вещество является только восстановителем

А) NH3; Б) HNO3; В) NO2; Г) HNO2.

6.Степень окисления фосфора в соединении Mg3P2:

а) +3

б) +2

в) -2

г) -3

7. Укажите вещество, в котором атом углерод имеет наибольшую степень окисления:

а) CCl4

б) CH4

в) CHCl3

г) HCOOH

8. Степень окисления атома азота в ионе аммония NH4+:

а) - 3

б) - 4

в) +3

г) + 4

9. Элемент проявляет в соединениях максимальную степень окисления +5. Какую электронную конфигурацию валентных электронов может иметь этот элемента в основном состоянии:

а) 2p5

б) 2s22p3

в) 3s23p5

г) 4s23d3

10. Схема, отражающая процесс окисления:

а) S0 → S-2

б) S+6 → S+4

в) S+4→ S+6

г) S+6 → S-2

11. Дихромат калия обработали сернистым газом в сернокислом растворе, а затем водным раствором сульфида калия. Конечным веществом Х является:

а) хромат калия;

б) оксид хрома(III);

в) гидроксид хрома(III);

г) сульфид хрома(III).

12 Какой продукт реакции между перманганатом калия и бромоводородной кислотой может реагировать с сероводородом?

а) Бром;

б) бромид марганца(II);

в) диоксид марганца;

г) гидроксид калия.

13 При окислении йодида железа(II) азотной кислотой образуются йод и монооксид азота. Чему равно отношение коэффициента при окислителе к коэффициенту при восстановителе в уравнении этой реакции?

а) 4 : 1;

б) 8 : 3;

в) 1 : 1;

г) 2 : 3.

14 Степень окисления атома углерода в гидрокарбонат-ионе равна:

а) +2;

б) –2;

в) +4;

г) +5.

15 Перманганат калия в нейтральной среде восстанавливается до:

а) марганца; б) оксида марганца(II);

в) оксида марганца(IV); г) манганата калия.

16 Сумма коэффициентов в уравнении реакции диоксида марганца с концентрированной соляной кислотой равна:

а) 14; б) 10; в) 6; г) 9.

17 Из перечисленных соединений только окислительную способность проявляют:

а) серная кислота;

б) сернистая кислота;

в) сероводородная кислота;

г) сульфат калия.

18 Из перечисленных соединений окислительно-восстановительную двойственность проявляют:

а) пероксид водорода;

б) пероксид натрия;

в) сульфит натрия;

г) сульфид натрия.

19 Из перечисленных ниже типов реакций окислительно-восстановительными являются реакции:

а) нейтрализации;

б) восстановления;

в) диспропорционирования;

г) обмена.

20 Степень окисления атома углерода численно не совпадает с его валентностью в веществе:

а) тетрахлорид углерода;

б) этан;

в) карбид кальция;

г) угарный газ.

21.Степень окисления хлора в соединении Ca(ClO)2:

а) +1

б) +2

в) -2

г) -1

22. Укажите вещество, в котором атом азота имеет наименьшую степень окисления:

а) NaNO2

б) N2O3

в) N2O5

г) Na3N

23. Степень окисления атома серы в сульфит-ионе SО32-

а) - 2

б) +2

в) +4

г) +6

24. Элемент проявляет в соединениях низшую степень окисления -1. Какую электронную конфигурацию валентных электронов может иметь этот элемента в основном состоянии:

а) 2s1

б) 2s22p1

в) 3s23p5

г) 4s13d5

25. Схема, отражающая процесс восстановления:

а) N-3 → N0

б) N+3 → N+5

в) N+5 → N+4

г) N-3 → N+2

Часть «В» - установите соответствие (Например, А – 2)

1. Установите соответствие между полуреакцией и названием процесса

А) S0 - 6ē = S+6 1) Процесс окисления

Б) N+5 + 8ē = N-3 2) Процесс восстановления

В) O-2 -2 ē = O0

Г) H0 - 1ē = H+1

2. Установите соответствие между уравнением химической реакции и её типом

А) 2H2+O2=2H2O 1) Разложения, ОВР

Б) 2CuO=2Cu+O2 2) Соединения, не ОВР

В) Na2O+2HCl=2NaCl+H2O 3) Обмена, не ОВР

Г) 4HNO3=4NO2+2H2O+O2 4) Соединения, ОВР

3. Установите соответствие между атомом фосфора в формуле вещества и его окислительно-восстановительными свойствами, которые он может проявлять

А) H3PO4 1) Окислитель

Б) P2O5 2) Восстановитель

В) PH3 3) Окислитель и восстановитель

Г) Na3P

4. Коэффициент перед формулой окислителя в уравнении реакции, схема которой P + HNO3 + H2O→ NO + H3PO4 \_\_\_\_\_\_\_\_\_ (запишите цифру).

**Часть «С»** - решите задание

1. Из предложенных реакций выберите только ОВР, определите степени окисления атомов, укажите окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления, расставьте коэффициенты методом электронного баланса:

NaOH + HCl = NaCl + H2O

Fe(OH)3= Fe2O3+H2O

Na + H2SO4= Na2SO4+H2

2. Коэффициент перед формулой восстановителя в уравнении реакции, схема которой P + KClO3 → KCl + P2O5 \_\_\_\_\_\_\_\_ ( запишите цифру)

3. Составьте уравнение реакции растворения алюминия в разбавленной азотной кислоте. Продукт восстановления азотной кислоты – нитрат аммония.

Подберите коэффициенты методом электронного баланса.

4.Составьте уравнение реакции взаимодействия иодида натрия с концентрированной серной кислотой. Продукт восстановления серной кислоты – сероводород. Подберите коэффициенты методом электронного баланса.

**Тема 2 «Электролиз»**

1 При электролизе раствора сульфата цинка с инертными электродами на аноде выделяется:

а) цинк;

б) кислород;

в) водород;

г) сера.

2 Объем кислорода (в л, н.у.), выделившегося на инертном аноде при пропускании электрического тока силой 20 А в течение 2,5 ч через раствор сульфата калия, равен:

а) 10,4;

б) 11,2;

в) 6,8;

г) 20,6.

3 При электролизе 240 г 15%-го раствора гидроксида натрия на аноде выделилось 89,6 л (н.у.) кислорода. Массовая доля вещества в растворе после окончания электролиза равна (в %):

а) 28,1;

б) 32,1;

в) 37,5;

г) 40,5.

4 При электролизе раствора хлорида натрия образуются:

а) натрий и хлор;

б) гидроксид натрия, хлор и водород;

в) кислород и хлор;

г) натрий, хлор и соляная кислота.

5 При электролизе расплава гидроксида натрия на аноде выделяется:

а) натрий;

б) водород;

в) кислород;

г) вода.

6 При электролизе раствора хлорида кальция на катоде выделилось 5,6 г водорода. Какова масса (в г) вещества, выделившегося на аноде?

а) 198,8;

б) 99,4;

в) 89,6;

г) 44,8.

7 Медный купорос массой 100 г растворили в воде и провели электролиз до обесцвечивания раствора. Объем (в *л, н.у.*) собранного газа равен:

а) 2,24;

б) 4,48;

в) 11,2;

г) 22,4.

8 Платиновый электрод:

а) инертный;

б) растворимый;

в) расходуется в процессе электролиза;

г) не расходуется в процессе электролиза.

9 Процесс на катоде при электролизе растворов солей зависит от:

а) природы катода;

б) активности металла;

в) состава аниона;

г) не зависит от перечисленных факторов.

10 При электролизе раствора нитрата меди(II) с медными электродами на аноде будет происходить:

а) выделение диоксида азота;

б) выделение монооксида азота;

в) растворение анода;

г) выделение кислорода.

А.1 Вопросы для опроса:

Тема 1 **Основные классы неорганических соединений и типы**

**химических реакций**

1. Основные классы неорганических соединений; кислоты, основание и соли.
2. Номенклатура неорганических соединений.
3. Основные типы химических реакций: реакции обменного разложения,

окислительно-восстановительные, экзо- и эндотермические,

каталитические, гомо- и гетеролитические.

1. Реакции окисления и восстановления. Степень окисления и валентность.
2. Важнейшие окислители, их место в периодической системе Д.И. Менделеева.
3. Окислительно-восстановительный эквивалент.
4. Методика составления уравнений окислительно-восстановительных реакций на основе метода электронного баланса.

Тема 2 **Строение атома**

2.1 Квантово-механическая модель атома. Дуализм электрона. Уравнение де Бройля. Вероятностный характер движения электрона в атоме. Принцип неопределенности Гейзенберга. Электронное облако. Атомная орбиталь.

2.2 Характеристика энергетического состояния электрона в атоме системой квантовых чисел: главное (n), орбитальное (l), магнитное (m) и спиновое (s) квантовые числа; их физический смысл и взаимосвязь.

2.3 Многоэлектронные атомы. Принцип Паули. Максимальное число электронов на орбиталях, подуровнях и уровнях.

2.4 Принцип минимума энергии. Последовательность заполнения электронами атомных орбиталей. Электронные формулы элементов; s-, p-, d-, f-элементы.

2.5 Заполнение электронами атомных орбиталей одного подуровня, правило Хунда. Электронно-графические формулы (спиновые схемы) элементов.

2.6.Связь между электронным строением атомов и положением элементов в периодической системе: s-, p-, d-, f- семейства элементов.

2.7 Радиусы атомов. Закономерности изменения радиусов атомов, энергии ионизации, энергии сродства к электрону, электроотрицательности s- и p- элементов (по группам и периодам).

2.8 Основное и возбужденное состояние атома.

Тема 3 **Химическая связь**

3.1 Метод валентных связей. Основные положения метода. Механизм и способы образования ковалентной химической связи. Валентность. Максимальная валентность. Валентно-насыщенное и валентно-ненасыщенное состояние атома (на примере элементов II периода). Длина связи. Энергия связи.

3.2 Направленность химической связи. Влияние направленности связи на пространственную конфигурацию молекул типа АА, АВ, А2В, А3В. Насыщаемость, кратность связи.

3.3 Гибридизация атомных орбиталей атомов Ве, В, С на примере образования молекул ВеН2, ВН3, СН4 .

3.4 σ- и π-Связи.

3.5 Понятие о нелокализованной π-связи.

3.6 Полярность и поляризуемость химической связи. Дипольный момент связи (постоянный и индуцированный). Полярная и неполярная ковалентная связь. Ионная связь как предельно поляризованная ковалентная связь. Степень окисления атомов. Гомо- и гетеролитический разрыв связи.

3.7 Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Роль водородной связи в процессах ассоциации, растворения и биохимических процессах.

Тема 4 **Энергетика химических процессов**

4. 1 Дайте определение, что такое термодинамическая система. Приведите примеры открытых, закрытых и изолированных систем в медицине и биологии.

4.2 Что такое экстенсивные и интенсивные параметры? Приведите примеры указанных параметров, которые характеризуют состояние живых систем.

4.3 Приведите классификацию термодинамических процессов. Охарактеризуйте каждый тип процесса.

4.4 Сформулируйте первое начало термодинамики. На конкретном примере покажите применимость первого начала термодинамики к биологическим системам.

4.5 Сформулируйте закон Гесса и следствия из него.

4.6 Второй закон термодинамики. Его формулировки и математические выражения. Энтропия. Зависимость её от фазового состояния вещества.

4.7 Термодинамические потенциалы. Изобарно-изотермический потенциал — мера способности системы к самопроизвольному процессу.

4.8 Приложение закона Гесса к определению энтропии и энергии Гиббса.

4.9 Функции состояния системы. Стандартное состояние системы.

4.10 Критерии равновесия химической реакции. Связь между термодинамическими параметрами и константой равновесия химической реакции.

Тема 5 **Химическая кинетика**

* 1. Предмет химической кинетики.
  2. Скорость химической реакции (средняя, истинная).
  3. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Константа скорости реакции. Выражение закона действующих масс для гомогенных и гетерогенных систем. Примеры. Понятия о молекулярности и порядке реакции.
  4. Зависимость скорости реакции от температуры. Теория активных соударений, активные молекулы, энергия активации, энергетический барьер реакции.
  5. Катализ. Катализаторы. Основные признаки каталитических процессов. Примеры катализа. Свойства катализаторов. Теории гомогенного и гетерогенного катализа – теория промежуточных соединений и адсорбционная. Биологические катализаторы (ферменты), их особенности.
  6. Радиационно-химические реакции (радиолиз воды), влияние их на биологические объекты.
  7. Необратимые и обратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия.
  8. Смещение (сдвиг) химического равновесия. Принцип Ле-Шателье–Брауна.

Тема 6 **Растворы**

* 1. Насыщенный пар, давление насыщенного пара над чистым растворителем. Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над разбавленным раствором нелетучего неэлектролита; закон Рауля.
  2. Температуры кипения и замерзания растворов. Относительное повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания (депрессии) разбавленных растворов неэлектролитов по сравнению с чистыми растворителями; следствия из закона Рауля. Эбуллиоскопическая и криоскопическая постоянные, их физический смысл.
  3. Отклонение растворов электролитов от закона Рауля и его следствий. Изотонический коэффициент.
  4. Взаимосвязь между коллигативными свойствами растворов. Осмометрия, криометрия и применение их в медико-биологических исследованиях.
  5. Насыщенный пар, давление насыщенного пара над чистым растворителем. Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над разбавленным раствором нелетучего неэлектролита; закон Рауля.
  6. Температуры кипения и замерзания растворов. Относительное повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания (депрессии) разбавленных растворов неэлектролитов по сравнению с чистыми растворителями; следствия из закона Рауля. Эбуллиоскопическая и криоскопическая постоянные, их физический смысл.
  7. Отклонение растворов электролитов от закона Рауля и его следствий. Изотонический коэффициент.
  8. Взаимосвязь между коллигативными свойствами растворов. Осмометрия, криометрия и применение их в медико-биологических исследованиях

**Тема « Гальванические элементы»**

1. Что называют гальваническим элементом?

2. Как он образуется?

3. Почему возникает ток в гальваническом элементе?

4. Зарисовать схему возникновения электродного потенциала активного и малоактивного элементов, показать направление движения электронов (металлы выбрать самостоятельно)

5. На каких электродах идут процессы окисления, восстановления?

6. Что называют стандартным водородным потенциалом, как он устроен?

7. Можно ли создать гальванический элемент, используя электроды из одного и того же металла? Прокомментируйте свой ответ.

8. Что представляют собой аккумуляторы, каков их принцип работы?

9. Какие виды аккумуляторов вы знаете? Где они используются?

10. Какие процессы протекают при работе свинцового аккумулятора? В каком случае его содержимое замерзнет скорее: когда аккумулятор заряжен или разряжен? Почему?

11. Чем отличается электролиз раствора и расплава соли? Зависят ли процессы от состава соли? Приведите примеры.

12. Какие электроды являются инертными и растворимыми? Где они используются?

13. Законы Фарадея.

14. Приведите примеры использования электрохимических процессов в практической деятельности.

**Блок В - Оценочные средства для диагностирования сформированности уровня компетенций – «уметь»**

**В.0** **Примерные задания к выполнению лабораторных работ**

**Лабораторная работа № 4. Скорость реакций. Равновесие. Управление реакциями.**

***Цель работы:*** изучение скорости химической реакции и зависимости ее от различных факторов: природы реагирующих веществ, концентрации, температуры.

***Реактивы:*** хлороводородная кислота, серная кислота, уксусная кислота, гранулированный цинк, олово, свинец, литий, кусочек мела, раствор роданида калия и хлорида железа (III), раствора сульфата меди, тиосульфата натрия, порошок хлората калия, оксид марганца.

***Оборудование:*** пробирки, пипетки, газоотводные трубки, кристаллизаторы, спиртовки, шпатели, лучина.

**Опыт 1 Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ**

Подготовьте прибор для собирания газа над водой. В стеклянный кристаллизатор налейте воды; коническую пробирку заполните доверху водой. Закрыв отверстие пробирки пальцем, переверните ее вверх дном и опустите в кристаллизатор с водой. Под водой осторожно откройте пробирку. Укрепите в штативе пробирку и налейте в нее на ¾ объема 0,1М раствор уксусной кислоты. Опустите в пробирку 2-3 кусочка цинка, закройте пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в воду и подведите под пробирку. Запишите время заполнения пробирки газом.

Повторите опыт с 0,1М раствором соляной кислот. Напишите уравнения реакций взаимодействия цинка с уксусной и соляной кислотами. Чем объяснить различную скорость выделения водорода в первом и втором случаях.

**Опыт 2 Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ**

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ изучают на примере взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой.

Na2S2O3 + Н2SO4 = Na2SO4+ SO2 +Н2O + S

Признаком реакции является помутнение раствора вследствие выделения серы.

Налейте в три пробирки по 5 *мл* 1н раствора Н2SO4 . В три другие пробирки налейте в первую 5*мл* 0,05 н раствора Na2S2O3 и 10 *мл* воды; во вторую – 10 *мл* раствора Na2S2O3 и 5 *мл* воды; в третью 15 *мл* раствора Na2S2O3

Заметив время, в первую пробирку налейте из пробирки 5 *мл* отмеренного раствора серной кислоты и быстро перемешайте полученную смесь. Отметьте время начала помутнения раствора.

Проделайте тоже самое с двумя оставшимися пробирками. Результаты опыта внесите в таблицу:

Таблица 4 -Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Номер  пробирки | Объем, мл | | | Общий объем,  мл | Относительная концентрация | Температура опыта | Время начала опыта | Относительная скорость реакции | |
| Н2SO4 | Na2S2O3 | Н2O | υ теор | υ прак |
| 1 | 5 | 5 | 10 | 20 | 1 | 250 |  | 1 | 1 |
| 2 | 5 | 10 | 5 | 20 | 2 | 250 |  | 2 |  |
| 3 | 5 | 15 | - | 20 | 3 | 250 |  | 3 |  |

Рассчитайте υ практ для второго и третьего случаев, учитывая, что скорость реакции и время протекания реакции до начала помутнения раствора обратно пропорциональны. Следовательно,

υ1 = τ2

υ2 τ1 ,

где υ1 – скорость реакции в первом случае (υ1 = 1), υ2 - скорость реакции во втором (третьем) случае; τ1 – время протекания реакции до начала помутнения раствора в первом случае, *сек*; τ2 - время протекания реакции до начала помутнения раствора во втором (третьем) случае, *сек*.

Напишите уравнения реакций и сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации Na2S2O3 при данных условиях.

**Опыт 3 Влияние поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе**

***а) Взаимодействие карбоната кальция с соляной кислотой.*** Взять два одинаковых кусочка мела приблизительно одинакового размера. Один из кусочков поместить в пробирку, а другой измельчить и порошок перенести в другую пробирку. В обе пробирки одновременно внести по 1 *мл* хлороводородной кислоты. Сравнить время растворения мела в каждом случае.

Составьте уравнения реакций между карбонатом кальция и хлороводородной кислотой. Сделайте вывод о влиянии степени измельчения твердых веществ на скорость реакции.

***б) Взаимодействие нитрата свинца с иодидом калия.*** Несколько кристаллов иодида калия КI и нитрата свинца Рb(NO3)2 поместите раздельно в две сухие чистые ступки и тщательно разотрите пестиком. Приготовьте две сухие конические пробирки. В одну из них положите по нескольку кристаллов Рb(NO3)2 и КI, в другую насыпьте приблизительно такое же количество солей, растертых в порошок. Для перемешивания реагирующих веществ обе пробирки несколько раз энергично встряхните, закрыв отверстие пальцем. Поставьте пробирки в штатив и наблюдайте образование иодида свинца. Отметьте влияние поверхности соприкосновении реагирующих веществ на скорость химической реакции. Запишите уравнения реакции обмена между иодидом калия и нитратом свинца.

**Опыт 4 Влияние катализатора на скорость реакции. Гомогенный катализ**

***а) Каталитическое ускорение реакции разложения пероксида водорода.*** Налейте в пробирку 10 *мл* 3% раствора пероксида водорода. Опустите в пробирку тлеющую лучину, не касаясь раствора. Объясните, почему лучина не вспыхивает?

В коническую колбу налейте 10 *мл*0,01 М раствора молибдата натрия (аммония) Na2MoO4 и затем, постепенно, из пробирки прилейте 10 *мл* пероксида водорода.

Наблюдайте изменение окраски раствора и момент начала выделения пузырьков. Для завершения реакции смесь слегка нагрейте. Убедитесь в наличии кислорода в колбе при помощи тлеющей лучины.

Объясните наблюдения, приняв во внимание следующие реакции между молибдатом натрия и пероксидом водорода:

Н2O2 + Na2MoO4 → Na2MoO8 + 4Н2O

Na2MoO8→ Na2MoO4 + О2

И в конечном счете

2Н2O2 → 2Н2O + О2

Какую роль играет молибдат натрия?

***б) Каталитическое ускорение реакции окисления.*** Окисление соединений марганца (II) до марганца (VII) в растворе легко наблюдать, так как ион марганца Мn2+ практически бесцветный, а ион МnО4- окрашен в фиолетово-красный цвет.

Внесите в две пробирки по 3-4 капли сульфата марганца МnSО4 или нитрата Мn(NО3)2 марганца и подкислите таким же образом 2 *н* раствором азотной кислоты. В одну пробирку добавьте одну каплю раствора нитрата серебра АgNО3 и в обе пробирки по одному микрошпателю пероксидисульфата аммония (NН4)2S2О8

Поместите обе пробирки в водяную баню. В какой пробирке быстрее изменилась окраска?

Реакция протекала по уравнению:

МnSО4 +5 (NН4)2S2О8 + 8 Н2O→ 2НМnО4+ 5 (NН4)2SО4 + 7 Н2SО4

Азотная кислота в данной реакции не расходовалась, а добавлялась для создания определенной среды в начале реакции. Какой ион является катализатором в данном процессе?

***б) Каталитическое восстановление роданида железа (III).*** В две пробирки налить по 10 капель раствора роданида калия и по 1 капле хлорида железа (III). Наблюдать изменение окраски. В одну пробирку внести 1 каплю раствора сульфата меди, затем одновременно в обе пробирки добавить по 10 капель тиосульфата натрия (предварительно приготовляем его в двух других пробирках). Наблюдать изменение окраски в пробирке 1 в оранжевый цвет, в пробирке 2 – сначала в красный, затем в оранжевый. Напишите уравнение реакции взаимодействия роданида железа с тиосульфатом натрия. Сделайте вывод о влиянии катализатора на скорость реакции.

***в) Каталитическое разложение хлората калия.*** В две пробирки насыпать немного порошка хлората калия, в одну из них добавить на кончике шпателя оксид марганца. Пробирки закрыть пробками с газоотводными трубками и нагреть в пламени спиртовки. Собрать выделяющийся газ методом вытеснения воды. Составьте уравнение реакции разложения хлората калия. Сделайте вывод о влиянии катализатора на скорость реакции.

**Опыт 5 Гетерогенный катализ**

***Каталитическое действие воды (опыт проводят под тягой).*** Смешайте в фарфоровой ступке два микрошпателя порошка алюминия и один микрошпатель кристаллического йода. Протекает ли реакция между алюминием и йодом? На полученную смесь капните каплю воды. Наблюдайте бурную реакцию образования трииодида алюминия, сопровождающуюся большим выделением теплоты, за счет которой происходит возгонка непрореагировавшего йода, - появляются пары фиолетового цвета. Составьте уравнение реакции. Сделайте вывод о влиянии воды как катализатора на скорость реакции.

**Опыт 6 Влияние концентрации веществ на химическое равновесие**

В данном опыте изучают обратимую реакцию взаимодействия трихлорида железа FеС13 с тиоционатом аммония (калия) NH4NCS (КNCS). Тритиоционат железа Fе(NСS)3 придает раствору красную окраску. По изменению интенсивности окраски можно судить об изменении концентрации Fе(NСS)3 , т.е. о смещении равновесия в ту или иную строну.

В четыре пробирки внесите по 5-10 капель разбавленного раствора трихлорида железа FеС13 и тиоционата аммония (калия) NH4NCS (КNCS). Легким встряхиванием пробирок размешайте раствор. Поставьте пробирки в штатив.

В одну из пробирок микрошпателем добавьте несколько кристаллов трихлорида железа, в другую - тиоционат аммония (калия), в третью – хлорида аммония (калия), четвертую пробирку оставьте для сравнения. Встряхните пробирки

При оформлении отчета отметьте изменение интенсивности окраски в каждом случае; запишите уравнение реакции между FеС13 и NH4NCS (КNCS) и выражение константы равновесия данной реакции.

В каком направлении смещается равновесие и как изменяется концентрация каждого компонента в случае добавления: а) трихлорида железа, б) тиоционата аммония (калия), в) хлорида аммония (калия)?

**Тема: Окислительно-восстановительные реакции**

**Опыт 1 Восстановительные свойства металлов**

В три пробирки налейте по 2—3 мл 0,1 М раствора Н2SО4. В одну пробирку внесите магний или цинк, во вторую — железо, в третью — медь.

В три другие пробирки налейте по 2—3 мл концентрированного раствора Н2SО4. В одну пробирку внесите магний или цинк, во вторую — железо, в третью — медь.

Запишите наблюдения, составьте уравнения происходящих реакций и объясните результаты опыта.

**Опыт 2 Влияние рН среды на окислительно-восстановительные реакции**

В три пробирки налейте по 3 *мл* раствора перманганата калия. В  
первую пробирку прилейте 2 *мл* 1М раствора Н2SО4, во вторую —  
2 *мл* Н2О, в третью — 2 *мл* 2 М раствора КОН.

В каждую пробирку добавьте по 3 *мл* раствора сульфита натрия.

Запишите наблюдения, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций и объясните результаты опыта. Учтите, что фиолетовая окраска характерна для ионов МпО4-, слабо-розовая — для ионов Мп2+, зеленая — для ионов МпО42- , бурый цвет имеют осадки МпО2 и Мп(ОН)2.

**Опыт 3 Окислительно-восстановительные свойства нитрит-иона NО2-**

1. Получите нитрит натрия реакцией разложения нитрата натрия, и растворите его в воде.
2. К подкисленному раствору иодида калия (под тягой) добавь­те несколько капель раствора NаNО2 и несколько капель раствора  
   крахмала. Что наблюдается?
3. К подкисленному раствору КМпО4 добавьте до обесцвечивания­  
    раствор NаNО2 .Запишите наблюдения.
4. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций. Объясните, какова функция NаNО2 в опытах 2 и 3?

**В.1 Типовые задачи:**

Тема 1

1 Задача Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:

Ba → BaO→ BaCl2→ Ba(NO3)2 → BaSO4

Mg→ MgSO4 → Mg(OH)2 → MgO → MgCl2

1. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:

Zn → K2ZnO2 S →H2SO3

NH3 → HNO3 Cu → CuS

1. Какие из указанных газов вступают в химическое взаимодействие с растворами щелочи: НС1, Н2S, NO2, N2, С12, СН4, SO2, NH3? Написать уравнения соответствующих реакций.
2. Как доказать амфотерный характер ZnO, А12О3, Sn(OH)2, Cr(OH)3?
3. Cкакими из перечисленных ниже веществ будет реагировать соляная кислота: N2O5, Zn(OН)2, СаО, АgNO3, H3PO4, H2SO4? Составьте уравнения реакций.
4. Написать уравнения реакций, свидетельствующих об основных свойствах FeO, Cs2О, HgO, Bi2O3.
5. Написать уравнения реакций, свидетельствующих кислотный характер SeO2, SO3, Mn2O7, P2O5, CrO3.
6. Можно ли получить раствор, содержащий одновременно: а) Ва(ОН)2 и НС1, б) СаС12 и Nа2СO3; в) NаС1 и АgNO3; г) КС1 и NаNO3. Указать, какие комбинации невозможны и почему.
7. Какие из перечисленных ниже веществ реагируют с гидроксидом натрия: НNO3, СаО, СО2, CuSO4, Сd(ОН)2, P2O5? Составьте уравнения реакций.
8. Какие соли можно получить, имея в своем распоряжении CuSO4, АgNO3, К3PO4, BaCl2? Написать уравнения реакций и назвать полученные соли.

**1 Эквивалент**

1. Сколько молей эквивалентов цинка вступило в реакцию с кислотой, если при этом выделилось 2,8 *л* водорода, измеренного при нормальных условиях? *Ответ: 0,25 моль эквивалентов*.
2. Металл, массой 0,50 *г* вытеснил из раствора кислоты 198 *мл* водорода, собранного и измеренного над водой при 250С и 745*мм.рт.ст*. Давление насыщенного водяного пара 23,5 *мм рт.ст*. Рассчитайте молярную массу эквивалентов металла. *Ответ*: *32,7 г/моль*
3. При взаимодействии 6,75 *г* металла с серой образовалось 18,75 *г* сульфида. Рассчитайте молярную массу эквивалентов металла. *Ответ: 9 г/моль.*
4. При сгорании 5,0г металла образуется 9,44 г оксида металла. Рассчитайте молярную массу эквивалентов металла. *Ответ: 9,01 г/моль.*
5. Вычислить атомную массу двухвалентного металла и определить, какой это металл, если 8,34 *г* металла окисляются 0,680 *л* кислорода измеренного при нормальных условиях. *Ответ: 137,4, Ва*
6. На образование 43,239 *г* гидрида щелочного металла требуется 5,6 *л* водорода, измеренного при нормальных условиях. Вычислите эквиваленты щелочного металла и его гидрида. Какой это металл?*Ответ:86,478 г/моль, 85,478 г/моль*
7. Составьте уравнения реакции полного (до СО2) и неполного (до СО) окисления графита при его сгорании в атмосфере кислорода. Определите эквивалентные массы углерода в указанных реакциях. *Ответ: 3 и 6 (г/ моль-экв.)*
8. Молярная масса эквивалента сульфида металла равна 36 г/ моль. Определите атомную массу металла и идентифицируйте его, учтя что валентность металла равна двум.*Ответ:40 г/ моль.*
9. При соединении серы с 5,6 г железа образовалось 8,8 г сульфида железа. Вычислите эквивалентную массу металла и его эквивалент, если известно, что сера в образуемом сульфиде двухвалентна. *Ответ:28 г/ моль-экв.*
10. На нейтрализацию 1,35 г серной кислоты израсходовано 1,1 г гидроксида щелочного металла. Какова формула этого гидроксида?

**2 Строение атома**

1 Среди приведенных ниже электронных конфигураций укажите невозможные и объясните причину невозможности их реализации:

а) 1р3  б) 3р6 в) 3р7 г) 3 s2  д) 2s2 е) 3f2 ж) 2р4

2 Составьте электронно-графические схемы Fe2+ и Fe3+. Чем можно объяснить особую устойчивость электронной конфигурации иона Fe3+?

3 Структура валентного электронного строя атома элемента выражается формулой: а) 5s25р4; б) 3d54s2. Определите порядковый номер элемента и его название. Составьте полные структурно-графические формулы данных элементов.

4 Перечислите электронные аналоги среди элементов V1 группы периодической системы. Напишите в общем виде электронные формулы валентных электронных подуровней атомов этих элементов.

5 Сколько электронов на внешнем энергетическом уровне в атоме кремния? Покажите их расположения в квантовых ячейках.

6 Найдите в периодической системе Д.И.Менделеева элементы, которые являются электронными аналогами кислорода. Запишите сокращенные электронные формулы атомов этих элементов.

7 Структуры валентных электронных слоев выражаются формулами: а) 4s24p2; б) 5d46s2; в) 4s1. Составьте полные электронные формулы, определите порядковые номера, приведите названия элементов, определите принадлежность к электронным семействам.

8 Напишите электронные формулы атома Te и иона Te2-. Докажите, что валентность теллура в соединениях 2, 4, 6.

9 Напишите электронные формулы атома железа, ионов Fe2+ и Fe3+. Докажите с помощью электронно-графической схемы, что максимальная валентность железа в соединениях равна 6.

10 Напишите электронные формулы атома стронция и иона Sr2+. Укажите валентность стронция в нормальном и возбужденном состояниях. Какие значения принимают кантовые числа для внешних электронов атома стронция?

**3 Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева и ее связь со строением атома**

1. Что такое энергия ионизации? Как изменяется восстановительная активность s- и р- элементов в группах периодической системы с увеличением порядкового номера?
2. Где расположены в периодической системе: самые сильные окислители; самые сильные восстановители?
3. Что такое электроотрицательность? Как изменяется электро-отрицательность р-элементов: в одном периоде; в одной группе с увеличением порядкового номера?
4. Что такое сродство к электрону? Как изменяется окислительная активность неметаллов в одном периоде периодической системы с увеличением порядкового номера?
5. Как изменяется окислительная активность неметаллов в одной группе периодической системы с увеличением порядкового номера?
6. Исходя из положения галогенов в периодической системе, укажите, как изменяются восстановительные свойства галогеноводородов (то НF к НI)
7. Строение внешнего энергетического уровня атомов элементов 3s2 3р6 3d5 4s2. В каком периоде, и в какой группе находится этот элемент? Какой характер: кислотный, амфотерный или основной проявляет его оксид, соответствующей высшей валентности?
8. Исходя из положения металла в периодической системе, укажите какой из двух гидроксидов более сильное основание: Ва(ОН)2 или Мg(ОН)2, Са(ОН)2 или Fе(ОН)2, Сd(ОН)2 или Sr(ОН)2
9. Исходя из положения щелочных металлов в периодической системе, укажите, как изменяются свойства гидроксидов этих металлов (отNа к Сs).
10. Как изменяются металлические и неметаллические свойства элементов в пределах одного периода с увеличением порядкового номера?

**4 Химическая связь**

1. Описать с позиций метода валентных связей электронное строение молекулы ВF3 и иона ВF4-
2. Сравнить способы образования ковалентных связей в молекулах СН4, NН3 и иона ВF4-.
3. Какой атом или ион служит донором электронной пары при образовании иона ВН4-?
4. Дипольный момент молекулы НСN равен 2,9 D. Вычислить длину диполя.
5. Длина диполя молекулы фтороводорода равна 4х10-11м. вычислить ее дипольный момент в Дебаях и в кулонометрах.
6. Дипольные моменты молекул Н2О и Н2Sравны соответственно 1,84 и 0,94 D. Вычислите длины диполей. В какой молекуле связь более полярна?
7. На основании строения атомов в нормальном и возбужденном состояниях определите ковалентность лития и бора в соединениях: Li2Cl2, LiF, [BF4]-, BF3.
8. На основании строения атомов в нормальном и возбужденном состояниях определите ковалетность бериллия и углерода в молекулах BeCl2, (BeCl2)n, CO и CO2. Изобразите структурные формулы молекул.
9. Какой тип гибридизации в молекулах CCl4, H2O, NH3 ? Изобразите в виде схем взаимное расположение гибридных облаков и углы между ними.
10. Почему существует молекула PCl5, но не существует молекула NCl5, хотя азот и фосфор находятся в одной и той же подгруппе VA периодической системы? Какой тип связи между атомами фосфора и хлора? Укажите тип гибридизации атома фосфора в молекуле PCl5.

**5 Общие закономерности химических реакций**

1 Определите тепловой эффект реакции разложения 1 моля бертолетовой соли КСlО3(к), протекающей по уравнению:

2КСlО3(к) = 2КСl(к) + 3О2(г).

Напишите термохимическое уравнение. Определите, сколько тепла выделится при разложении 100 г бертолетовой соли. Какая из солей KCl или KClO3 более термически стойкая? *Ответы: - 44,7 кДж, - 36,5 кДж*

2 Вычислите тепловой эффект реакции спиртового брожения глюкозы (под действием ферментов), если известны теплоты образования C6H12O6 (к), C2H5OH(ж) соответственно, кДж /моль: - 1273,0; -277,6:

С6Н12О6(к) = 2 С2Н5ОН(ж) + 2СО2(г)

Напишите термохимическое уравнение. Сколько выделится тепла при брожении 1кг глюкозы? *Ответы: -69,22 кДж; -384,55 кДж.*

3 Реакция горения аммиака выражается уравнением:

4 NН3 (г) + 5О2(г) = 4 NО (г) + 6Н2О(г).

Вычислите тепловой эффект реакции в пересчете на 1 моль NН3 (г). Напишите термохимическое уравнение горения аммиака. *Ответ: -226,2 кДж*

4 Тепловой эффект реакции восстановления оксида вольфрама WO3(к) водородом, приводящий к образованию вольфрама и паров воды, равен +117,2 кДж. Вычислите теплоту образования оксида вольфрама. Сколько нужно затратить тепла для получения 500 г вольфрама? *Ответы: -842,7 кДж · моль-1; + 318,82 кДж.*

5 При получении одного грамм-эквивалента гидроксида кальция из CaO(к) и Н2О(ж) выделяется 32,75 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования оксида кальция. *Ответ: - 635, 5 кДж.*

6 Вычислите тепловой эффект реакции горения толуола С7Н8(ж):

С7Н8(ж) + 9О2(г)  = 7 СО2(г) + 4Н2О(г)

Напишите термохимическое уравнение. Сколько тепла выделится при сгорании 200 г толуола? *Ответ: -3771,9 кДж; - 8199,8 кДж.*

7 Используя энтальпии образования веществ, определите ΔН0 химической реакции:

2Mg(к) + СО2(г) = 2MgО(к) + Сграфит.

Сколько образуется графита, если в реакцию вступит 100 г Mg и сколько выделится тепла при этом? *Ответы: – 810,1 кДж; 25 г; - 1687,5 кДж.*

8 Реакция окисления этилового спирта выражается уравнением:

С2Н5ОН(ж) + 3,0 О2(г) = 2СО2(г) + 3Н2О(ж) .

Определить теплоту образования С2Н5ОН(ж) , зная ΔН х.р. = - 1366,87 кДж. Напишите термохимическое уравнение. Определите мольную теплоту парообразования С2Н5ОН(ж)→ С2Н5ОН(г), если известна теплота образования С2Н5ОН(г), равная –235,31 кДж · моль-1.*Ответы: - 277,67 кДж · моль-1 ; +42,36 кДж · моль-1*

9 Реакция горения бензола выражается термохимическим уравнением:

С6Н6(ж) + 7½ О2(г) = 6СО2(г) + 3Н2О(г) – 3135,6 кДж.

Вычислите теплоту образования жидкого бензола. Определите теплотворную способность жидкого бензола при условии, что стандартные условия совпадают с нормальными. *Ответы: 49,1 кДж · моль-1; -1,4 ·10 5 кДж.*

10 Определите тепловой эффект сгорания природного газа, протекающего по уравнению:

СН4(г)  + 2О2(г) = СО2(г) + 2Н2О(г),

Сколько тепла выделится при сгорании 1 м3 газа? Расчет проведите с допущением, что стандартные условия течения реакции совпадают с нормальными условиями. *Ответы: - 802,3 кДж; - 35817 кДж.*

**5.2 Химическое сродство**

**Самопроизвольные процессы**

1 Прямая или обратная реакция будет протекать в системе:

MnO2(к) + 4HCl(г) ↔ MnCl2(к) + Cl2(г)

Ответ мотивируйте, вычислив ΔG0 прямой реакции по стандартным энтальпиям образования и абсолютным энтропиям химических веществ. Изменится ли направление процесса при повышении температуры до 1000С? *Ответ: - 52,07 кДж; - 46,07 кДж.*

1. При какой температуре наступит равновесие системы:

2 NO (г) + Cl2 (г) ↔ 2 NOCl(г)?

При каких температурах реакция будет протекать в прямом, а при каких – в обратном направлении? *Ответ: 623,5 К.*

1. Не прибегая к вычислениям, определите, какие знаки (>0, <0, ≅0) имеют ΔG, ΔH и ΔS для протекающей в обратном направлении реакции:

2 Н2O (г) + 2 I2(г) ↔ 4 HI(г) + O2(г).

Как повлияет повышение температуры на направленность химической реакции?

1. При какой температуре наступит равновесие системы:

2 НCl (г) + I2(к) ↔ 2 HI(г) + Cl2(г)?

При каких температурах более сильным восстановителем будет являться йод, а при каких – хлор? *Ответ: 1557 К.*

5 Рассчитав на основании табличных данных ΔG и ΔS, определите тепловой эффект реакции: AsF3 (г) + F2 (г) ↔ AsF5 (г). Экзотермической или эндотермической является данная реакция? *Ответ: - 316,15 кДж.*

1. Вычислите изменение энергии Гиббса при 250С для реакции

СН4 (г) +2Н2S(г) → CS2(ж)+ 4H2(г)

по стандартным значениям энтальпий образования и абсолютных энтропий химических веществ. Можно ли назвать этот процесс самопроизвольным? Изменится ли направление процесса при повышении температуры до 1500С? *Ответ: 183,06 и 171,74 кДж.*

1. Рассчитайте ΔG0 реакции:

4NH3(г) +5O2(г) = 4NО(г) + 6Н2О(ж)

и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания данного процесса. Не производя вычислений, укажите, каково будет изменение энтропии. *Ответ: -957,8 кДж.*

1. Прямая или обратная реакция будет протекать в системе:

8NH3(г) + 3Br2(ж)→6NH4Br(к) + N2(г)?

Ответ мотивируйте, вычислив ΔG0 прямой реакции по стандартным энтальпиям образования и абсолютным энтропиям химических веществ. Изменится ли направление процесса при повышении температуры до 8000С? *Ответ: - 1584,87 кДж; - 2452,95 кДж.*

1. При какой температуре наступит равновесие системы:

РСl5(г) ↔РСl3(г) + С12(г)?

При каких температурах реакция будет протекать в прямом, а при каких – в обратном направлении? *Ответ: 447,6 К.*

10 Какие из карбонатов: ВеСО3, МgСО3 или СаСО3 можно получить по реакции взаимодействия соответствующих оксидов с СО2? Какая реакция идет более энергично? Ответ дайте, вычислив ΔG реакций. *Ответ: 31,24; - 65,32; - 130,17 кДж.*

**5.3 Химическая кинетика**

1. Во сколько раз уменьшится скорость прямой реакции 2СО +О2↔ 2СО2, если при постоянной температуре уменьшить давление в 4 раза? *Ответ: в*  *64 раза*
2. Реакция при температуре 400С протекает за 180 секунд. Температурный коэффициент реакции равен 3. За сколько времени завершится эта реакция при температуре 600С ? *Ответ: 20сек*
3. Концентрация оксида серы (ΙV) и кислорода составляет 4 *моля* и 2 *моля* соответственно; к моменту наступления равновесия в реакцию вступает 80 % от первоначального объема оксида серы (ΙV). Определить состав газовой смеси в момент наступления равновесия.
4. Во сколько раз изменится скорость реакции 2А + В ↔ А2В, если концентрацию вещества А увеличить в 3 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в 3 раза?
5. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от 200 С до 700?
6. На сколько градусов нужно увеличить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз (температурный коэффициент равен 3)?
7. При наступлении равновесия реакции N2 + Н2 ↔ 2 NН3 концентрации

веществ имели следующие значения С(N 2) = 0,5 *моль/л*; С(Н2) =1 *моль/л*; С (NН3) =2 *моль/л.* Рассчитать исходные концентрации N 2 и Н2.

8. В закрытом сосуде находится смесь СО в количестве 2 *моль/л* и О2 в количестве 3 *моль/л.* После нагревания сосуда концентрация угарного газа понизилась до 1 *моль/л.* Как изменится концентрация О2?

9 Для каких из приведенных реакций одновременное повышение температуры и понижение давления смещает равновесие влево?

PCl3 (Г) + Cl2(Г)↔ PCl5(ТВ) + Q

Н2(Г)  + Cl2(Г) ↔ 2НCl(Г)  + Q

СО(Г) + Н2О(Г) ↔СО2(Г)+ Н2(Г) + Q

2 СО(Г) + О2(Г) ↔2СО2(Г) + Q

N 2(Г) + О2(Г) ↔ 2 NО(Г) – Q

10 Как сместить равновесие СО2(Г) +С(ТВ) →2СО(Г) –173 кДж в сторону образования СО:

- повысить температуру,

- повысить давление,

- понизить температуру

- понизить давление

- ввести катализатор

**6 Растворы**

1. Найти молярную концентрацию ионов Н+ в водных растворах, в которых концентрация гидроксид-ионов (в моль/л) составляет а) 10-4, б) 3,2\*10-6, в)7,4\*10-11
2. Найти молярную концентрацию ионов ОН- в водных растворах, в которых концентрация ионов водорода (в моль/л) равна а) 10-3, б) 6,5 \*10-8, в)1,4\*10-12
3. Вычислить рН растворов, в которых концентрация ионов Н+ (в моль/л) равна: а) 2\*10-2, б) 8,1\*10-3, в) 2,7 10-10
4. Вычислить рН растворов, в которых концентрация ионов ОН- (в моль/л) равна: а)4,6\* 10-4, б) 5\* 10-6, в) 9,3\* 10-9
5. Определить концентрацию ионов Н+ и ОН- в растворе, рН которого равен 6,2
6. Вычислить рН следующих растворов слабых электролитов: а) 0,02М NH4OH, б) 0,1 MHCN.
7. Чему равна концентрация раствора уксусной кислоты, рН которого равен 5,2?
8. Определить рН раствора, в 1 л которого содержится 0,1 г NaOH.
9. Вычислить рН следующих растворов слабых электролитов: a) 0,05 MHCOOH, б)0,01 MCH3COOH
10. Во сколько раз концентрация ионов водорода в крови (рН = 7,36) больше, чем в спинномозговой жидкости (рН = 7,53)?
11. Как изменится рН, если вдвое разбавить водой 0,2М раствор НС1, 0,2 М раствор CH3COOH.
12. Как изменится рН, если вдвое разбавить водой раствор, содержащий 0,1моль/лCH3COO, 0,2 М раствор CH3COOH.
13. Как изменится рН воды, если к 10 л её добавить 10-2 моль NaOH?
14. Вычислить рН 0,01М раствора карбоната калия, указать реакцию среды.
15. Вычислить рН 0,001М раствора Nа2SO3. Какова реакция среды?
16. Вычислить рН 0,1н раствора NаN3 и степень гидролиза соли.
17. В одном литре раствора содержится 10,6 *г* карбоната натрия Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивален­тов раствора и титр. *Ответ.* 0,1 М, 0,2 н.; 10,6 10 -3*г/мл*.
18. Для приготовления раствора взяли 5,6 *г* гидроксида калия КОН и 500 *г* воды. Вычислите моляльность приготовленного раствора и молярную долю растворенного вещества. *Ответ*: 0,2 *моль/кг*; 0,36%.
19. Сколько граммов тиосульфата натрия Na2S2O3 необходимо для приготовления 300 *г* раствора, в котором массовая доля тиосульфата нат­рия равна 5%? *Ответ.* 15 *г.*
20. Сколько граммов гидроксида натрия NаОН нужно взять, чтобы приготовить 5 *л*0,1 М раствора NаОН? *Ответ:*20 *г*.
21. Сколько граммов СuSО4\*5Н2О и воды потребуется для приготовле­ния 200 *мл* раствора сульфата меди, в котором массовая доля СuSО4 составляет 5%? Плотность раствора 1,022 *г/см3*. *Ответ* 16 *г*; 188,4 *г*
22. Сколько миллилитров 2 М раствора NаС1 необходимо для приготовления 500 *мл* раствора с плотностью 1,02 *г/см3*, в котором массовая доля NаС1 равна 2%? Вычислите массовую концентрацию приготовленного раст­вора. *Ответ:* 88 *мл*; 20,41 *г/л*.
23. Имеются растворы солей КС1, NаС1, СuС12, А1С13 .В каких растворах концентрация иона Н+ равна концентрации ОН-? Ответ поясните.
24. Можно ли, пользуясь фенолфталеином, отличить водный раствор Nа2SiО3 от водного раствора Nа2SО4? Ответ поясните.
25. На примерах гидролиза солей Nа3 РО4 и FеС13 объясните ступенчатое протекание процесса гидролиза при нагревании или разбавлении растворов. Составьте уравнения реакций.
26. Какие из солей NаВr, Nа2S К2СО3, СоС12, К2SO4 подвергаются гидролизу? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза соответствующих солей.
27. Какие из солей NаNО3, СrС13, Сu(NО3)2, КС1, КI подвергаются гидролизу? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза соответствующих солей.

**7 Комплексные соединения**

1. Назовите основные составные части данных комплексных соединений, приведите их названия, классифицируйте по трём-четырём признакам: [Ag(NH3)2]Cl, [Cr(CO)6].
2. Напишите формулу гексацианоферрата (II) никеля (II).
3. Для комплексного соединения K3[Al(OH)6] напишите уравнения первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости.
4. Константы нестойкости комплексных ионов равны:
5. [Co(CN)4]2- Кн = 8·10–2
6. [Cd(CN)4]2- Кн = 1·10–19
7. [Zn(CN)4]2- Кн = 2·10–17
8. В растворе какого вещества концентрация ионов CN– наибольшая?
9. Напишите уравнение реакции получения хлорид гексааммин никеля (II) взаимодействием хлорида никеля (II) с раствором аммиака.
10. Закончите уравнения следующих реакций комплексообразования и запишите их в ионном виде:
11. AgNO3 + NH4OH (изб) =
12. Hg(NO3)2 + KI (изб) =

**8 Окислительно-восстановительные реакции**

1 Определите степень окисления серы в соединениях: Н2S, Н2SО3, Н2SО4.

2 Приведите примеры межмолекулярных и внутримолекулярных окислительно-восстановительных реакций.

3 Реакции протекают по схемам

1. Nа2SO4 + КМnО4 + H2SO4 → Nа2SO4 + MnSO4 + К2SO4 + Н2О
2. КI + КIО3 + H2SO4 → I2 + К2SO4 + Н2О
3. РbS + НNО3 → S + Рb(NО3)2 + NO + Н2О
4. Nа2SO3 + КМnО4 + КОН → Nа2SO4 + К2MnO4 + Н2О
5. NaBr + NaBrO3 + H2SO4 → Br2 + Nа2SO4 + Н2О
6. NаСrO2 + Br2 + NаОН→ Nа2СrO4 + NaBr + Н2О
7. Nа2SO3+ КМnО4 + + Н2О → Nа2SO4 + MnО2  + КОН

Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в окислительно-восстановительных уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите: какое вещество является окислителем, какое – восстановителем, какое вещество окисляется, какое восстанавливается

4 Окислительно-восстановительные реакции выражаются ионными уравнениями

2Fe3+  + 2I- = 2Fe2+  + I2

Нg2+  + Sn2+  = Нg + Sn4+

Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в окислительно-восстановительных уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите: какой ион является окислителем, какой – восстановителем, какой ион окисляется, какой восстанавливается.

**9 Металлы**

1 В соответствии с положением металлов (Zn, Al, Bi, Cr, Mn) в периодической системе привести формулы их высших оксидов, указать химический характер и написать формулы соответствующих гидроксидов.

2 Закончить уравнения реакций:

CaO + V2O5 →

MgO + N2O5 →

MgO + N2O3 →

3 Привести уравнения реакций получения гидроксида никеля и доказать его химический характер

4 Привести уравнение реакции между титаном и царской водкой (координационное число Ti4+  = 6)

5 Составьте уравнения реакций между оловом, свинцом и водными растворами щелочей.

6 Используя электрохимический ряд напряжений металлов, обоснуйте возможность контактного выделения цинка из растворов его соли металлами: Al, Cu, Sn, Mg.

7 Какие металлы, из предложенных в перечне, взаимодействуют с водой при обычных условиях: Ni, Na, Mg, Fe, Cu, Ca?

8 Покажите с помощью уравнений реакции механизм взаимодействия алюминия с раствором щелочи, учитывая, что его поверхность покрыта оксидной плёнкой.

9 Напишите несколько уравнений взаимодействия цинка с азотной кислотой. Протекание какой реакции наиболее вероятно при стандартных условиях? Уравняйте её методом полуреакций.

10 Наиболее сильным окисляющим воздействием обладает смесь двух кислот – азотной и фтороводородной. Напишите уравнение реакции взаимодействия вольфрама с этой смесью.

11 Приведите формулы соединений, имеющих названия: турнбулева синь, берлинская лазурь, роданид железа (III). Какое явление называется пассивацией металла?

**10 Гальванические элементы**

1 Напишите уравнения реакций, которые протекают в гальваническом элементе, составленном из электродов 1М СuSO4 | Cu и 1М АgNO3 | Ag

2 Определите, какой из электродов отрицателен в паре Ni | Ni2+ и Cd | Cd2+

Составьте схему двух гальванических элементов, в одном из которых марганец является положительным, а в другом отрицательным электродом.

3 Вычислите ЭДС гальванического элемента (-) Мg | Mg2+ || Zn2+ | Zn (+) при следующих концентрациях солей: С (Mg2+) = 0,01 моль/л; С (Zn2+) = 0,001 моль/л.

4 Вычислите ЭДС гальванического элемента (-) Мg | Mg2SO4|| NiSO4 | Ni (+) зная, что растворы МgSO4 иNiSO4 одномолярны. Изменится ли ЭДС, если одномолярные растворы МgSO4иNiSO4  заменить 0,1М растворами тех же солей?

5 Напишите электронные уравнения процессов, происходящих на электродах.

Вычислите ЭДС гальванического элемента (-)Сd|Сd(NO3)2|| АgNO3| Аg (+) зная, что концентрация растворов Сd(NO3)2 иАgNO3 соответственно равны0,001М и 0,01М. Напишите электронные уравнения процессов, происходящих на электродах.

6 Составьте схему двух гальванических элементов, в одном из которых кадмий является анодом, в другом - катодом. Напишите электронные уравнения процессов, происходящих на электродах.

7 Составьте схему гальванического элемента, при работе которого протекает

реакция Ni + Pb(NO)2= Ni(NO)2 + Pb. Напишите электронные уравнения процессов, происходящих на электродах.

8 Составьте схему двух гальванических элементов, в одном из которых медь является анодом, в другом - катодом. Напишите электронные уравнения процессов, происходящих на электродах.

**11Основы электрохимии**

1 Что называют электролизом?

2 Какие факторы влияют на напряжение электролизера?

3 Какова последовательность электродных процессов на катоде электролизера?

4 Какова последовательность электродных процессов на аноде электро­лизера?

5 В воде растворены соли алюминия, цинка и меди с активностью катионов 1 *моль/л,* рН раствора 3. Укажите последовательность реакций на катоде.

6 Рассмотрите электродные процессы на примерах электролиза водных растворов нитрата натрия и хлорида калия с нерастворимыми анодами.

7 Чем отличается электролиз раствора и расплава соли? Зависят ли процессы от состава соли? Приведите примеры.

8 Какие электроды являются инертными и растворимыми? Где они используются? Законы Фарадея.

9 Напишите уравнения реакций, которые протекают при электролизе с инертными анодами водных растворов KI, AgNO3, H2SO4, SnCl2. Как изменятся процессы, если аноды будут растворимы? Из каких металлов их можно сделать?

10 Вычислите время, необходимое для полного выделения хлора, содержащегося в 1л 1н раствора NaС1 при электролизе током 6А

11 Напишите уравнения реакций, которые протекают при электролизе расплавов бромида натрия, карбоната калия, хлорида магния.

12 Рассмотрите электродные процессы на примерах электролиза водного раствора сульфата меди: а) с медным; б) с нерастворимым анодом и элект­ролиза водного раствора сульфата цинка а) с цинковым; б) с нераствори­мым анодом.

13Рассчитайте ток в цепи и массу вещества, которое подверглось разло­жению при электролизе водного раствора сульфата калия с нерастворимым анодом, если на катоде выделилось 0.224 *л* водорода, измеренного при нормальных условиях. Время электролиза 1 ч. Ответ: 0,536 *А*; 0,18 *г*.

14 Рассчитайте ток в цепи, массу вещества, которое подверглось разло­жению при электролизе водного раствора сульфата калия с никелевым анодом, а также выход кислорода по току, если на катоде выделилось 0,448 *л* водорода, а на аноде - 0,14 *л* кислорода (н.у.). Время электролиза 1 *ч.* Ответ: 1,072*А*; 0,36 *г*; 63%.

**12 Коррозия и защита металлов**

1 Что называют коррозией металлов?

2 Какие виды коррозии вы знаете?

3 В чем отличие электрохимической коррозии от химической?

4 Как можно охарактеризовать скорость электрохимической коррозии?

5 Чем вызвана электрохимическая неоднородность поверхности ме­талла?

6 Каковы причины возникновения коррозионных микрогальванических элементов?

7 Каким образом можно определить возможность протекания коррозии с выделением водорода и с поглощением кислорода?

8 Какие факторы влияют на скорость коррозии с выделением водорода?

9 Как можно замедлить скорость коррозии с поглощением кислорода?

10 Какое явление называют пассивацией металла?

11 Что такое активаторы коррозии?

12 Как происходит атмосферная коррозия луженого и оцинкованного железа при нарушении покрытия? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

13 Составьте электронные уравнения процессов, происходящих при атмосферной коррозии: луженого железа; луженой меди в случае нарушения целостности покрытия.

14 Чем отличается процесс коррозии в случае оцинкованного железа от процесса коррозии в случае луженого железа при нарушении целостности покрытия?

15 Составьте электронные уравнения происходящих процессов.

Какие процессы будут протекать на цинковой и железной пластинах, если погрузить каждую в отдельности в раствор медного купороса? Какие процессы будут происходить, если наружные концы находящихся в растворе пластинок соединить проводником? Составьте электронные уравнения происходящих процессов.

16 Как происходит атмосферная коррозия луженого железа и луженой меди при нарушении покрытия? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов

17 Как можно снизить скорость коррозии металлов?

18 Какие защитные покрытия вам известны, и какими методами их получают?

19 Что такое анодные и катодные защитные покрытия?

20 На чем основана электрохимическая защита металлов, и какие разно­видности этой защиты вам известны?

21 В чем заключается сущность катодной защиты металлов?

22Что такое протекторная защита металлов?

23 Как изменяют коррозионную среду для снижения скорости коррози­онного процесса?

24 Какие вещества называют ингибиторами коррозии?

**13 Коллоидные растворы**

Укажите вещества, которые могут служить стабилизаторами для указанных коллоидных систем, полученных в результате обменной реакции. Приведите формулы мицелл.

Дисперсионная среда Дисперсная фаза

вода AgNO3

вода Fe(OH)3

вода BaSO4

вода As2S3

вода H2 SiO3

вода Sb2S3

вода AgS

вода CuS

вода AgI

**В.2 Примерные задания к выполнению контрольной работы**

**Тема: Важнейшие классы неорганических соединений**

**Контрольные задания**

* + - 1. Определить все возможные оксиды для всех элементов своего варианта задания, приведенного в табл. 1.
      2. Отметить, какие из оксидов относятся к основным, амфотерным, кислотным.
      3. Составить уравнения реакций кислотных и амфотерных оксидов с К2О и NaOH.

1. Составить уравнения реакций основных и амфотерных оксидов с SO3 и HNO3.

Таблица 1 – Варианты заданий для выполнения по теме «Оксиды»

|  |  |
| --- | --- |
| номер задания | элементы (для элементов с переменными степенями окисления следует составить все возможные формулы оксидов) |
| 1 | Хром, цезий, фосфор, мышьяк |
| 2 | Бром, алюминий, кальций, рубидий |
| 3 | Бериллий, калий, хлор, медь |
| 4 | Свинец, железо, сера, фосфор |
| 5 | Литий, барий, свинец, теллур |
| 6 | Марганец, фосфор, углерод, калий |
| 7 | Натрий, йод, хром, литий |
| 8 | Марганец, калий, углерод, магний |
| 9 | Литий, барий, железо, олово |
| 10 | Бор, хлор, ванадий, кальций |
| 11 | Алюминий, германий, цезий, марганец |
| 12 | Стронций, кремний, бром, молибден |
| 13 | Серебро, хром, селен, кальций |
| 14 | Барий, азот, железо, фтор |
| 15 | Рубидий, медь, сера, хлор |
| 16 | Олово, кобальт, углерод, селен |
| 17 | Кальций, бор, хром, азот |
| 18 | Никель, магний, мышьяк, сурьма |
| 19 | Ртуть, титан, фосфор, свинец |
| 20 | Калий, ванадий, теллур, олово |

**Контрольные задания**

1. Составить уравнения ступенчатой диссоциации соединений в своем варианте задания, приведенного в табл.2.
2. Составить уравнения реакций кислот и амфотерных гидроксидов с BaО и NaOH.
3. Составить уравнения реакций основных и амфотерных гидроксидов с SO3 и HNO3.

Таблица 2 – Варианты заданий для выполнения по теме «Кислоты и основания»

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| номер задания | формулы кислот и оснований | | |
| 21 | HCI | Zn(OH)2 | CsOH |
| 22 | Ве(ОН)2 | H2SeO4 | Ni(OH)2 |
| 23 | LiOH | H2SO3 | Al(ОН)з |
| 24 | HNO2 | Pb(OH)2 | Са(ОН)2 |
| 25 | Ва(ОН)2 | H3BO3 | Sn(OH)2 |
| 26 | RbOH | H2CO3 | Ве(ОН)2 |
| 27 | Аl(ОН)3 | НВrOз | Со(ОН)2 |
| 28 | Sr(OH)2 | HNO2 | Рb(ОН)2 |
| 29 | Cr(OH)3 | H2S | LiOH |
| 30 | H2SiO3 | A1(OH)3 | КОН |
| 31 | Fe(OH)3 | MgС12 | Bi(OH)3 |
| 32 | H2S | Ba3(РО4)2 | La(OH)3 |
| 33 | H3PO4 | CaHPO4 | Sr(OH)2 |
| 34 | H2SiO3 | Ca(H2PO4)2 | NH4OH |
| 35 | Cu(OH)2 | А12(SO4)3 | Al(OH)3, , |
| 36 | Mg(OH)2 | NaHCO3 | Cu(OH)2; |
| 37 | CH3COOH | (MgOH)2SO4 | Mg(OH)2 |
| 38 | Н3AsO4 | KNaHPO4 | Sn(OH)2 |
| 39 | HСlO2 | MnSO4 | Ве(ОН)2 |
| 40 | HClO4 | Mg(OH)Cl | Со(ОН)2 |

**Контрольные задания**

1. Составить уравнения реакций образования всех солей, возможных при реакции кислоты и основания, указанных в задании во втором столбце табл. 3*.* Назвать соли. Написать уравнения диссоциации полученных солей.
2. По названию (столбец 3 табл. 3) составить формулы солей. Написать реакции получения солей из исходных гидроксида и кислоты.

Таблица 3 – Варианты заданий для выполнения по теме «Соли»

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| номер  задания | кислоты и гидроксиды | названия солей |
| 41 | Zn(OH)2, H2SO4 | гидроортофосфат натрия,  бромид дигидроксожелеза (III) |
| 42 | Са(ОН)2, Н2СО3 | хлорат гидроксомагния,  гидросульфат алюминия |
| 43 | А1(ОН)3, HNO3 | карбонат гидроксомеди (II),  гидросульфит кальция |
| 44 | Fe(OH)3, HCl | гидросульфид натрия,  нитрат дигидроксохрома (III) |
| 45 | КОН, H3AsO4 | гипохлорит гидроксокальция,  дигидроотофосфат калия |
| 46 | NaOH, H3BO3 | хлорид гидроксоцинка,  гидросиликат натрия |
| 47 | Ва(ОН)2, H2S | гидроортоарсенат аммония,  ортоборат гидроксобария |
| 48 | Sr(OH)2, H2SO3 | нитрат гидроксоалюминия,  гидросульфат марганца (II) |
| 49 | Cr(OH)3, HBr | гидроортоборат калия,  нитрит гидроксокальция |
| 50 | RbOH, H3PO4 | хлорид гидроксоникеля (II),  гидросульфит магния |
| 51 | HClO4, La(OH)3 | *гидросульфат кальция* основной хлорид железа (II) |
| 52 | Sr(OH)2,Н3AsO4 | *дигидрофосфат магния,* основной сульфат железа (III); |
| 53 | Bi(OH)3, H2S | *гидрофосфат алюминия,* основной нитрат меди (II); |
| 54 | H2SiO3, Mg(OH)2 | *гидрокарбонат бария,* основной хлорид кальция |
| 55 | CH3COOH, Cu(OH)2 | *гидросульфит натрия,* основной хлорид магния; |
| 56 | H3PO4, NH4OH | *гидросульфит магния,* основной сульфат железа (III) |
| 57 | Н3AsO4, Ва(ОН)2 | основной хлорид алюминия, *фосфат магния*; |
| 58 | HClO4,Al(OH)3, | *гидрофосфат магния; сульфат свинца;* |
| 59 | Ва(ОН)2, HСlO2 | *гидросульфат бария, силикат калия;* |
| 60 | H2SiO3, Mg(OH)2 | *гидросульфит карбонат железа (III); хлорид бария* |

**Тема: Способы выражения концентраций растворов**

**Контрольные задания**

По исходным данным табл. 4 выразить (рассчитав) следующие виды концентраций (каждый из студентов по своему веществу и по своим конкретным показателям *m*(H2O); *m*(вещества); *d*(раствора)):

1. процентную концентрацию (С%);
2. молярную концентрацию (СM);
3. моляльную концентрацию (Сm);
4. титр (Т).

Таблица 4 – Варианты заданий для выполнения по теме «Растворы»

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| номер задания | *m*(H2O), г | *m*(в-ва), (г) | *d*(р-ра), г/см3 | растворенное вещество |
| 61 | 270 | 30 | 1,10 | Cr2(SO4)3 |
| 62 | 250 | 20 | 1,08 | CaCl2 |
| 63 | 200 | 25 | 1,05 | Na3PO4 |
| 64 | 75 | 15 | 1,15 | Al(NO3)3 |
| 65 | 130 | 20 | 1,22 | FeSO4 |
| 66 | 175 | 60 | 1,10 | BaCl2 |
| 67 | 126 | 14 | 1,07 | AlCl3 |
| 68 | 45 | 12 | 1,35 | Mg(NO3)2 |
| 69 | 180 | 25 | 1,10 | Cu(CH3COO)2 |
| 70 | 135 | 40 | 1,12 | Fe2(SO4)3 |
| 71 | 75 | 15 | 1,20 | Ba(NO3)2 |
| 72 | 182 | 38 | 1,16 | Cd(NO3)2 |
| 73 | 140 | 18 | 1,08 | FeCl3 |
| 74 | 275 | 15 | 1,06 | ZnSO4 |
| 75 | 115 | 35 | 1,09 | Al2(SO4)3 |
| 76 | 160 | 40 | 1,18 | Hg(NO3)2 |
| 77 | 90 | 25 | 1,09 | CrCl3 |
| 78 | 165 | 35 | 1,04 | Na2SO4 |
| 79 | 351 | 19 | 1,14 | Ni2(SO4)3 |
| 80 | 270 | 80 | 1,12 | (NH4)2SO4 |

**Тема: Энергетика химических реакций**

**Контрольные задания**

1. Реакция горения бензола выражается схемой:

С6Н6(ж.) + О2(г.) → СО2(г.) + Н2О(ж.).

Вычислить энтальпию данной реакции (предварительно уравняв), если известно, что энтальпия парообразования С6Н6 ΔHºпар.(С6Н6) = +33,9 кДж/моль, а энтальпии образования СО2(г.) и Н2О(ж.) равны соответственно: –393,51 кДж/моль и –285,84 кДж/моль.

1. Рассчитать энтальпию реакции горения этилового спирта С2Н5ОН(г.), если стандартные энтальпии образования для С2Н5ОН(ж.), Н2О(г.) и СО2(г.) равны соответственно: –235,31 кДж/моль; –241,83 кДж/моль; и –393,51 кДж/моль.
2. Вычислить энтальпию процесса и записать термохимическое уравнение реакции горения этана, в результате которой получаются пары воды и СО2(г.), если:

ΔНºобр.(Н2О(г.)) = –241,83 кДж/моль,

ΔНºобр.(СО2(г.)) = –393,51 кДж/моль,

ΔНºобр.(C2H6(г.)) = –89,7 кДж/моль.

1. Тепловой эффект реакции сгорания жидкого бензола с образованием Н2О(г.) и СО2(г.) равен ΔHх.р. = –3135,58 кДж. Составить термохимическое уравнение данной реакции и вычислить стандартную энтальпию образования С6Н6(ж.), если:

ΔНºобр**.(**Н2О(г.)) = –241,83 кДж/моль,

ΔНºобр**.(**СО2(г.)) = –393,51 кДж/моль.

1. Вычислить энтальпию сгорания 112 литров (при н.у.) этилена (продукты сгорания СО2(г) и Н2О (г.)), если:

ΔНºобр.(С2Н4(г.)) = 52,28 кДж/моль,

ΔНºобр.(СО2(г.)) = –393,51 кДж/моль,

ΔНºобр.(Н2О(г.)) = –241,83 кДж/моль.

1. Рассчитать стандартную энтальпию образования РН3(г.), исходя из уравнения:

2РН3(г.) + 4О2(г.) = Р2О5(тв.) + 3Н2О(ж.),

ΔНх.р. = –2360 кДж,

ΔНºобр.(Р2О5(тв.)) = –1492 кДж/моль,

ΔНºобр.(Н2О(ж.)) = –285,84 кДж/моль.

1. Сожжены равные объемы Н2 и С2Н2, взятые при одинаковых условиях. В каком случае и во сколько раз больше выделится тепла (сгорание считать полным)?

ΔНºобр.(С2Н2(г.)) = 226,8 кДж/моль,

ΔНºобр.(Н2О(г.)) = –241,8 кДж/моль,

ΔНºобр.(СО2(г.)) = –393,5 кДж/моль.

1. Окисление глюкозы в организме может протекать по схеме:

С6Н12О6(кр.) + О2(г.) → СО2(г.) + Н2О(ж.).

Уравнять реакцию и рассчитать, сколько энергии получает организм при потреблении 18 г глюкозы.

ΔНºобр.(С6Н12О6(кр.)) = –1273 кДж/моль,

ΔНºобр.(Н2О(ж.)) = –285,8 кДж/моль,

ΔНºобр.(СО2(г.)) = –393,5 кДж/моль.

1. При взаимодействии газообразных Н2 и СО2 образуются Н2О(г.) и СO(г.). Записать термохимическое уравнение и рассчитать энтальпию реакции, если:

ΔНºобр.(СО2(г.)) = –393,5 кДж/моль,

ΔНºобр.(СO(г.)) = –110,5 кДж/моль,

ΔНºобр.(Н2О(г.)) = –241,8 кДж/моль.

1. Вычислить энтальпию реакции, если при восстановлении Fe2O3 металлическим Al, если было получено 150 граммов железа.

ΔНºобр.(Al2O3(тв.)) = –1669,8 кДж/моль,

ΔНºобр.(Fe2O3(тв.)) = –882,10 кДж/моль.

91-100. На основании значений стандартных энтальпий образования и абсолютных стандартных энтропий веществ вычислить величину ΔGх.р. и сделать вывод о самопроизвольности протекания заданной реакции в стандартных условиях. Если в задании даны значения ΔGºобр., тоΔGх.р. рассчитывается непосредственно, не используя формулу Гиббса. Во всех заданиях значения ΔНºобр. и ΔGºобр. заданы в кДж/моль, а значения Sºабс. – в Дж/моль·К. Реакции необходимо предварительно уравнять.

1. NH3(г.) + HCl(г.) → NH4Cl(кр.)

ΔНºобр.:–46, 19–91,31 –315,39

Sºабс.: 192,5 186,68 94,5

1. NH3(г.) + О2 (г.) → NO(г.) + Н2О(г.)

ΔНºобр.:–46,19 90,37 –241,83

Sºабс.: 192,5 205,03 210,20 188,72

1. Fe3O4(кр.) + CO(г.) → FeO(кр.) + CO2(г.)

ΔGºобр.:–1014,2 –137,27 –244,3 –394,38

1. PbO2(кр.) + Zn(кр.) → Pb(кр.) + ZnO(кр.)

ΔGºобр.:–276,6 –350,6

1. СО2(г.) + Н2(г.) → СH4(г.) + Н2О(г.)

ΔНºобр:–393,51 –74,85 –241,83

Sºабс.:213,65 130,59 186,19 188,72

1. TiO2(кр.)+ C(графит) → Ti(кр.) + CO(г.)

ΔНºобр.:–943,9 –110,5

Sºабс.:50,3 5,69 30,7 197,91

1. С2Н4(г.) + О2(г.) → СО2(г.) + Н2О(ж.)

ΔНºобр.:52,28 –393,51 –285,84

Sºабс.:219,45 205,03 213,65 70,1

1. НСl(г.) + O2(г.) → Сl2(г.) + Н2О(ж.)

ΔGºобр.:–92,5 –237,3

1. Al(кр.) + Fe3O4(кр.) → Fe(кр.) + Al2O3(кр.)

ΔGºобр.: –1014,2 –1582,0

1. СН3ОН(ж.) + O2(г.) → Н2О(г.) + СО2(г.)

ΔНºобр.:–201,17 –241,83 –393,51

Sºабс.: 126,8 205,03 188,72 213,65

**Блок С - Оценочные средства для диагностирования сформированности уровня компетенций – «владеть»**

С.0 Формулировки заданий творческого уровня, позволяющие оценивать и диагностировать умения, интегрировать знания различных областей, аргументировать собственную точку зрения, приводятся ниже в данном документе.

**Задача 1.**

В редакцию одного научно-популярного журнала пришло письмо от юного химика, который утверждал, что протекание реакции нейтрализации в некоторых случаях зависит от последовательности сливания растворов кислоты и щелочи. В качестве доказательства своей точки зрения учащийся привел наблюдение: при приливании к окрашенному фенолфталеином раствору щелочи раствора борной кислоты индикатор не изменяет окраску; если поменять порядок смешивания растворов, т.е. к смеси растворов борной кислоты и фенолфталеина добавлять раствор щелочи, то индикатор изменяет цвет.

Повторите опыт юного химика и объясните наблюдаемые явления.

**Задача 2.**

Дистиллированная вода часто используется в быту (например, для приготовления электролита аккумуляторной батареи), в лаборатории (для приготовления растворов), поэтому очень важно быстро определить, является ли имеющаяся вода дистиллированной или нет. Предложите способ, с помощью которого можно быстро отличить дистиллированную воду от водопроводной.

**Задача 3.**

На доске заготовлен рисунок: пронумерованные воздушные шары, расположенные на разной высоте. В течение 5 минут учащиеся должны определить, каким газом из тех, чьи формулы перечислены ниже, заполнен каждый шарик: N2, NН3, СО2, Н2, Не, SО2, О2, СН4.

**Задача 4.**

Тренер, бывший чемпион по прыжкам в воду, пожаловался коллеге: «Трудно работать. Прыжки становятся все сложнее и сложнее. Надо придумывать новые комбинации, пробовать, а при этом увеличивается вероятность неудачных приводнений и травм. Когда спортсмен падает с высоты, вода не такая уж мягкая». Что нужно сделать с водой, чтобы она стала мягче и спортсмены не травмировались при неудачных прыжках?

**Задача 5.**

При паянии и лужении (обработка оловом) металлических предметов их поверхность предварительно обрабатывают раствором нашатыря (хлорида аммония). Как вы думаете, с какой целью это делают? В чем суть протекающих на поверхности металла химических процессов?

**Задача 6.**

Одна из стадий производства H2SO4 – окисление оксида серы (IV), образующегося при обжиге сульфидных руд или при сжигании серы, в оксид серы(VI). Кислород вступает в реакцию с оксидом серы(IV) только в условиях высокой температуры и при наличии катализатора. Предложите окислитель, который позволяет получить оксид серы(VI) при комнатной температуре без применения катализатора. Оцените возможности его использования в промышленных условиях.

**Задача 7.**

В одном из номеров газеты «Труд» была опубликована информация о гибели рабочего одного из химических предприятий. Согласно сообщению корреспондента газеты, на заводе проводилась продувка труб азотом. Небольшое количество воды, оставшееся в трубопроводе, вступило в реакцию с азотом, и образовавшаяся азотная кислота вызвала смерть человека. Проведя соответствующие расчеты, подтвердите или опровергните правильность химической интерпретации этого несчастного случая.

**Задача 8.**

Используя уравнение реакции:

2Al + 2NaOH + 2H2O = 2Na AlO2 + 3H2,

составьте задачу на примеси и избыток–недостаток.

**Задача 10.**

Маленький мальчик взял на столе пузырек с какой-то вязкой жидкостью, пошел в гараж и вылил содержимое пузырька в раствор, который папа отставил в сторону, чтобы в него ничего случайно не попало. В результате из раствора выпал студенистый осадок. Папа очень расстроился, попросил старшего сына удалить и исследовать этот осадок и выяснить, можно ли оставшийся раствор использовать по назначению.

**Задача 11.**

Действие пенного огнетушителя основано на реакции между раствором гидрокарбоната натрия и серной кислотой. Существуют модификации пенного огнетушителя, в которых серная кислота заменена раствором некоторой средней соли. Какие соли могут быть использованы для этой цели?

**Задача 12.**

Как изготовить конфеты в виде шоколадных бутылочек, наполненных густым малиновым сиропом? Учащиеся чаще всего предлагают сначала сделать шоколадную бутылочку, а потом залить в нее сироп. Однако сироп обязательно должен быть густым, иначе конфета получится непрочной. А густой сироп трудно залить в бутылочку. Можно, конечно, нагреть сироп, он станет более жидким. Но вот беда – горячий сироп расплавит шоколадную бутылочку. Как быть?

**Задача 13.**

Зима. На открытых железнодорожных платформах лежит окаменевшее от холода минеральное удобрение. Как разгрузить такой состав? Нагревать груз непросто, потому что его много. Решите проблему.

**Задача 14.**

Хороший термос долго (до 2 суток) хранит тепло, но когда жидкость в термосе остыла, то для нагревания ее необходимо вылить из термоса, нагреть и снова залить. А если для этого нет условий? Почему бы воду не нагревать сразу в термосе? Но колба термоса герметична, в простенках вакуум. Если в колбу вставить еще один металлический цилиндр, чтобы в нем нагревать воду, вес изделия увеличится. Это грубое решение проблемы. Изобретите термос-чайник.

**Задача 15.**

В книге доктора А.И.Макиевского «Домашняя химия», изданной в 1893 г., приводится интересное наблюдение: «… Прекрасная половина рода человеческого часто употребляет уксус в огромных количествах либо в чистом виде, либо вместе с другими кушаньями для сохранения талии. Цель достигается вполне, но вместе с грациозной талией приобретается отвратительный цвет лица». Чрезмерное применение уксуса может привести не только к появлению землянистого цвета лица, но и к серьезному отравлению.

Каким образом оказать первую помощь переусердствовавшей с уксусом красавице, используя средства, не наносящие ущерба здоровью?

**Задача 16.**

По мере расширения масштабов химического производства, к сожалению, возрастает и число аварий, связанных с выбросами вредных веществ. Одна из таких аварий произошла в 1989 г. в Уфе, когда большое количество фенола попало в близлежащие водоемы, а из них – в водопроводную воду. Жители города начали жаловаться на характерный запах карболки, исходящий от воды, а затем и на симптомы отравления – рвоту и боли в подложечной области.

Способы очистки воды, применяемые на водоочистных станциях, оказались малоэффективны, фенол не задерживался фильтрами, окисление кислородом воздуха шло слишком медленно, а хлорирование порождало образование более токсичных продуктов.

Предложите способ очистки воды от фенола, который можно было бы применить на станции водоочистки.

**Задача 17.**

Ни одно открытие, ни одно изобретение невозможно без фантазии. В журнале «Химия и жизнь» появилась статья А.Кона «Драконы: какими они были?», в которой автор делает предположение о том, что мифическое животное дракон изрыгает метан, который воспламеняется при каталитическом воздействии губчатой пластины, находящейся у него в пасти. Предложите другие варианты объяснения извержения огня из пасти дракона.

**Блок D - Оценочные средства, используемые в рамках промежуточного контроля знаний, проводимого в форме зачетa/экзамена.**

Экзаменационные вопросы (вопросы к зачету).

1. Предмет и задачи химии.

2. История становления химии.

3. Основные понятия и законы химии.

4. Строение атома. Квантовые числа (главное, орбитальное, магнитное, спиновое).

5. История строения атома. Модели строения.

6. Строение ядра. Явление дефекта массы. Энергия связи ядра. Устойчивость ядер. Изотопы.

7. Принципы заполнения атомных орбиталей многоэлектронных атомов. ПСХЭ и её связь со строением атома.

8.Основные характеристики атомов элементов (радиус атома, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность).

9. Периодический закон и периодическая система Д.И.Менделеева. Значение.

10. Связь электронного строения атома с положением элемента в периодической системе химических элементов.

11. Химическая связь. Энергия связи. Виды связей, классификация.

12. Ковалентная связь (сигма- и пи- молекулярная связь.). Механизм возникновения ковалентной связи.

13. Особенности ковалентной связи (кратность, насыщенность, направленность, сопряжение, полярность, поляризуемость).

14. Характеристика ионной связи.

15. Характеристика металлической связи.

16. Основные понятия термодинамики. I закон термодинамики . Энтальпия

17. Самопроизвольные процессы. Энтропия.

18. Энергия Гиббса.II закон термодинамики .

19. Закон Гесса и его следствия.

20. Химическая кинетика. Гомо- и гетерогенные системы.

21. Скорость гетерогенной реакции, её зависимость от различных факторов.

22. Скорость гомогенной реакции, её зависимость от различных факторов.

23. Основные понятия кинетики. Факторы, влияющие на скорость реакций

24. Химическое равновесие. Смешение равновесия по принципу Ле Шателье.

25. Растворы. Способы выражения концентрации растворов

26. Коллигативные свойства растворов.

27. Теория растворов Д.И .Менделеева. Гидраты и кристаллогидраты.

28. Теория электролитической диссоциации. Основные положения. Процесс диссоциации и его причины.

29.Равновесие в растворах слабых электролитов. Колличественные характеристики .Степень диссоциации. Константа диссоциации.

30. Теории кислот и оснований (электролитическая, протолитическая, электронная-Льюиса).

31. Растворы электролитов. Ионные уравнения.

32. Гидролиз солей и его виды.

33. Константа гидролиза. Степень гидролиза. Зависимость степени гидролиза от различных факторов.

34. Факторы, влияющие на протекание ОВР. Типы ОВР.

35. Окислительно-восстановительные свойства веществ. Степень окисления элементов.

36. Важнейшие окислители и восстановители.

37.Химические источники электрической энергии (Гальванические элементы, аккумуляторы).

38. Электролиз, его виды.

39. Законы электролиза.

40. Общая характеристика дисперсных систем.

41. Коллоидные растворы и способы их получения.

42. Строение мицеллы лиофобных коллоидов.

43. Основные виды коррозии. Газовая (химическая) коррозия и защита от нее

44. Электрохимическая коррозия. Виды электрохимической коррозии

45. Устойчивость коллоидов. Коагуляция.

46. Важнейшие классы неорганических соединений.

47. Положение металлов в периодической системе, строение атома. Металлы в природе.

48. Получение металлов.

49. Структура металлов. Физические и химические свойства металлов.

50. Сплавы. Классификация сплавов. Значение сплавов.

51. Общая характеристика и классификация органических соединений.

Теория химического строения А.М.Бутлерова. Функциональные группы в органической химии.

52.Причины многообразия органических веществ. Изомерия. Виды изомерии.

53.Общая характеристика полимеров. Полимеризационные смолы. Поликонденсационные смолы.

54. Полимеры и способы их получения.

55. Классификация полимеров.

56. Полимерные материалы и их применение в строительстве.

57. Общая характеристика комплексных соединений. Теория Вагнера.

58. Классификация и номенклатура комплексных соединений.

59. Химическая связь в комплексных соединениях. Диссоциация и константа нестойкости комплекса. Значение комплексных соединений.

60. Химия и окружающая среда. Экологические проблемы. Влияние химических производств

**Описание показателей и критериев оценивания компетенций, описание шкал оценивания**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| 4-балльная шкала | Отлично | Хорошо | Удовлетворительно | Неудовлетворительно |
| 100 балльная шкала | 85-100 | 70-84 | 50-69 | 0-49 |
| Бинарная шкала | Зачтено | | | Не зачтено |

**Оценивание выполнения практических заданий**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 4-балльная шкала | Показатели | Критерии |
| Отлично | 1. Полнота выполнения практического задания;  2. Своевременность выполнения задания»  3. Последовательность и рациональность выполнения задания;  4. Самостоятельность решения; | Задание решено самостоятельно. При этом составлен правильный алгоритм решения задания, в логических рассуждениях, в выборе формул и решении нет ошибок, получен верный ответ, задание решено рациональным способом. |
| Хорошо | Задание решено с помощью преподавателя. При этом составлен правильный алгоритм решения задания, в логическом рассуждении и решении нет существенных ошибок; правильно сделан выбор формул для решения; есть объяснение решения, но задание решено нерациональным способом или допущено не более двух несущественных ошибок, получен верный ответ |
| Удовлетворительно | Задание решено с подсказками преподавателя. При этом задание понято правильно, в логическом рассуждении нет существенных ошибок, но допущены существенные ошибки в выборе формул или в математических расчетах; задание решено не полностью или в общем виде. |
| Неудовлетворительно | Задание не решено. |

**Оценивание выполнения тестов**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 4-балльная шкала | Показатели | Критерии |
| Отлично | 1. Полнота выполнения практического задания;  2. Своевременность выполнения задания»  3. Последовательность и рациональность выполнения задания;  4. Самостоятельность решения;  5. и т.д | Выполнено 85% заданий предложенного теста, в заданиях открытого типа дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос |
| Хорошо | Выполнено 70% заданий предложенного теста, в заданиях открытого типа дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос; однако были допущены неточности в определении понятий, терминов |
| Удовлетворительно | Выполнено 50 % заданий предложенного теста, в заданиях открытого типа дан неполный ответ на поставленный вопрос, в ответе не присутствуют доказательные примеры, текст со стилистическими и орфографическими ошибками. |
| Неудовлетворительно | Выполнено менее 50 % заданий предложенного теста, на поставленные вопросы ответ отсутствует или неполный, допущены существенные ошибки в теоретическом материале (терминах, понятиях). |

**Оценивание ответа на экзамене**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 4-балльная шкала | Показатели | Критерии |
| Отлично | 1. Полнота выполнения практического задания;  2. Своевременность выполнения задания»  3. Последовательность и рациональность выполнения задания;  4. Самостоятельность решения;  5. и т.д | Глубоко и хорошо усвоил программный материал, исчерпывающе, последовательно, четко и логически стройно его излагает, умеет тесно связывать теорию с практикой, свободно справляется с написанием формул, не затрудняется с ответом на вопросы с видоизмененными заданиями, правильно обосновывает принятые решения, владеет разносторонними навыками и приемами выполнения практических заданий; |
| Хорошо | Твердо знает материал курса, грамотно и по существу излагает его, не допуская существенных неточностей в ответе на вопрос, правильно принимает теоретические положения при решении практических заданий, владеет приемами и навыками их выполнения; |
| Удовлетворительно | Имеет знания только основного материала, но не усвоил его деталей, допуская неточности, недостаточно правильные формулировки, нарушения логической последовательности в изложении программного материала, испытывает затруднения при выполнении практических задач; |
| Неудовлетворительно | Не знает значительной части программного материала, допускает ошибки, неуверенно с большими затруднениями решает практические задачи или не справляется с ними самостоятельно. |

**Раздел 3. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций**

Основными этапами формирования компетенций по дисциплине при изучении студентами дисциплины являются последовательное изучение содержательно связанных между собой разделов. В целом по дисциплине оценка «зачтено» ставится в следующих случаях:

- обучаемый демонстрирует самостоятельность в применении знаний, умений и навыков к решению учебных заданий в полном соответствии с образцом, данным преподавателем, по заданиям, решение которых было показано преподавателем, следует считать, что компетенция сформирована, но ее уровень недостаточно высок.

- обучаемый способен продемонстрировать самостоятельное применение знаний, умений и навыков при решении заданий, аналогичных тем, которые представлял преподаватель при потенциальном формировании компетенции, подтверждает наличие сформированной компетенции, причем на более высоком уровне. Наличие сформированной компетенции на повышенном уровне самостоятельности со стороны обучаемого при ее практической демонстрации в ходе решения аналогичных заданий следует оценивать как положительное и устойчиво закрепленное в практическом навыке.

- обучаемый демонстрирует способность к полной самостоятельности (допускаются консультации с преподавателем по сопутствующим вопросам) в выборе способа решения неизвестных или нестандартных заданий в рамках учебной дисциплины с использованием знаний, умений и навыков, полученных как в ходе освоения данной учебной дисциплины, так и смежных дисциплин, следует считать компетенцию сформированной на высоком уровне.

Оценка «незачтено» ставится при неспособности обучаемого самостоятельно продемонстрировать наличие знаний при решении заданий, которые были представлены преподавателем вместе с образцом их решения, отсутствие самостоятельности в применении умения к использованию методов освоения учебной дисциплины и неспособность самостоятельно проявить навык повторения решения поставленной задачи по стандартному образцу свидетельствуют об отсутствии сформированной компетенции. Отсутствие подтверждения наличия сформированности компетенции свидетельствует об отрицательных результатах освоения учебной дисциплины.

При оценивании результатов обучения: знания, умения, навыки и/или опыта деятельности (владения) в процессе формирования заявленных компетенций используются различные формы оценочных средств текущего, рубежного и итогового контроля (промежуточной аттестации).

Таблица - Формы оценочных средств

| №  п/п | Наименование  оценочного  средства | Краткая характеристика оценочного средства | Представление  оценочного средства в фонде |
| --- | --- | --- | --- |
| 1 | Практические задания и задачи | Различают задачи и задания:  а) репродуктивного уровня, позволяющие оценивать и диагностировать знание фактического материала (базовые понятия, алгоритмы, факты) и умение правильно использовать специальные термины и понятия, узнавание объектов изучения в рамках определенного раздела дисциплины;  б) реконструктивного уровня, позволяющие оценивать и диагностировать умения синтезировать, анализировать, обобщать фактический и теоретический материал с формулированием конкретных выводов, установлением причинно-следственных связей;  в) творческого уровня, позволяющие оценивать и диагностировать умения, интегрировать знания различных областей, аргументировать собственную точку зрения.  Рекомендуется для оценки знаний умений и владений студентов.  Форма предоставления ответа студента: письменная или работа в в системе электронного обучения Мoodle. | Комплект задач и заданий |
| 2 | Собеседование (на лабораторном занятии) | Средство контроля, организованное как специальная беседа преподавателя с обучающимся на темы, связанные с изучаемой дисциплиной, и рассчитанное на выяснение объема знаний обучающегося по определенному разделу, теме, проблеме и т.п. Рекомендуется для оценки знаний студентов. | Вопросы по темам/разделам дисциплины |
| 3 | Комплексные практические задания | Проблемное задание, в котором обучающемуся предлагают осмыслить реальную профессионально­ориентированную ситуацию, необходимую для решения данной проблемы.  Рекомендуется для оценки знаний, умений и владений, а также отдельных дисциплинарных компетенций студентов. Форма предоставления ответа студента: письменная работа или работа в системе Moodle | Задания для решения кейс-задачи |
| 4 | Тест | Система стандартизированных простых и комплексных заданий, позволяющая автоматизировать процедуру измерения уровня знаний, умений и владений обучающегося.  Рекомендуется для оценки знаний, умений и владений студентов.  Используется веб-приложение «Универсальная система тестирования БГТИ». На тестирование отводится 60 минут. Каждый вариант тестовых заданий включает 40 вопросов. За каждый правильный ответ на вопрос дается 1 балл. Оценка «зачтено» выставляется студенту, если он набрал 50 % правильных ответов. Оценка «не зачтено» ставится, если студент набрал менее 50 % правильных ответов. | Фонд тестовых заданий |
| 5 | Зачет | Средство, позволяющее оценить знания, умения и владения обучающегося по учебной дисциплине. Рекомендуется для оценки знаний, умений и владений студентов.  С учетом результативности  Работы студента может быть принято решение о признании студента освоившим отдельную часть или весь объем учебного предмета по итогам семестра и проставлении в зачетную книжку студента – «зачтено». Студент, не выполнивший минимальный объем учебной работы по дисциплине, не допускается к сдаче зачета.  Зачет сдается в устной форме или в форме тестирования. | Комплект теоретических вопросов и практических заданий (билетов) к зачету. |
| 6 | Экзамен | Средство, позволяющее оценить знания, умения и владения обучающегося по учебной дисциплине. Рекомендуется для оценки знаний, умений и владений студентов.  С учетом результативности  Работы студента может быть принято решение о признании студента освоившим отдельную часть или весь объем учебного предмета по итогам семестра и проставлении в зачетную книжку студента оценки. Студент, не выполнивший минимальный объем учебной работы по дисциплине, не допускается к сдаче экзамена.  Экзамен сдается в устной форме или в форме тестирования. | Комплект теоретических вопросов и практических заданий (билетов) к экзамену. |