**ФКОУ ВПО ВОРОНЕЖСКИЙ ИНСТИТУТ ФСИН РОССИИ**

**Кафедра математики и естественно-научных дисциплин**

**Методические рекомендации**

к самостоятельной работе

по дисциплине

**ХИМИЯ**

для слушателей (заочное отделение)

210602.65 – Специальные радиотехнические системы

Специализация: Радиотехнические системы и комплексы охранного мониторинга

Квалификация выпускника - специалист

Воронеж 2012

**ВВЕДЕНИЕ**

Формирование химических знаний курсантов в курсе «Химия» является логическим завершением обучения по дисциплине «Химия». Эта дисциплина относится к циклу математических и естественно-научных дисциплин и предусматривает изучение обучающимися основ общей, неорганической, физической, коллоидной и органической химии.

Изучение этих разделов дисциплины направлены на формирование системы знаний, необходимых в будущей практической деятельности специалиста для решения таких задач, как прогнозирование возможности самопроизвольного направления протекания химических реакций, способностью оценивать химический состав загрязнения окружающей среды при пожарах, прогнозировать степень токсического воздействия различных классов химических веществ и их смесей, образующихся при пожаре.

Предназначены для самостоятельной работы студентов по подготовке к контрольным работам по дисциплине «Химия». Методические указания включают в себя введение, содержание основных разделов дисциплины, примеры решения задач и варианты для самостоятельного решения, темы рефератов. Учебные модули соответствуют основным разделам изучаемой дисциплины исодержат необходимую и достаточную информацию для управления самостоятельной учебной деятельностью слушателя.

**СОДЕРЖАНИЕ ОСНОВНЫХ РАЗДЕЛОВ ДИСЦИПЛИНЫ**

**Раздел 1. Основы общей, неорганической, физической химии**

**Тема 1. Основные законы понятия химии. Основные классы неорганических соединений (ОКНС).**

Атом, молекула, химическое вещество. Моль. Молекулярная, молярная масса. Количественные законы химии. Закон Авагадро. Кислоты, соли, основания, амфотерные соединения.

**Тема 2. Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева**

Типы атомных орбиталей. Заполнение атомных орбиталей электронами. Принцип Паули, правила Клечковского и Хунда. Периодический закон Д.И. Менделеева. Зависимость свойств элементов от заряда ядра и строения электронной оболочки атома

**Тема 3. Основные понятия термодинамики.**

Функции системы и состояния. Тепловой эффект химической реакции. Энтальпия, энтропия, энергия Гиббса. Условия самопроизвольного протекания реакций.

**Тема 4. Кинетика химической реакции**

Основные понятия химической кинетики. Скорость химической реакции. Химическое равновесие.

**Тема 5. Растворы электролитов**.

Способы выражения состава раствора. Электролитическая диссоциация. Сильные электролиты. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации.

**Тема 6. Окислительно-восстановительные реакции**

Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы. Уравнение Нернста. Гальванические элементы. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов.

**Тема 1. Основные законы понятия химии**

**Примеры решения задач**

**Задача 1.** Вычислите массу кислорода, содержащегося в баллоне вместимостью 50 дм3 при нормальных условиях.

**Решение:**

М(О2) = 32 ∙ 10-3 кг/моль,

*v*(O2) = ; *v*(O2) =  = 2,232 моль.

m(O2) = *v* ∙ М;m(O2)= 32 ∙ 10-3 кг/моль ∙ 2,232 моль =

= 71,428 ∙ 10-3 кг.

**Задача 2.** 0,407 ∙ 10-3 кг газа при нормальных условиях занимает объем 250 ∙ 10-3 дм3. Какова молекулярная масса этого газа?

**Решение:**

*v* = V(газа)/V*m* V(газа) = 250 ∙ 10-3 дм3 ;

*v* =  = 11,16 ∙ 10-3 моль ;

М(газа) = ;

М(газа) =  = 36,46 ∙ 10-3 кг/моль = 36,46 г/моль;

M(газа) = 36,46 г/моль → Мr(газа) = 36,46.

**Задача 3.** Вычислите плотность газа по водороду, если плотность его по воздуху равна 1,93.

**Решение:**

Д(возд) = Мr(газа)/Мr(возд),

Мr(газа) = Д(возд) ∙ Мr(возд),

Mr(газа) = 1,93 ∙ 29 = 55,97,

Д(Н2) = Мr(газа)/Мr(H2),

Mr(H2) = 1,00794 ∙ 2 = 2,01588,

Д(Н2) =  = 27,76.

**Задача 4.** Кукуруза на площади одного гектара в сутки потребляет около 25 ∙ 103 дм3 углекислого газа (в пересчете на нормальные условия). Какая масса углерода усваивается при этом растениями?

**Решение:**

*v*(CO2) = ; Vm = 22,4 дм3/моль ;

*v*(CO2) =  = 1,116 ∙ 103 моль ;

1 моль СО2 содержит 1 моль С

*v*(CO2) = *v*(C) = 1,116 ∙ 103 моль ;

m(C) = *v* ∙ M(C) ;

M(C) = 12,011 ∙ 10-3 кг/моль;

m(C) = 1,116 ∙ 103 моль ∙ 12,011 ∙ 10-3 кг/моль = 13,405 кг.

**Задача 5.** Вычислите молекулярную массу ацетона, если 0,5 дм3 его паров при 87 °С и давлении 95,992 ⋅ 103 Па имеют массу 0,93 ⋅ 10-3 кг.

**Решение:**

Р V =  R T; M = .

M(газа) =  = 58 ∙ 10-3 кг/моль.

M(газа) = 58 г / моль → Mr(газа) = 58.

**Задача 6.** Вычислите молярную массу эквивалента серы, с массовой долей 40% серы в оксиде и запишите формулу этого оксида.

**Решение:** (S) = 40 %, тогда (O) = 60 %, т.е. в 100 г оксида содержится 40 г серы и 60 г кислорода.

По закону эквивалентов:

 = ;

M(O) = 8 ∙ 10-3 кг/моль;

M(S) = ;

M(S) =  = 5,3 ⋅ 10-3 кг/моль

M(S) = ;

В =  = 6, где B – валентность серы.

Валентность серы в оксиде равна VI, значит формула оксида – SO3.

**Задача 7.** При взаимодействии 5 ∙ 10-3 кг карбоната металла с азотной кислотой образовалось 8,2 ∙ 10-3 кг нитрата металла. Вычислите молярную массу эквивалента этого металла.

**Решение:**

*v*(MeCO3) = *v*(MeNO3),

 = ;

M(MeCO3) = M(Me) +  = M(Me) + 30.

M(MeNO3) = M(Me) +  = M(Me) + 62.

Обозначим: M(Me) = x

 = ; 5(x *+* 62) = 8,2(x + 30)

5x + 310 = 8,2x + 246; 3,2x = 64; x = 20;

M(Me) = 20 ∙ 10-3 кг/моль.

**Задача 8.** Каковы молярные массы эквивалента сульфата алюминия в реакциях с гидроксидом натрия, в результате которых образуются гидроксид алюминия и гексагидроксоалюминат натрия.

**Решение:**

а) Al2(SO4)3 + 6NaOH = 3Na2SO4 + 2Al(OH)3

 Z = 6 Z = 1 Z = 2 Z = 3

Al2(SO4)3 *–* эквивалент;

M[Al2(SO4)3)] = .

M[Al2(SO4)3] = 342 ∙ 10-3 кг/моль;

M[ Al2(SO4)3] = 57 ∙ 10-3 кг/моль.

б) Al2(SO4) + 12NaOH = 2Na3[Al(OH)6] + 3Na2SO4

M[Al2(SO4)3] =  = 25,83 ∙ 10-3 кг/моль.

**Задача 9.** При растворении в серной кислоте 10 ⋅ 10-3 кг сплава цинка с магнием выделилось 5,2 дм3 водорода, измеренного при температуре 26 °С и давлении 122,65 ⋅ 103 Па. Определите массу каждого металла в смеси.

**Решение:**

Zn + H2SO4 = ZnSO4 + H2;

Mg + H2SO4 = MgSO4 + H2.

Пользуясь объединенным газовым законом, определяем объем водорода при нормальных условиях:

 =  ;

отсюда V0 =  = 5,72 дм3.

Обозначим m(Zn) = **x** кг; объем выделившегося при этом водорода V(H2) = **a** дм3, а объем водорода по второй реакции V(H2) = **в** дм3, тогда масса магния m(Mg) = (10 · 10-3 - **x**) кг, а объем выделившегося V(H2) = а + в = 5,72 дм3.





а = ; в = .

 +  = 5,72

x = 6 ∙ 10-3 , т.е. m(Zn) = 6 ∙ 10-3 кг

m(Mg) = 4 ∙ 10-3 кг.

**ЗАДАНИЯ НА КОНТРОЛЬНУЮ РАБОТУ**

|  |  |
| --- | --- |
| Номер варианта(последние цифры зачетной книжки) | Номер задачи |
| 01 | 1,9 |
| 02 | 2, 10 |
| 03 | 3, 11 |
| 04 | 4, 12 |
| 05 | 5, 13 |
| 06 | 6, 14 |
| 07 | 7, 15 |
| 08 | 8,16 |
| 09 | 1, 17 |
| 10 | 2, 18 |

1. Какую плотность по водороду и воздуху имеет газовая смесь, состоящая из азота, водорода и аммиака, если объемные доли этих газов соответственно равны 30, 10 и 60.
2. Какой объем при температуре 27 °С и давлении 105 Па занимает газ массой 10-3 кг, если его плотность по водороду равна 32?
3. При растворении в разбавленной серной кислоте 1,68 · 10-3 кг металла образовалось 4,56 · 10-3 кг его сульфата. Вычислите молярную массу эквивалента этого металла.
4. При обработке 5,64 · 10-3 кг нитрата металла серной кислотой образовалось 4,8 · 10-3 кг его сульфата. Вычислите молярную массу эквивалента металла.
5. Вычислите объем 0,32 кг оксида серы (IV) при давлении 415,43 · 103 Па и температуре 27 °С.
6. Для нейтрализации 1,89 · 10-3 кг кислоты израсходовано 1,68 · 10-3 кг гидроксида калия. Вычислите молярную массу эквивалента кислоты.
7. Из 5,7 · 10-3 кг сульфата металла получено 2,6 · 10-3 кг его гидроксида. Какова молярная масса эквивалента этого металла?
8. Объем смеси водорода с хлором равен 0,05 дм3. После образования хлороводорода осталось 0,01 дм3 хлора. Вычислите массовые доли водорода и хлора в смеси.
9. Вычислите массовое отношение химических элементов в гидроксиде кальция.
10. Вычислите массовые доли элементов в молекуле серной кислоты.
11. Вычислите, сколько по массе фосфора содержится в 28,4 г оксида фосфора (г).
12. В какой массе оксида кальция содержится 1,6 г кальция?
13. Сколько молекул содержится в воде массой 72 г?
14. Какое количество вещества заключено в углекислом газе массой 110 г?
15. Найти массу оксида меди количеством вещества 0,4 моль.
16. Какое количество вещества составляет 23,4 сульфата натрия?
17. Какова масса нитрата меди, образующегося при взаимодействии оксида меди (II) с азотной кислотой?
18. Вычислите относительную молекулярную массу карбоната кальция, имеющего формулу

**Завершив изучение этой темы, слушатели должны знать:**

1. Определения: атом; молекула; ион; молярная масса эквивалента.

2. Закон эквивалентов.

3. Закон сохранения массы веществ; закон постоянства состава; кратных соотношений; закон Авогадро и его следствия.

**Должны уметь:**

1. Вычислять молярную массу вещества, молярную эквивалентную массу вещества;
2. Определять объем выделяющегося (поглощающегося) по реакции газа в нормальных и других условиях;
3. Определять число структурных единиц (атомов, молекул) в массе (объеме);
4. Вычислять плотность одного газа по другому.

**Тема 2. Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева**

**Примеры решения задач**

**Задача 1.** Напишите электронные конфигурации следующих элементов: N, Si, Fе, Кr, Те.

**Решение.** Энергия атомных орбиталей увеличивается в следующем порядке:

1s2s2p3s3p4s3d4p5s4d5p 6s4f5d6p7s5f6d.

На каждой s-оболочке (одна орбиталь) может находиться не более двух электронов, на p-оболочке (три орбитали) — не более шести, на d-оболочке (пять орбиталей) — не более 10 и на f-оболочке (семь орбиталей) — не более 14.

В основном состоянии атома электроны занимают орбитали с наименьшей энергией. Число электронов равно заряду ядра (атом в целом нейтрален) и порядковому номеру элемента. Например, в атоме азота — 7 электронов, два из которых находятся на 1s-орбитали, два — на 2s-орбитали, и оставшиеся три электрона — на 2p-орбиталях. Электронная конфигурация атома азота:

+7N: 1s22s22p3. Электронные конфигурации остальных элементов:

+14Si: 1s22s22p63s23p2,

+26Fе: 1s22s22p63s23p64s23d6,

+36Кr: 1s22s22p63s23p64s23d103p6,

+52Те: 1s22s22p63s23p64s23d103p65s24d105p4.

**Задача 2.**

Какой инертный газ и ионы каких элементов имеют одинаковую электронную конфигурацию с частицей, возникающей в результате удаления из атома кальция всех валентных электронов ?

**Решение.** Электронная оболочка атома кальция имеет структуру 1s22s22p63s23p64s2. При удалении двух валентных электронов образуется ион Са2+ с конфигурацией 1s22s22р6 Зs2Зр6. Такую же электронную конфигурацию имеют атом Ar и ионы S2-, Сl-, К+, Sc3+ и др.

**Задача 3.** Могут ли электроны иона Аl3+ находиться на следующих орбиталях: а) 2р; б) 1р; в) 3d?

**Решение.** Электронная конфигурация атома алюминия: 1s22s22p63s23p1. Ион Al3+ образуется при удалении трех валентных электронов из атома алюминия и имеет электронную конфигурацию 1s22s22p6.

а) на 2р-орбитали электроны уже находятся;

б) в соответствии с ограничениями, накладываемыми на квантовое число l (l = 0, 1,…n-1), при n = 1 возможно только значение l = 0, следовательно, 1p-орбиталь не существует;

в) на Зd-орбитали электроны могут находиться, если ион — в возбужденном состоянии.

**Задача 4.** Напишите электронную конфигурацию атома неона в первом возбужденном состоянии.

**Решение.** Электронная конфигурация атома неона в основном состоянии – 1s22s22p6. Первое возбужденное состояние получается при переходе одного электрона с высшей занятой орбитам (2р) на низшую свободную орбиталь (3s). Электронная конфигурация атома неона в первом возбужденном состоянии – 1s22s22p53s1.

**Задача 5.** Каков состав ядер изотопов 12C и 13C, 14N и 15N?

Решение. Число протонов в ядре равно порядковому номеру элемента и одинаково для всех изотопов данного элемента. Число нейтронов равно массовому числу (указываемому слева вверху от номера элемента) за вычетом числа протонов. Разные изотопы одного и того же элемента имеют разные числа нейтронов.

Состав указанных ядер:

12С: 6р + 6n; 13С: 6р + 7n; 14N: 7p + 7n; 15N: 7p + 8n.

**ЗАДАНИЯ НА КОНТРОЛЬНУЮ РАБОТУ**

|  |  |
| --- | --- |
| Номер варианта(последние цифры зачетной книжки) | Номер задачи |
| 01 | 19 |
| 02 | 20 |
| 03 | 21 |
| 04 | 22 |
| 05 | 23 |
| 06 | 24 |
| 07 | 25 |
| 08 | 26 |
| 09 | 27 |
| 10 | 28 |

19. Составьте электронные формулы для атомов элементов с порядковыми номерами 25 и 34. К какому электронному типу относится каждый из них? Охарактеризуйте каждый из элементов с точки зрения их положения в периодической системе элементов.

1. Какими правилами определяется порядок заполнения электронами подуровней в атоме? Приведите электронные конфигурации невозбужденных атомов Br; Mn; Ti и ионов Ba2+; Fe3+.
2. Среди приведенных ниже электронных конфигураций укажите невозможные и объясните причину невозможности их реализации:

а) 1p3; б) 3p6; в) 3s2; г) 12s3; д) 2d5; е) 5d2; ж) 3f12.

1. На какой, из приведенных ниже орбиталей электрон обладает меньшей энергией? Ответ мотивируйте соответствующим правилом.

а) 6s; б) 6p; в) 4f; г) 5d.

1. Запишите электронные формулы атомов элементов с зарядом ядра:

а) +8; б) +13; в) +18; г) +23; д) +53; е) +63.

Составьте графические схемы заполнения электронами валентных орбиталей этих атомов.

1. Напишите электронные формулы атомов хрома, меди и германия. К какому семейству элементов они относятся?
2. Напишите электронно-графические формулы атомов индия, германия и титана в нормальном и возбужденном состоянии.
3. Опишите свойства 43-го элемента согласно строению его атома. Каков состав и свойства его оксидов и гидроксидов?
4. Опишите свойства элемента, состав и свойства его оксидов и гидроксидов, если валентные электроны расположены на 5d46s2 подуровнях.
5. Напишите состав гидроксидов элементов, имеющих на внешнем уровне s2p4-электроны. Как изменяются кислотные свойства этих гидроксидов с увеличением порядковых номеров этих элементов?

**Завершив изучение этой темы, слушатели должны знать:**

1. Современные положения теории строения атома;
2. Квантовые числа, их физический смысл;
3. Принцип запрета Паули;
4. Правила Клечковского и Хунда;
5. Формулировку периодического закона;
6. Структуру периодической таблицы;
7. Периодичность свойств атомов.

**Должны уметь:**

1. Характеризовать атом по его положению в периодической системе элементов и порядковому номеру;
2. Составлять электронные и графические формулы атомов;
3. Определять валентные возможности атома.

**Тема 3. Основные понятия термодинамики.**

**Примеры решения задач**

**Задача 1.** Газообразный этиловый спирт можно получить при взаимодействии этилена С2Н4 (г) и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. Сколько теплоты выделится, если в реакцию вступило 10 л С2Н4 при нормальных условиях?

**Решение.** Составим термохимическое уравнение реакции:

С2Н4 (г) + Н2О (г) = С2Н5ОН (г), ∆Нх.р = ?

Необходимое значение теплового эффекта реакции вычислим, применяя следствие закона Гесса:



Подставляем значения ∆Н из табл. 1 (см. приложение).

∆Нх.р = -235,31 – 52,28 – (- 241,84) = - 45,76 кДж

Один моль газообразных веществ (н. у.) занимает объем 22,4 л (дм3). Используя это следствие из закона Авагадро, можно составить пропорцию:

Из 22,4 л С2Н4 выделяется 45,76 кДж

 » 10 л С2Н4 выделяется х кДж

Отсюда при вступлении в реакцию 10 л С2Н4 выделяется 20,43 кДж теплоты.

**Задача 2.** На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий веществ вычислите ∆G○298 реакции

NH3 (г) + HCl (г) = NH4Cl (к).

Чем можно объяснить то, что ∆S < 0?

**Решение.** ∆G○ определяем из уравнения ∆G○ = ∆H○ – T∆S○, где ∆Н и ∆S – функции состояния. Поэтому

;

;

Подставляем значения  из табл. 1.

-315,39 – (-46,19) – (-92,31) = -176,89 кДж/моль

Подставляем значения  из табл. 2.

+ 94,5 – 192,50 – 186,68 = - 284,68 Дж/(моль∙К);

∆G○ = - 176,89 – 298 ∙ (-0,2847) = - 92,08 кДж.

ΔG имеет отрицательное значение, значит в стандартных условиях реакция протекает самопроизвольно в прямом направлении.

Энтропия есть мера неупорядоченности состояния вещества. Объем 1 моль газа гораздо больше, чем объем 1 моль кристаллического вещества, и возможность хаотического движения молекул газа больше. Следовательно, при уменьшении объема системы движение молекул затрудняется и энтропия системы уменьшается. В данном примере из 2 моль газов получается 1 моль кристаллического вещества – объем и ∆S системы уменьшаются.

**Задача 3.** При сгорании 112 дм3 метана выделяется

4012,55 кДж теплоты. Вычислить теплоту образования метана () зная, что теплоты образования СО и Н2О соответственно равны (кДж/моль): (-393,62) и (-241,83).

СН4 + 2О2 → СО2 + 2Н2О,

Вычисляем, какое количество теплоты выделится при сгорании 1 моля метана (т.е. 22,4 дм3 н.у.):



Следовательно, тепловой эффект реакции сгорания метана равен – 802,51 кДж. Вычисляем теплоту образования метана.

Согласно закону Гесса

-802,51 = - 393,62 - 2⋅241,83 -  СН4,

отсюда

 СН4 = -393,62 - 2⋅241,83 + 802,51 = -74,87 кДж/моль.

Теплота образования метана равна (-74,87) кДж/моль.

**ЗАДАНИЯ НА КОНТРОЛЬНУЮ РАБОТУ**

|  |  |
| --- | --- |
| Номер варианта(последние цифры зачетной книжки) | Номер задачи |
| 01 | 29 |
| 02 | 30 |
| 03 | 31 |
| 04 | 32 |
| 05 | 33 |
| 06 | 34 |
| 07 | 35 |
| 08 | 36 |
| 09 | 37 |
| 10 | 38 |

29.Вычислите стандартную энтальпию реакции (в кДж):

 

30. Поглощается или выделяется теплота при протекании реакции
 

31. Вычислите стандартную энергию Гиббса реакции (в кДж):
 *2*

32. Какая из реакций может протекать самопроизвольно:


33. В каком направлении будет протекать реакция:



34. Возможно ли восстановление железа водородом при стандартных условиях

 

35. Вычислите (в кДж/моль) реакции горения


36. В каком случае можно растворить PbS в разбавленных кислотах:


37. В каком направлении будет протекать реакция

38. В каком случае растворимость будет выше:


**Завершив изучение этой темы, слушатели должны знать:**

1. Функции состояния и параметры.
2. Закон Гесса.
3. Условие самопроизвольного протекания реакций.

**Должны уметь:**

1. Рассчитывать по закону Гесса энтальпию, энтропию, энергию Гиббса.
2. По уравнению Гиббса определять возможность самопроизвольного протекания реакции при разных сочетаниях ΔН и ΔS.

**Тема 4. Кинетика химической реакции**

**Примеры решения задач**

**Задача 1.** Как изменится скорость прямой и обратной реакции:

 ,

если объем газовой смеси уменьшится в два раза? В какую сторону сместится равновесие системы?

**Решение.** Примем обозначения: [N2] = a; [H2] = b; [NH3] = c – концентрация до изменения объема. Согласно закону действующих масс, vпр = Кab3, vобр = Кс2. Вследствие уменьшения объема в 2 раза концентрация каждого из реагирующих веществ увеличится в два раза. Следовательно,

 = К(2а)(2b)3 = 16 Каb3,

 = К(2с)2 = 4Кс2.

Отсюда

; .

Равновесие системы сместилось в сторону образования аммиака.

**Задача 2.** Исходные концентрации иода и водорода равны соответственно 1 и 2 моль/дм3. вычислите равновесные концентрации веществ при 450○С, если при этой температуре для реакции:

х моль х моль 2х моль



константа химического равновесия К = 50.

**Решение.** Обозначим через [I2] и [H2] равновесные концентрации иода и водорода (в моль/дм3). Пусть к моменту установления равновесия прореагировало количество (моль/дм3) водорода, равное х. Так как по уравнению реакции столько же прореагирует и иода, то количество образовавшегося иодистого водорода будет равно 2x. Равновесная концентрация иода будет равна 1 - х, а равновесная концентрация водорода – 2 - х. Для данной обратимой реакции закон действующих масс выражается через константу равновесия:

.

Отсюда х = 0,93.

**Задача 3.** Температурный коэффициент некоторой реакции равен 2. Во сколько возрастет скорость этой реакции при увеличении температуры от 20 до 120°С?

По закону Вант-Гоффа:





Ответ: скорость данной реакции увеличится в 1024 раза.

**ЗАДАНИЯ НА КОНТРОЛЬНУЮ РАБОТУ**

|  |  |
| --- | --- |
| Номер варианта(последние цифры зачетной книжки) | Номер задачи |
| 01 | 39 |
| 02 | 40 |
| 03 | 41 |
| 04 | 42 |
| 05 | 43 |
| 06 | 44 |
| 07 | 45 |
| 08 | 46 |
| 09 | 47 |
| 10 | 48 |

39.Как изменяется скорость реакции

 

40. От каких факторов зависит константа скорости реакции при данной температуре?

41. Определите константу скорости реакции 2А+В=С, зная, что при концентрациях А и В, равных 0,5 и 0,6 , соответственно, ее скорость составляет 0,018 

42. Какими способами в системе  можно сместить равновесие в сторону большего выхода  при заданной концентрации 
43. Равновесные концентрации в системе  равны ,  Вычислите начальную концентрацию хлора.

44. Определите температурный коэффициент реакции, если при повышении температуры на 40 скорость увеличилась в 16 раз?

45. Как изменится скорость образования серного ангидрида по реакции , если увеличить концентрацию кислорода в 3 раза?

46. В процессе реакции, протекающей по уравнению 2А+2В=С, за определенный период времени концентрация вещества А уменьшилась на 0,3 . Как изменилась при этом концентрация вещества В?

47. Произойдет ли смещение равновесия реакции (Т-const) , если в систему ввести избыток ZnS? Ответ обоснуйте.

48. Во сколько раз увеличится скорость реакции , если путем сжатия уменьшить объем системы в 4 раза?

**Завершив изучение этой темы, слушатели должны знать:**

1. Понятие скорости химической реакции, ее зависимости от различных факторов.
2. Закон действующих масс.
3. Правило Вант-Гоффа.
4. Условие химического равновесия, принцип Ле-Шателье.

**Должны уметь:**

1. Рассчитать скорость реакции при различных концентрациях реагирующих веществ.
2. Рассчитать изменение скорости реакции при повышении температуры по правилу Вант-Гоффа.
3. Определить направление смещения равновесия в химической реакции под воздействием различных факторов.
4. Рассчитать константу равновесия, исходя из данных равновесных концентраций

**Тема 5. Растворы электролитов**.

**Примеры решения задач**

**Задача 1.** Смешали 150 г раствора с массовой долей растворенного вещества 6% и 50 г раствора с массовой долей 20%. Вычислите массовую долю полученного раствора.

**Решение**

 Вычисляем массу растворенного вещества в первом растворе: ; 

Масса растворенного вещества во втором растворе:

; 

Общая масса раствора равна: 150+50=200(г), в нем содержится растворенного вещества: 9+10=19(г).

Массовая доля полученного раствора:.

 **Задача 2**. В 450г воды растворили 50г CuSO4·5H2O. Вычислите массовую долю (в процентах) кристаллогидрата и безводной соли.

**Решение**

mр-ра = mв-ва+ mводы;

mр-ра = 450 + 50 = 500 (г).

Находим массовую долю кристаллогидрата ( 1):



Находим массу безводной соли:

 50 г Х г

CuSO4·5H2O ― CuSO4

250 г 160 г

М(CuSO4·5H2O) = 250 г; М(CuSO4) = 160 г

; Х=32(г)

Массовая доля безводной соли равна: 

**Задача 3.** К 1дм3 раствора KOH с массовой долей 10% (ρ=1,092 г/см3) прибавили 0,5 дм3 раствора KOH с массовой долей 5% (ρ=1,045 г/см3). Объем смеси довели до 2 дм3. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.

Находим массу 1 дм3 раствора KOH:

m1 р-ра=V1· ρ1; m1 р-ра=1000 · 1,092=1092 (г).

В этом растворе содержится масса вещества KOH (mв-ва):

; 

Находим массу 0,5 дм3 раствора KOH:

m2 р-ра=V2· ρ2; m2 р-ра=500·1,045=522,5 (г);

В этом растворе содержится масса вещества KOH:

;  (г)

В общем объеме полученного раствора масса вещества KOH составляет: 109,2+26,125=135,325 (г)

Молярная концентрация раствора:







**Задача 4.** Раствор KNO3 одержит 192,6 г соли в 1 дм3 (ρ=1,14 г/см3). Рассчитайте моляльность раствора.

Решение. Моляльность вычисляется по формуле:



Находим массу растворителя:

mр-ра=1000 см3⋅1,14 г/см3=1140 г=1,14 кг.



**Задача 5.** Массовая доля гидроксида калия в растворе равна 10 %. Рассчитать моляльность раствора.

Решение. Массовая доля 10 % указывает, что на каждые 90 г воды приходится 10 г KOH. Рассчитаем массу гидроксида калия, приходящуюся на 1 кг воды:



, где М(КОН)=56 г/моль.

**Задача 6.** Рассчитать молярную долю иода в растворе, содержащем 20 г J2 в 500 г тетрахлорида углерода CCl4.

Решение. Находим количество иода и тетрахлорида углерода в данном растворе:

, где М(J2)=254 г/моль

, где М(ССl4)=154 г/моль



**Задача 7.** В 1 дм3 воды растворимо 150 г серной кислоты. Плотность полученного раствора 1,1 г/см3. Определить молярную концентрацию эквивалента.

Решение. Масса полученного раствора:













**Задача 8.** 1,33 г хлорида алюминия растворили в 200 см3 воды. Плотность полученного раствора 1,05 г/см3. Рассчитать массовую долю растворенного вещества, молярную концентрацию, моляльность, молярную концентрацию эквивалента, мольные доли хлорида алюминия и воды.

Решение.

1. Массовая доля.

Масса раствора m2=200 г + 1,33 г = 201,33 г

.

1. Молярная концентрация.

Объем раствора 

, где М(AlCl3)=133,5 г/моль



1. Моляльность.



1. Молярная концентрация эквивалента.







Мольная доля.







**ЗАДАНИЯ НА КОНТРОЛЬНУЮ РАБОТУ**

|  |  |
| --- | --- |
| Номер варианта(последние цифры зачетной книжки) | Номер задачи |
| 01 | 49 |
| 02 | 50 |
| 03 | 51 |
| 04 | 52 |
| 05 | 53 |
| 06 | 54 |
| 07 | 55 |
| 08 | 56 |
| 09 | 57 |
| 10 | 58 |

1. Определите массовую долю гидроксида натрия в растворе, полученном растворением 4,5 г натрия в 1 дм3 воды.
2. Какой объем (дм3) раствора с массовой долей хлорида натрия 9 % и плотностью 1,05 г/см3 можно приготовить, имея 300 см3 воды?
3. При выпаривании 200 г раствора с массовой долей некоторого вещества 10 % выпало в осадок 10 г вещества. Масса раствора после выпаривания – 60 г. Чему равна массовая доля растворенного вещества в растворе после выпаривания?
4. Какая масса (г) воды необходима для растворения 50 г Na2CO3, чтобы получить раствор с массовой долей карбоната натрия 8 %?
5. Из 100 г раствора с массовой долей KNO3 40 % выпариванием удалили 50 г воды. Вычислите массовую долю нитрата калия в полученном растворе.
6. Смешали 400 г раствора с массовой долей Na2HPO4 8 % и 300 г раствора с массовой долей этой же соли 5 %. Вычислите массовую долю гидрофосфата натрия в полученном растворе.
7. Массовая доля Na2SO4 в 5 дм3 водного раствора (ρ = 1,15 г/см3) равна 7 %. Рассчитайте мольную долю сульфата натрия в данном растворе.
8. Вычислите мольные доли NaCl и воды в 3 дм3 раствора (ρ = 1,041 г/см3) с массовой долей NaCl 6 %.
9. Вычислите мольные доли H2SO4 и воды в растворе с массовой долей серной кислоты 15 %.
10. В 90 г воды растворено 13,68 г сахара. Вычислите мольную долю растворителя в этом растворе.

**Тема 6. Окислительно-восстановительные реакции**

**Примеры решения задач.**

**Задача 1.** Определите массу цинка, которая выделится на катоде при электролизе сульфата цинка в течение 1 часа при токе 26,8 А, если выход цинка по току 50 %.

**Решение**



 .

1 час = 3600 сек.

Подставляем численные значения в уравнение закона Фарадея.

 .

Так как выход по току η= 50 %; то исходя из формулы , .

**Задача 2.** Определить возможность протекания окислительно-восстановительных реакций:

 а) HBrO + HIO = HBrO3 + HI

 б) HBrO + HIO = HBr + HIO3.

**Решение**

Сравниваем стандартные потенциалы сопряженных пар.

Для реакции (а):

HBrO + 2H2O = BrO3 + 5H+ + 4е; ϕ0=+1,45В

 I- + H2O = HIO + H+ + 2e; ϕ0=+0,99В

Так как ϕ0 предполагаемого окислителя HIO меньше, чем ϕ0 восстановителя HBrO, то реакция невозможна.

Для реакции (б):

Br- + H2O = НBrO + H+ + 2е; ϕ0=+1,34В

 НIО + 2H2O =  + 5H+ + 4e; ϕ0=+1,14В

Из сопоставления значений ϕ0 приведенных систем видно, что HBrO проявит функцию окислителя по отношению к HIO, которая образует при этом HIO3:

 2HBrO + HIO = 2HBr + HIO3

**Задача 3.** Вычислить потенциал системы Fe3+/Fe2+ при следующих активностях: [Fe3+]=0,1 моль/л, а [Fe2+]=5⋅10-3 моль/л.

**Решение**

 

**Задача 4.** Вычислить э.д.с. серебряно-кадмиевого гальванического элемента, в котором активные концентрации ионов Ag+ и Cd2+ соответственно составляют 0,1 и 0,005 моль/л.

Решение

Потенциалы отдельных электродов составляют:



 

отсюда

 

**ЗАДАНИЯ НА КОНТРОЛЬНУЮ РАБОТУ**

|  |  |
| --- | --- |
| Номер варианта(последние цифры зачетной книжки) | Номер задачи |
| 01 | 59, 69 |
| 02 | 60, 70 |
| 03 | 61, 71 |
| 04 | 62, 72 |
| 05 | 63, 73 |
| 06 | 64, 74 |
| 07 | 65, 75 |
| 08 | 66, 76 |
| 09 | 67, 77 |
| 10 | 68, 78 |

1. При электролизе раствора CuSO4 на аноде выделилось 168 см3 кислорода, измеренного при н. у. Определите массу меди, выделившуюся на катоде.
2. Электролиз раствора нитрата серебра проводили при силе тока 2 А в течение 4 ч. Сколько граммов серебра выделилось на катоде?
3. Электролиз раствора сульфата некоторого металла проводили при силе тока 6 А в течение 45 мин, в результате чего на катоде выделилось 5,49 г металла. Вычислите эквивалент металла.
4. Электролиз раствора сульфата цинка проводили в течение 5 ч, в результате чего выделилось 6 дм3 кислорода, измеренного при н. у. Вычислите силу тока.
5. Составьте электроннщ-ионные уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора Al2(SO4)3 в случае угольного анода; в случае алюминиевого анода.
6. Какие вещества и в каком количестве выделятся на угольных электродах при электролизе раствора NaI в течение 2,5 ч, если сила тока равна 6 А?
7. При электролизе раствора AgNO3 масса серебряного анода уменьшилась на 5,4 г. Какое количество электричества израсходовано на этот процесс?
8. Какие вещества и в каком количестве выделяются на угольных электродах при электролизе раствора KBr в течение 1 ч 35 мин при силе тока 15 А?
9. На электролиз раствора CaCl2 израсходовано 10722,2 Кл электричества. Вычислите массу веществ, выделяющихся на угольных электродах и образующихся возле катода.
10. Вычислите силу тока, зная, что при электролизе раствора КОН в течение 1 ч 15 мин 20 с на аноде выделилось 6,4 г кислорода. Какое вещество и в каком количестве выделяется на катоде?

Подберите коэффициенты ионно-электронным методом, укажите восстановители и окислители.

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

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

71. J2 + H2O2 → MnO2 + KOH + O2 + H2O

72. KClO3 + H2O2 → KCl + O2 + H2O;

73. PbO2 + H2O2 → Pb(OH)2 + O2.

74. Cu2S + HNO3 → Cu(NO3)2 + H2SO4 + NO + H2O

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

76. H2O2 + KMnO4 + H2SO4 → O2 + MnSO4 + K2SO4 + H2O

77. KMnO4 + MnSO4 + H2O → MnO2 + K2SO4 + H2SO4

78. ) Zn + HNO3 → Zn(NO3)2 + NH3 + H2O.

**Изучив материал этой темы, слушатели должны знать:**

1. Электродный потенциал.
2. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций.
3. Электролиз. Катодное и анодное правило.
4. Коррозия металлов, методы борьбы с коррозией.

**Должны уметь:**

1. Составлять гальванический элемент согласно значений электродных потенциалов, рассчитывать его ЭДС.
2. Уравнивать реакции методами электронного баланса и полуреакций.
3. Записывать уравнения электролиза солей.
4. По объединенному закону Фарадея рассчитывать массы и объем выделяющихся на электродах веществ.

**Вопросы для подготовки к зачету**

1. . Основные законы и понятия химии. Структурные единицы в химии. Основные количественны законы
2. Современная модель строения атома, физический смысл порядкового номера
3. Квантовые числа электронов (главное, побочное (орбитальное), магнитное и спиновое числа).
4. Электронные конфигурации атомов (принцип Паули, правило Гунда, принцип наименьшей энергии, понятие о квантовой ячейке, пример строения атома какого-либо химического элемента).
5. Периодический закон и структура периодической системы элементов. Электроотрицательность. Энергия ионизации.
6. Функции системы и функции состояния.
7. Законы термодинамики.Энтропия, энтальпия, энергия Гиббса.
8. Кинетика химической реакции. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
9. 8. Обратимость химической реакции. Химическое равновесие
10. 9. Константа равновесия. Факторы, влияющие на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.
11. Растворы. Способы выражения концентраций растворов
12. 12. Теория электролитической диссоциации.
13. 13. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа диссоциации
14. Теории кислот и оснований
15. Окислительно-восстановительные процессы. Степень окисления. Типы окислительно-восстановительных реакций
16. Применение метода полуреакций в решении задач
17. Электрохимические системы. Электродный потенциал. Стандартный водородный электрод
18. Уравнение Нернста
19. Гальванический элемент Даниэля Якоби
20. Электролиз растворов и расплавов электролитов. Закон Фарадея

**Учебно-методическая литература**

1. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] : учебник/ под ред. В.А. Попокова, А.В. Бабкова. – 18-е изд., перераб. и доп.– М : Издательство Юрайт ; ИД Юрайт, 2011. – 886 с.

2. Коровин Н.В. "Общая химия" [Текст]: Учебник для студентов вузов, обуч. по техническим направлениям и спец. / Н.В. Коровин. - М.: Высш.шк.; 2009. - 559 с.

3. Нифталиев С. И. Решение задач по общей химии: электронное учеб. пособие [Электронный ресурс] / С.И. Нифталиев, А.Г.Шестов. – Воронеж: ВГТА, 2009.

4. Карбаинова С.Н. Коллоидная химия [Текст] : учебное пособие/ С.Н. Карбаинова. - Изд. ТПУ, 2009. – 87 с.

5. Комарова Е.В., Гребенникова О.И., Саввин П.Н. Курс лекций по органической химии / Воронеж. гос. технол. акад.; Воронеж: 2010.- 207 с.

6. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия [Текст]. – М. : Высшая школа, 2006.

7. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Текст] : учебное пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. – СПб. : Издательство «Лань», 2007. – 528 с.

8. Задачи и упражнения по общей химии [Текст] : учеб. пособие / Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, Н.В. Коровин и др.; Под ред. Н.В. Коровина. – 3-е изд., испр. – 2006. – 255.

9. Кнотько, А.В. Химия твердого тела [Текст] : учебное пособие для студ. высш. учеб. заведений / А.В. Кнотько, И.А. Пресняков, Ю.Д. Третьяков. – М : Издательский центр «Академия», 2006. – 304 с.

Приложение 1

Образец оформление титульного листа контрольной работы

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| ФЕДЕРАЛЬНАЯ СЛУЖБА ИСПОЛНЕНИЯ НАКАЗАНИЙФЕДЕРАЛЬНОЕ КАЗЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯВОРОНЕЖСКИЙ ИНСТИТУТ ФСИН РОССИИИнженерно-технический факультетКафедра математики и естественно-научных дисциплинКОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 1по дисциплине «Химия»Вариант №

|  |
| --- |
| Выполнил: студент гр.  |
| Иванов С. Н. |
| Дата: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_Подпись: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_Проверил: канд. хим. наук, преп.. |
| О.А. ПахомоваДата: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_Подпись: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ |

Воронеж 2012 |

Приложение 2

Таблица 1. Стандартная энтальпия образования DН° (кДж/моль) и

г. - газообразное состояние вещества

ж. - жидкое состояние вещества

т.- твердое состояние вещества

стандартная энтропия S°(Дж/К·моль).