

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ВОРОНЕЖСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
БОРИСОГЛЕБСКИЙ ФИЛИАЛ
(БФ ФГБОУ ВО «ВГУ»)

МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ПО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЕ

Б1.В.ДВ.4.1 ОСНОВЫ ХИМИИ

1. Шифр и наименование направления подготовки:

44.03.01 Педагогическое образование

2. Профиль подготовки:

Информатика и информационные технологии в образовании

3. Квалификация (степень) выпускника:

Бакалавр

4. Форма обучения:

Заочная

5. Кафедра, отвечающая за реализацию дисциплины:

Кафедра биологии и физической культуры и спорта

6. Составители программы:

Полянская Евгения Ивановна, кандидат педагогических наук

7. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

Вид учебных занятий	Деятельность студента
Лекция	Написание конспекта лекций: кратко, схематично, последовательно фиксировать основные положения, выводы, формулировки, обобщения; пометать важные мысли, выделять ключевые слова, термины. Проверка терминов, понятий с помощью энциклопедий, словарей, справочников с выписыванием толкований в тетрадь. Обозначение вопросов, терминов, материала, которые вызывают трудности, поиск ответов в рекомендуемой литературе. Если самостоятельно не удастся разобраться в материале, необходимо сформулировать вопрос и задать преподавателю на консультации, на лабораторных и практических занятиях.
Лабораторные и практические занятия	Конспектирование рекомендуемых источников. Работа с конспектом лекций, подготовка ответов к контрольным вопросам, просмотр рекомендуемой литературы для выполнения заданий.
Подготовка к экзамену	При подготовке к экзамену необходимо ориентироваться на конспекты лекций, рекомендуемую литературу.

Методические материалы для обучающихся по подготовке к лабораторным занятиям

№	Тема занятия	Рассматриваемые вопросы
1	Классификация химических веществ и химических реакций	Классификация химических веществ и химических реакций
2	Скорость химических реакций	Гомогенные и гетерогенные реакции. Скорость гомогенных химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Зависимость скорости химической реакции от концентраций реагирующих веществ, закон действия масс. Константа скорости. Кинетическое уравнение. Порядок и молекулярность реакции. Зависимость скорости реакции от температуры.
3	Приготовление растворов определенной концентрации	Количественное содержание компонента раствора, отнесенное к определенной массе или к определенному объему раствора или растворителя, называется концентрацией этого компонента. При этом содержание растворенного вещества обычно выражают в единицах массы, в молях или в эквивалентах. Процентная концентрация (по массе) Молярная концентрация (молярность) Эквивалентная концентрация (нормальность)

		выражается числом эквивалентов растворенного вещества в 1 л раствора и обозначается буквами N, n, или Sn. Эквивалентом вещества называется такое его количество, которое в данной реакции равноценно (эквивалентно) 1 молю атомов водорода (1,0079 г).
4	Ионные реакции. Гидролиз.	Константа и степень диссоциации слабого электролита. Гидролиз солей. Уравнения реакций гидролиза. Степень гидролиза, константа гидролиза. Необратимый гидролиз. Ионные реакции в растворах. Равновесие малорастворимый электролит – насыщенный раствор. Производство растворимости.
5	Окислительно-восстановительные реакции	. Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительный потенциал. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций. Электродный потенциал.
6	Коллоидные растворы	Условия выпадения и растворения осадка. Коллоидные системы
7	Комплексные соединения	Лиганды – атомы или изолированные группы атомов, располагающиеся вокруг комплексообразователя. Координационное число (КЧ) – число σ -связей, образуемых центральным атомом с лигандами. Внутренняя сфера комплексного соединения. Внешняя сфера комплексного соединения.
8	Протолитические реакции. Буферные системы.	Буферные растворы. Свойства буферных растворов
9	Водород. Галогены. Строение, свойства, биологическая роль.	Изотопы водорода. Способы получения водорода. Физические и химические свойства водорода. Соединения водорода с металлами и неметаллами.

Методические материалы для обучающихся по подготовке к практическим занятиям

№	Тема занятия	Рассматриваемые вопросы
1	Основные понятия химии. Стехиометрические законы.	Основные законы стехиометрии, включающие законы количественных соотношений между реагирующими веществами с помощью уравнений химических реакций. Закон постоянства состава Закон кратных отношений. Закон эквивалентов.
2	Строение атома	Состав атомного ядра. Число протонов Число нейтронов в атоме. Изотопы Электронное облако Электронная оболочка атома слоистая. Электронный слой Валентные электроны

3	Периодическая система и закон Д.И. Менделеева. Связь его со строением атома.	Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева(естественная система химических элементов) Периодический закон химических элементов
4	Химическая связь.	Типы химических связей
5	Термохимические реакции и расчеты.	Термохимические реакции и расчеты.
6	Электролитическая диссоциация .Растворы и их концентрации.	Теория электролитической диссоциации Механизм электролитической диссоциации ионных веществ Электролиты и неэлектролиты Степень диссоциации. Константа диссоциации
7	Металлы побочных подгрупп.	Физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды. Соли хрома, железа и меди. Роль железа и его сплавов в технике.
8	Неметаллы-органогены. Ионные реакции. Гидролиз.	Правила составления ионных уравнений реакций Порядок составления ионных уравнений реакции
9	Щелочные и щелочно-земельные металлы.	Металлы и их свойства. Щелочные металлы. Щелочноземельные металлы. Алюминий

Пример содержания практического занятия по теме: «Электролитическая диссоциация .Растворы и их концентрации»

Вопросы:

1. Качественные и количественные характеристики растворов.
2. Концентрации растворов:
 - а) массовая % концентрация;
 - б) нормальная концентрация;
 - в) молярная концентрация.
3. Электролиты и не электролиты.
4. Диссоциация кислот, оснований и солей в воде.
5. Водородный показатель (рН) и шкала рН. Индикаторы рН.
6. Гидролиз солей.

Задачи:

- а) Расчет по уравнениям реакций с учетом выхода, % примесей, избытка и недостатка.
- б) Расчет массы элемента в веществе имеющего примеси.

Примеры задач с решениями:

Задача 1. Какой объем водорода (н.у.) выделился при взаимодействии 6,5 г цинка с 7,3 г соляной кислоты имеющей 5% примесей, если выход реакции 89%?

Дано:

Решение:

$$m(\text{Zn})=6,5\text{г}$$

$$m(\text{HCl})=7,3\text{г}$$

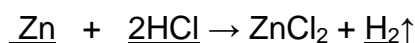
$$w\% (\text{примHCl})=5\%$$

$$\underline{w\% \text{ выхода}=89\%}$$

$$V_{\text{н.у.}}(\text{H}_2)=?$$

Уравнение реакции:

$$6,5\text{г} \quad 6,8\text{г}$$



$$1\text{моль} \quad 2\text{моль} \quad \quad 1\text{моль}$$

Определим вес чистого HCl

$$m(\text{HCl})=7,3 \cdot 0,95=6,8\text{г}$$

Так как даны массы двух реагентов Zn и HCl, определяем, что из двух реагентов дано в недостатке:

$$n(\text{Zn}) = \frac{m}{M} = \frac{6,5\text{г}}{65\text{г/моль}} = 0,1\text{моль}$$

$$n(\text{HCl}) = \frac{6,8\text{г}}{36,5\text{г/моль}} = 0,19\text{моль}$$

Так как соотношение Zn и HCl по уравнению 1 моль Zn к 2 моль HCl на 0,1 моль Zn нужно 0,2 моль HCl. Значит HCl дано в недостатке, поэтому расчет $V(\text{H}_2)$ ведем по HCl.

Так как дано 0,19 моль HCl по пропорции находим количество H_2

$$\frac{0,19\text{мольHCl}}{2\text{моль}} = \frac{x\text{мольH}_2}{1\text{моль}}$$

$$x = \frac{0,19 \cdot 1}{2} = 0,095\text{моль}$$

Так как реакция проходит с 89% выхода определяем количество H_2

$$\frac{0,085 \text{ моль}}{100\%} = \frac{x \text{ моль}}{89\%}$$

$$x = \frac{0,085 \cdot 89\%}{100\%}$$

$$x = 0,076 \text{ моль}$$

Определяем объем H_2 при н.у.

$$V = n \cdot V_{\text{мол}} = 0,076 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 1,7 \text{ л}$$

Ответ: $V_{\text{н.у.}}(\text{H}_2) = 1,7 \text{ л}$

Задача 2. Какая масса меди содержится в 3 кг $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ имеющего 10% примесей?

Дано:

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 3 \text{ кг или } 3000 \text{ г}$$

$$\underline{w_{\text{прим}} = 10\%}$$

$$m(\text{Cu}) = ?$$

Решение:

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 270 \text{ г/моль}$$

Найдем массу чистого вещества

$$w_{\text{ч.в.}} = 100\% - 10\% = 90\%$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 3000 \text{ г} \cdot 0,9 = 2700 \text{ г}$$

По пропорции, исходя из того, что в 270г вещества содержится 64г Cu найдем сколько Cu содержится в чистом веществе.

$$\frac{270}{64} = \frac{2700}{x}$$

$$x = \frac{2700 \cdot 64}{270} = 640 \text{ г}$$

Ответ: 640 г Cu содержится в 3 кг вещества имеющего 10% примесей.

Методические указания для организации индивидуальных работ обучающихся

Тема: «Основные понятия химии»

Вопросы:

1. Дать определение разделу химии «Стехиометрия».
2. Законы стехиометрии.

3. Количество вещества, единица измерения, связь с массой и объемом.
4. Абсолютная, относительная и молярная масса вещества.
5. Первое и второе следствия из закона Авогадро.
Молярный объем, плотность одного газа по другому газу ($D_y(X)$).
6. Основные классы неорганических соединений.
7. Кислотные, основные и амфотерные оксиды.
8. Основания и их классификация.
9. Кислоты и их классификация.
10. Соли средние, кислые и основные.
11. Основные правила номенклатуры неорганических соединений.
12. Основные положения современной модели строения атома.
13. Квантовые числа: n , l , m_l и m_s .

Типовые задачи:

- а) Определение массовой доли элемента в веществе.
- б) Определение количества вещества по данным массы и объема.
- в) Определение массы и объема вещества по массе и объему другого вещества согласно уравнению реакции.
- г) Определение числа частиц (атомов, молекул и т.д.) по данным массы, объема и количества вещества.
- д) Расчет молекулярной массы вещества по величине $D_y(X)$.

Примеры задач:

- а) Определите массовые доли H, S и O в H_2SO_4 в долях; в массовых процентах.
- б) Масса NaCl 100г. Определите количество вещества.
- в) Сколько литров H_2 образуется при разложении 98г H_2O при н.у.?
- г) 1. Сколько атомов содержится: в 5 моль H_2 ; 3,5 моль H_2O ; 1,5 моль H_2SO_4 ?
2. Сколько молекул содержится: в 5 моль H_2 ; 3,5 моль H_2O ; 1,5 моль H_2SO_4 ?
3. Сколько молекул содержится в 60 л H_2 (при н.у.); 100г NaCl?
- д) Плотность газообразного вещества по водороду равна 22, чему равна молярная масса газа. Определите формулу газа, если он состоит из C и O.

Тема: «Электролитическая диссоциация. Растворы»

Вопросы:

1. Качественные и количественные характеристики растворов.
2. Концентрации растворов:
 - а) массовая % концентрация;
 - б) нормальная концентрация;
 - в) молярная концентрация.
3. Электролиты и не электролиты.
4. Диссоциация кислот, оснований и солей в воде.
5. Водородный показатель (рН) и шкала рН. Индикаторы рН.
6. Гидролиз солей.

Типовые задачи:

- а) Расчет по уравнениям реакций с учетом выхода, % примесей, избытка и недостатка.
- б) Расчет массы элемента в веществе имеющего примеси.

Примеры задач с решениями:

Задача 1. Какой объем водорода (н.у.) выделился при взаимодействии 6,5 г цинка с 7,3 г соляной кислоты имеющей 5% примесей, если выход реакции 89%?

Дано:

$m(\text{Zn})=6,5\text{г}$
 $m(\text{HCl})=7,3\text{г}$
 $w\% (\text{примHCl})=5\%$
 $w\% \text{ выхода}=89\%$
 $V_{\text{н.у.}}(\text{H}_2)=?$

Решение:

Уравнение реакции:
$$\begin{array}{ccccccc} 6,5\text{г} & & 6,8\text{г} & & & & \\ \underline{\text{Zn}} & + & \underline{2\text{HCl}} & \rightarrow & \text{ZnCl}_2 & + & \underline{\text{H}_2}\uparrow \\ 1\text{моль} & & 2\text{моль} & & & & 1\text{моль} \end{array}$$

Определим вес чистого HCl
 $m(\text{HCl})=7,3 \cdot 0,95=6,8\text{г}$

Так как даны массы двух реагентов Zn и HCl определяем, что из двух реагентов дано в недостатке:

$$n(\text{Zn}) = \frac{m}{M} = \frac{6,5\text{г}}{65\text{г/моль}} = 0,1\text{моль}$$

$$n(\text{HCl}) = \frac{6,8\text{г}}{36,5\text{г/моль}} = 0,19\text{моль}$$

Так как соотношение Zn и HCl по уравнению 1 моль Zn к 2 моль HCl на 0,1 моль Zn нужно 0,2 моль HCl. Значит HCl дано в недостатке, поэтому расчет $V(\text{H}_2)$ ведем по HCl.

Так как дано 0,19 моль HCl по пропорции находим количество H_2

$$\frac{0,19\text{мольHCl}}{2\text{моль}} = \frac{x\text{мольH}_2}{1\text{моль}}$$

$$x = \frac{0,19 \cdot 1}{2} = 0,095\text{моль}$$

Так как реакция проходит с 89% выхода определяем количество H_2

$$\frac{0,085 \text{ моль}}{100\%} = \frac{x \text{ моль}}{89\%}$$

$$x = \frac{0,085 \cdot 89\%}{100\%}$$

$$x = 0,076 \text{ моль}$$

Определяем объем H_2 при н.у.

$$V = n \cdot V_{\text{мол}} = 0,076 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 1,7 \text{ л}$$

Ответ: $V_{\text{н.у.}}(\text{H}_2) = 1,7 \text{ л}$

Задача 2. Какая масса меди содержится в 3 кг $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ имеющего 10% примесей?

Дано:
 $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 3 \text{ кг}$ или 3000г
 $w_{\text{прим}} = 10\%$
 $m(\text{Cu}) = ?$

Решение:
 $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 270 \text{ г/моль}$
Найдем массу чистого вещества
 $w_{\text{ч.в.}} = 100\% - 10\% = 90\%$
 $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 3000 \text{ г} \cdot 0,9 = 2700 \text{ г}$

По пропорции, исходя из того, что в 270г вещества содержится 64г Cu найдем сколько Cu содержится в чистом веществе.

$$\frac{270}{64} = \frac{2700}{x}$$

$$x = \frac{2700 \cdot 64}{270} = 640 \text{ г}$$

Ответ: 640 г Cu содержится в 3 кг вещества имеющего 10% примесей.

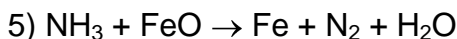
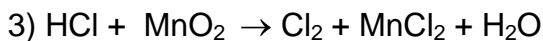
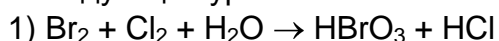
Тема: «Окислительно-восстановительные реакции»

Вопросы:

1. Дайте определение и объясните разницу между понятиями: «степень окисления» и «валентность».
2. Используя 9 правил, рассчитайте степени окисления следующих соединений: Cr_2O_3 , KNO_2 , H_2O_2 , MnO_2 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Na_2S , NaNO_2 , NH_4NO_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO})_3$, $\text{Cr}(\text{ClO})_2$.
3. Дайте определение окислительно-восстановительным реакциям. Перечислите виды окислительно-восстановительных реакций.
4. Какие вещества могут выступать в роли: а) только окислителей; б) только восстановителей? Какие вещества могут проявлять окислительно-

восстановительную двойственность? Объясните на примере веществ, приведенных в вопросе 2.

5. Пользуясь правилами подбора коэффициентов и методом электронного баланса, подберите стехиометрические коэффициенты к схемам следующих уравнений:



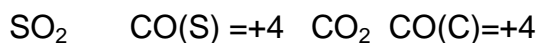
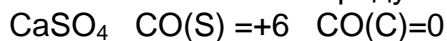
Типовые задачи расчета по уравнениям реакций с использованием окислительно-восстановительных процессов.

Пример задачи:

Рассчитайте объем оксида серы (IV) при н.у., который образуется при реакции 82г сульфата кальция с углеродом по схеме: $\text{CaSO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{CaO} + \text{SO}_2\uparrow + \text{CO}_2\uparrow$ Если выход реакции 89%.

Дано:
 $m(\text{CaSO}_4) = 82\text{г}$
 $w_{\text{р-ции}} = 89\%$
 $V_{\text{н.у.}}(\text{SO}_2) = ?$

Решение:
Так как дана схема реакции необходимо подобрать к ней коэффициенты методом электронного баланса.
Рассчитываем СО атомов, входящих в состав реагентов и продуктов реакции, и находим те, которые меняют СО.



В процессе реакции изменяются СО следующих элементов:



2моль 2моль

2 · 136 г/моль 2 · 22,4 л/моль

M(CaSO₄) = 136 г/моль

По пропорции находим объем при н.у. SO₂.

$$\frac{82\text{г}}{2\text{моль} \cdot 136\text{г/моль}} = \frac{x}{2\text{моль} \cdot 22,4\text{л/моль}}$$

$$x = \frac{82 \cdot 2 \cdot 22,4}{2 \cdot 136} = 13,5\text{л}$$

Учитывая, что выход реакции 89% находим реальный объем SO₂.

$$\frac{13,5\text{л}}{100\%} = \frac{x}{89\%}$$

x=12,02 л SO₂ при н.у.

Тема: «Энергетика химических процессов»

Вопросы:

1. Что изучает химическая термодинамика?
2. Основные понятия термодинамики: система, процесс, энергия, работа, теплота.
3. Как вы понимаете: а) гомогенная и гетерогенная системы; б) изолированная, закрытая и открытая системы?
4. Что такое изотермический, изобарический и изохорический процессы? Приведите примеры таких процессов.
5. Какие физические и химические величины называются параметрами состояния системы? Экстенсивные и интенсивные параметры.
6. Функции состояния системы: внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, энергия Гиббса, информация
7. Первый закон термодинамики. Закон Гесса и два его следствия.
8. Понятие о самопроизвольном, неравновесном и равновесном процессе. Приведите примеры таких процессов.
9. Второй закон термодинамики. Термодинамические условия самопроизвольного протекания процессов. Понятие о энтропии системы.
10. Гомеостаз как химическое и биохимическое равновесное состояние системы.

Задачи на энергетику и направленность химических процессов

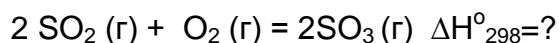
Пример решения задачи:

Рассчитайте изменение энтальпии реакции взаимодействия оксида серы (IV) с кислородом в стандартных условиях. Укажите, экзо- или эндотермической будет данная реакция. Запишите термохимическое уравнение данной реакции.

Дано:	
Вещества	$\Delta H_{f, 298}^{\circ}$, кДж/моль
SO ₂	-297
O ₂	0
SO ₃	-396

Решение:
Уравнение реакции:
 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$
Запишем термохимическое уравнение реакции в котором необходимо определить ΔH_{298}° .

Найти: $\Delta H^{\circ}_{298 \text{ р-ции}}$



Исходя из 1 его следствия из закона Гесса

$$\Delta H_{\text{реакц}} = \sum \Delta H_{\text{ф прод.р-ции}} - \sum \Delta H_{\text{ф реагент.}}$$

Можно для данной реакции записать (с учетом стехиометрических коэффициентов данной реакции):

$$\Delta H^{\circ}_{298 \text{ р-ции}} = 2(-396) - [2(-297) + 1(0)] = -198 \text{ кДж}$$

Таким образом, термохимическое уравнение реакции будет



так как $\Delta H^{\circ}_{298} = -Q$ (тепловой эффект данной реакции)

$$Q = 198 \text{ кДж}$$

Данная реакция будет экзотермической.

Тема: «Коллоидные системы»

Вопросы:

1. Классификация дисперсных систем по размеру частиц.
2. Классификация коллоидных систем: а) по характеру взаимодействия дисперсной фазы с дисперсной средой; б) по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсной среды.
3. Лиофобные и лиофильные коллоидные системы.
4. Основные отличия коллоидных растворов от истинных.
5. Дайте определение: гранулы, мицеллы, потенциалопределяющему, агрегативному и диффузному слоям.
6. Строение коллоидной частицы.
7. Зависимость строения коллоидной частицы от условий получения коллоидного раствора.
8. Объясните явление коагуляции и пептизации золя.
9. Дайте определение агрегативной устойчивости коллоидной частицы.
10. Зависимость коагулирующего действия электролитов от величины заряда иона – коагулянта.

Типовые задачи:

- 1) расчеты по уравнению реакции с избытком и недостатком реагентов; с % имеющихся примесей; с известной величиной выхода реакции.
- 2) определение истинной формулы вещества по данным массовой доли элементов и известной плотности данного вещества по газу.
- 3) на растворы с массовой процентной и молярной концентрацией вещества.

Тема: «Комплексные соединения»

Вопросы:

1. Основные положения координационной теории строения комплексных соединений А. Вернера.
2. Механизм образования донорно-акцепторной связи.
3. Основные понятия координационной химии: комплексообразователь, лиганд, внешняя, внутренняя сфера.
4. Дентатность лиганда.
5. Строение комплексного соединения.
6. Определение степени окисления и координационного числа комплексообразователя.
7. Номенклатура и изомерия комплексных соединений.
8. Отличие комплексных соединений от двойных солей.
9. Диссоциация комплексных соединений.
10. Запись константы нестойкости для комплексных соединений.

Типовые задачи:

- 1) расчет по уравнениям окислительно-восстановительных реакций с предварительным подбором коэффициентов методом электронного баланса.
- 2) определение pH среды для реакций гидролиза солей; ступенчатый гидролиз.

Тема: Водород. Галогены. Строение и свойства. Биологическая значимость

Вопросы:

1. Рассмотрите причину двойственности положения (IA и VIIA группа) водорода в периодической системе Д.И. Менделеева.
2. Объясните кислотные свойства вещества и связь их с величиной pH раствора.
3. Какое действие оказывает кислотность в желудке человека?
4. Напишите электронные конфигурации атомов галогенов. Что общего и в чем различие между строением и свойствами атомов F, Cl, Br и I?
5. Сравните строение молекул и свойства водородных соединений F, Cl, Br и I. В чем заключаются их сходство и различие?
6. Какие степени окисления проявляют галогены в следующих соединениях: F₂, HF, HClO, K₂Cr₂O₇, KClO₃, Ba(BrO₃)₂, HIO₃? Определите, какие окислительно-восстановительные свойства могут проявлять атомы галогенов в этих соединениях?
7. Чем объясняется увеличение растворимости иода в воде в присутствии KI? Объясните, почему соединение K[I₃] относится к комплексным соединениям?
8. Какова биологическая роль F, Cl, и I в организме? В виде каких ионов галогены присутствуют в организме?
9. Запишите реакцию, объясняющую применение фторсодержащих зубных паст (содержат NaF) для повышения сопротивляемости зубов к кариесу.
10. Какими галогенами можно вытеснить бром из KBr? Запишите уравнение реакции.

11. На чем основано введение в организм больших количеств NaCl при отравлении бромом?
12. Объясните антимикробное и отбеливающее действие «хлорной воды».

Типовые задачи:

1. Расчет по уравнениям реакций (включая окислительно-восстановительные с подбором коэффициентов методом электронного баланса).
2. Расчет по уравнениям реакций: а) с избытком и недостатком, б) с расчетом выхода реакции, в) с использованием реагента находящегося в растворе с % или молярной концентрацией.

Тема: O, S, N, P их строение и свойства, биологическая значимость

Вопросы:

1. Напишите электронно-графические схемы O, S, N, и P и дайте сравнительную характеристику их возможных валентных состояний.
2. Как меняются окислительно-восстановительные свойства этих элементов в зависимости от положения в Периодической системе?
3. Определите степени окисления O, S, N, и P в следующих соединениях: H_2O_2 , Na_2SO_4 , Na_2SO_3 , $NaHS$, KNO_3 , H_3PO_4 , P_2O_5 , N_2O , N_2H_2 , SO_2 , SO_3 , $K_2S_2O_3$, NO , NH_4Cl .
4. Какие орбитали атома азота принимают участие в образовании химической связи в соединениях: NH_3 ; NH_4Cl ?
5. Проведите, если возможно, ступенчатый гидролиз и определите pH раствора следующих солей: K_2SO_3 , $NaHSO_3$, NH_4Cl , K_3PO_4 , $CuSO_4$, $Ba(NO_3)_2$, $Fe(NO_3)_3$.
6. Какие аллотропные соединения образуют O и S?
7. Приведите примеры комплексообразовательных процессов с участием кислорода, играющих важную биологическую роль в организме.
8. На чем основано применение озона для стерилизации питьевой воды?
9. Объясните антисептическое действие 3% раствора H_2O_2 .
10. Объясните биологическое действие серосодержащих соединений: $MgSO_4 \cdot 5H_2O$, $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.
11. В каком виде атомы азота существуют в живом организме?
12. Почему нитраты токсичны для живых организмов?
13. В состав каких биомолекул организма входит фосфор?
14. Почему серосодержащие аминокислоты применяют для защиты организма от радиоактивных поражений?
15. Круговорот O, S, N, и P в природе.

Типовые задачи:

Все типы задач:

- а) расчет по уравнениям реакций;
- б) нахождение молекулярных формул по известным массовым долям элементов;
- в) расчеты связанные с концентрацией растворов (массовая доля и молярная концентрация).

Тема: Углерод, кремний – строение, свойства, биологическая роль

Вопросы:

1. Схемы электронного строения углерода и кремния. Объяснить возможные валентные состояния С и Si.
2. Как меняются их металлические и восстановительные свойства с увеличением порядкового номера?
3. Строение и свойства оксидов С и Si. Их нахождение в природе.
4. Написать гидролиз солей: CaCO_3 , KHCO_3 , $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, Na_2SiO_3 , $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba}$.
5. Круговорот углерода в природе.
6. Определить окислитель и восстановитель в реакциях:
 $\text{Si} + \text{HNO}_3 + \text{HF} = \text{H}_2\text{SiF}_6 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{SiC} + \text{KOH} + \text{O}_2 = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Подобрать коэффициенты методом электронного баланса.
7. Формы существования С в живых организмах. Биологическая значимость С и Si.

Типовые задачи:

Все типы решения задач.

Тема: «Металлы жизни»

Вопросы:

1. Какие элементы относятся к «металлам жизни»?
2. Щелочные и щелочноземельные металлы на примере Na, K, Mg, Ca, строение, свойства, биологическая значимость.
3. d-металлы I ряда на примере: Mn, Fe, Co, Cu, Zn, строение, свойства, биологическая значимость.
4. d-металлы II ряда на примере: Mo, Ag, Cd, строение, свойства, биологическая значимость.
5. Какие металлы относятся к «тяжелым металлам»? В чем заключается их опасность для живых организмов?
6. Записать в полной и краткой форме уравнения гидролиза солей: MgSO_4 ; CaCl_2 ; CuSO_4 ; ZnCl_2 ; $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$; AlCl_3 ; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Определить pH раствора.
7. Окислительно-восстановительные реакции с участием соединений металлов. Подбор коэффициентов методом электронного баланса.

Решение типовых задач.

Тема: Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева и ее связь с электронным строением атома

Вопросы:

1. Связь квантовых чисел (n, l, m), характеризующих электронную оболочку невозбужденного атома с его положением в периодической таблице.

2. Три основных принципа, которым подчиняется распределение электронов в многоэлектронном атоме (принцип Паули, принцип наименьших энергий и принцип Гунда).
3. Три формы записи распределения электронов в многоэлектронном атоме: а) схема электронного строения атома по энергетическим уровням, б) электронная формула распределения электронов по энергетическим уровням и подуровням, в) электронно-графическая формула распределения электронов по орбиталям и спины электронов.
4. Связь металлических и неметаллических свойств элементов с величинами энергии ионизации, сродства к электрону и размерами (радиус) атома.
5. Связь металлических и неметаллических свойств элемента с его положением в периодической таблице.
6. Виды химической связи: ковалентная, ионная, металлическая и водородная.

Типовые задачи:

1. Определение массовой доли элемента в веществе.
2. Определение массы и объема по известному количеству вещества.
3. Расчеты по уравнению реакции.

Методические указания для организации самостоятельной работы обучающихся

Виды и формы самостоятельной работы студентов

Самостоятельная работа студентов одна из основной деятельности в процессе обучения. Эта внеаудиторная (домашняя) работа, которую студенты выполняют по полученному заданию без помощи преподавателя. К такой форме работы, относится: подготовка к теоретической части лабораторного занятия, подготовка к практическому занятию, выполнение заданий, связанных с решением задач.

Самостоятельная работа проводится на лекционных, практических и лабораторных занятиях с участием преподавателя. Например, на лекции задаются вопросы связанные с темой предыдущей лекции. В этом случае, обычно отвечает более сильный студент или вопрос разбирается с некоторой помощью преподавателя. На лабораторном занятии студенты с помощью преподавателя формулируют выводы, которые самостоятельно записываются в лабораторной тетради.

Подготовку следует проводить по следующим разделам:

Раздел 1. Основные понятия химии

Следует знать понятия: атом, молекула, вещество; виды атомных и молекулярных масс, моль, виды химических формул, число Авогадро; закон сохранения массы; химическое уравнение и стехиометрические коэффициенты.

Смотреть литературу: 1(с.8-12), 2 (с.8-20).

По разделу 1 выполнить письменное задание:

а) определите абсолютную и относительную атомную массу следующих элементов: N, Fe, Cl.

б) Определите абсолютную массу и число атомов в: 2 моль O_2 , 3 моль H_2O , 5 моль N_2 .

в) Составьте уравнение реакции водорода и азота для получения аммиака. Определите сколько моль азота необходимо для получения 5 моль аммиака.

Раздел 2. Классификация неорганических соединений

Основные понятия: Оксиды (основные, кислотные, амфотерные), основания, щелочи, кислоты, соли (основные, кислые и средние). Номенклатура неорганических соединений (образование названия).

Смотреть литературу: 1 (с.13-20), 2 (с.15-21).

По разделу 2 выполнить письменное задание:

а) Сформулируйте и запишите определение оксида, основания, кислоты и соли. Определите класс вещества: CO , SO_3 , H_2SO_4 , $Ca(OH)_2$, Na_2SO_4 , H_3PO_4 , KNO_3 .

б) Назовите следующие вещества: H_2SO_4 , $NaOH$, HCl , $CuSO_4$, $Al_2(SO_4)_3$, $Pb(NO_3)_2$, Na_2CO_3 , $AgNO_3$, H_3PO_4 , $Ca(OH)_2$, K_2CrO_4 .

в) Классифицируйте (основная, кислая и средняя) и назовите следующие соли: $CuSO_4$, $NaHSO_4$, $CaOHCl$, $FeBr_2$, $NaHS$, KH_2PO_4 .

Раздел 3. Строение атома и периодическая система Д.И. Менделеева, как естественная классификация элементов по электронным структурам

Основные понятия: Ядерная модель атома, протоны, нейтроны, электроны. Энергетический уровень, подуровень, орбиталь, квантовые числа. Периодический закон. Составление электронных структур атомов элементов. Порядок заполнения орбиталей. Принцип запрета Паули. Правило Гунда. Структура периодической системы. Периодичность свойств.

Смотреть литературу: 1 (с.21-31), 2 (с.21-53).

По разделу 3 выполнить письменное задание:

а) Сформулируйте и запишите основные принципы квантовой модели атома.

б) Какое максимальное число электронов может находиться в энергетических состояниях: $2s$, $3s$, $3p$, $4d$, $5p$?

в) Сформулируйте и запишите правила, которыми определяется порядок заполнения электронами орбиталей атома. Приведите электронные конфигурации невозбужденных атомов: K , Mn , Zn , Br .

Раздел 4. Химическая связь

Основные понятия: Теория валентных связей. Типы связей: ковалентная, ионная, металлическая и водородная. Механизмы образования связей. Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность и полярность. Валентность. Степень окисления. Электроотрицательность. Правила расчета степеней окисления.

Смотреть литературу: 1 (с.32-38), 2 (с.63-66, 73-75, 86-89).

По разделу 4 выполнить письменное задание:

а) Сформулируйте и запишите: определение ковалентной, ионной связи в рамках теории валентных связей; определение валентности и степени окисления.

б) Определите степени окисления элементов в следующих соединениях: CaCrO_4 , Na_2SO_4 , NH_4NO_3 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Раздел 5. Закономерности протекания химических процессов

Основные понятия: Термодинамика. Термохимия. Внутренняя энергия системы. Тепловой эффект (энтальпия), неупорядоченность (энтропия) химической реакции. Экзотермические и эндотермические реакции. Энергия Гиббса. Химическая кинетика. Скорость химической реакции. Влияние температуры и концентрации на скорость химической реакции. Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.

Смотреть литературу: 1 (с.39-63), 2 (с.174-202, 223-239).

По разделу 5 выполнить письменное задание:

а) Сформулируйте и запишите определение «химической термодинамики». Запишите тепловой эффект химической реакции в виде ΔH , если в реакции:

$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ выделяется 184 кДж теплоты;

$2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ поглощается 482 кДж теплоты.

б) Сформулируйте и запишите определение «химической кинетики». Перечислите факторы от которых зависит скорость химической реакции.

в) Сформулируйте и запишите определение химического равновесия и принципа Ле-Шателье для химических систем. Определите в какую сторону сместиться равновесие $\text{N}_{2(r)} + 3\text{H}_{2(r)}$, если будем удалять из системы газ – аммиак.

Раздел 6. Электролитическая диссоциация. Растворы

Основные понятия: Вещества электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей. Сильные и слабые электролиты. Ионное произведение воды и водородные показатель pH. Индикаторы для определения pH. Водные растворы. Концентрация растворов.

Смотреть литературу: 1 (с.64-77), 2 (с.241-257).

По разделу 6 выполнить письменное задание:

а) Сформулируйте и запишите определение веществ электролитов. Запишите электролитическую диссоциацию следующих веществ: H_2SO_4 , NaCl , Na_2CrO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

б) Зная, что $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$. Определите среду (кислая, щелочная или нейтральная) будет в растворах содержащих катион водорода в количестве: $1 \cdot 10^{-3}$ моль/л, $1 \cdot 10^{-8}$ моль/л, $1 \cdot 10^{-10}$ моль/л.

в) Запишите гидролиз сульфата меди и определите среду раствора.

Методические рекомендации к выполнению контрольных работ

1. Приступая к выполнению этого типа заданий необходимо, прежде всего, повторить тему: «Химическая связь».

Определить, что такое ковалентная связь.

Ковалентная связь – это связь, образованная за счет пары электронов между атомами химических элементов.

Определить разницу между δ и π связью.

δ -связь может быть образована между S и S , S и p , p и p электронами атомов путем перекрывания их электронных облаков, при этом область перекрывания всегда лежит на прямой соединяющей центры атомов.

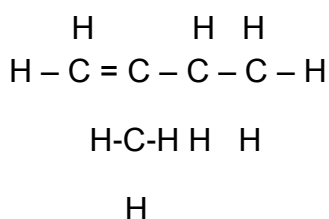
Электроны в этом случае могут находиться в Sp , Sp^2 , Sp^3 гибридизации орбиталей (теория строения органических соединений).

π связь образована только перекрыванием электронных облаков p и p электронов, при этом p электроны не должны находиться в любом виде гибридизации. Область перекрывания при этом будет располагаться по обе стороны от прямой соединяющей центры атомов.

Для определения числа химических связей необходимо составить структурную формулу органического соединения, указав при этом все одинарные и кратные связи. Необходимо помнить, что одинарные связи – это δ -связи, а в кратных – одна δ -связь и остальные π связи.

Пример: Определите сколько δ и π связей в 2-метилбутене-1

Решение: Записать полную структурную формулу органического соединения, указать δ и π связи и посчитать их.

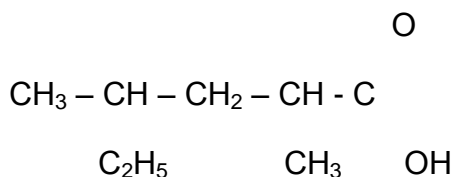


14 δ -связей и 1 π связь

2. Составление названия органического соединения по международной номенклатуре.

Необходимо вспомнить общие правила номенклатуры органических соединений. Обязательно вспомнить с какой частью органического соединения связан корень слова, приставка и суффикс, как расставляются локанты, как записывается название вещества.

Пример:



Корень – гекс (6 атомов в главной цепи)

Приставка – диметил (2 CH_3 группы)

Окончание – овая (функциональная группа - карбоксильная)

Название: 2,4-диметилгексановая кислота.

3. Определение изомеров и гомологов.

Необходимо вспомнить, что такое изомеры и что такое гомологи.

Изомеры – это органические вещества, имеющие одинаковые молекулярные формулы и разные структурные.

Гомологи – это члены одного гомологического ряда, отличающиеся друг от друга на одну или несколько групп $-\text{CH}_2-$.

Так же вспомнить виды химических формул: молекулярная, эмпирическая и структурная.

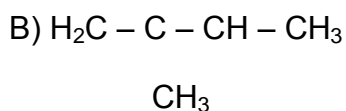
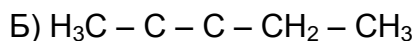
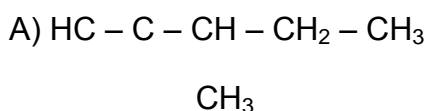
Записать, если это надо структурные формулы веществ, определить их молекулярные формулы и указать изомеры.

Для гомологов необходимо записать формулу гомологического ряда, по соответствию ее и молекулярной формулы определить гомологи.

Пример: Найти изомеры и гомологи для: а) 3-метилпентин-1; б) пентин-2; в) 2-метилбутадиен-1,3.

Решение:

1) Запишем структурные формулы веществ.



2) Определим формулы их гомологических рядов

алкины $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ $n \geq 2$

алкадиены $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ $n \geq 3$

3) Определим их молекулярные формулы

А) $n=6$ C_6H_{10}

Б) $n=5$ C_5H_8

В) $n=6$ C_6H_{10}

4) Определим изомеры и гомологи

Изомеры: а и в, т.к. имеют C_6H_{10} .

Вид изомерии – межклассовый.

Гомологи: а и б, так как оба относятся к классу алкинов и отличаются на группу $-CH_2-$.

4. При решении расчетных задач необходимо знать следующие основные понятия и законы химии: относительная атомная и молекулярная масса, молекулярная масса, моль; химическое уравнение, стехиометрические коэффициенты; закон сохранения массы веществ, закон Авогадро. Знать размерности величин, которые используются при решении задач. Знать решение типовых задач.

Основные типы химических задач:

1. Расчеты по химическим уравнениям (примеси, избыток – недостаток, выход вещества).
2. Определение формул органических веществ.
3. Задачи на растворы (концентрация в массовых долях или массовых процентах).
4. Задачи на газовые законы.

Пример: Сколько л углекислого газа при н.у. выделится при полном сгорании 56г глюкозы имеющей 5% примесей, если выход реакции 90%.

Решение:

1. Записываем краткое условие задачи:

Дано:

$$m(C_6H_{12}O_6) = 56 \text{ г}$$

$$w_{\text{прим}}(C_6H_{12}O_6) = 5\%$$

$$w_{\text{р-ции}} = 90\%$$

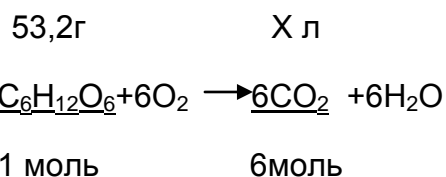
$$V(CO_2) = ?$$

2. Находим вес чистой глюкозы

$$\frac{56 \text{ г}}{X \text{ г}} = \frac{100\%}{100\% - 5\%}$$

$$X = 53,2 \text{ г}$$

3. Записываем уравнение реакции горения глюкозы



4. Находим молярные массы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ и CO_2

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 276 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$$

Находим объем CO_2 с учетом выхода реакции

$$\frac{53,2\text{г}}{1 \text{ моль} \times 276 \text{ г/моль}} = \frac{X \text{ л}}{6 \text{ моль} \times 22,4 \text{ л/моль}}$$

$$X = 25,9 \text{ л}$$

5. Находим объем CO_2 с учетом выхода реакции

$$\frac{25,9 \text{ л}}{X} = \frac{100\%}{90\%}$$

$$X = \frac{25,9 \text{ л} \times 90\%}{100\%} = 23,3 \text{ л}$$

Ответ: 23,3 л CO_2 выделится при горении 56г $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, имеющей 5% примесей.

Перечень рекомендуемой литературы и электронных образовательных ресурсов для подготовки к занятиям

а) основная литература:

№ п/п	Источник
1.	Чикин, Е.В. Химия : учебное пособие / Е.В. Чикин. - Томск : Томский государственный университет систем управления и радиоэлектроники, 2012. - 170 с. - ISBN 978-5-4332-0034-0 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=208956
2.	Резяпкин, В.И. Химия: полный курс подготовки к тестированию и экзамену : пособие / В.И. Резяпкин, С.Е. Лакоба, В.Н. Бурдь. - 6-е изд. - Минск : ТетраСистемс, 2013. - 560 с. : ил. - ISBN 978-985-536-390-4; То же [Электронный ресурс]. - URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=78508
3.	Химия : методические указания / сост. Е.Г. Медяков, Ю.И. Коваль, Н.П. Полякова. - Новосибирск : Новосибирский государственный аграрный университет, 2011. - 106 с. ; То же [Электронный ресурс]. - URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=230483

б) дополнительная литература:

№ п/п	Источник
4.	Батаева, Е.В. Задачи и упражнения по общей химии [Текст] : учеб. пос. / Батаева Е.В. и др. - М.: Академия, 2010
5.	Бруевич, Г.Ю. Практические и лабораторные работы по химии [Текст]: учеб. пос. / Бруевич Г.Ю. - Борисоглебск: БГПИ, 2010
6.	Бруевич, Г.Ю. Практические и лабораторные работы по общей химии [Текст]: учеб. пос. / Бруевич Г.Ю.- Борисоглебск: БГПИ, 2007
7.	Бруевич, Г.Ю., Практические и лабораторные работы по общей химии [Текст]: учеб. пос. / Бруевич Г.Ю., Тарасова Л.С. - Борисоглебск: БГПИ, 2006
8.	Неорганическая химия (биогенные и абиогенные элементы) [Текст] : учебное пособие/ под ред. В.В. Егорова. – Лань; СПб, 2009

в) информационные электронно-образовательные ресурсы:

№ п/п	Источник
9.	Анкудимова, И.А., Гладышева И.В. Практикум по химии / под ред. М.И. Лебедевой. - Тамбов: Изд-во ТГТУ, 2009. - 88 с. http://window.edu.ru/resource/237/68237
10.	Громов, Ю.Ю., Дьячкова Т.П., Шеина О.А., Лагутин А.В. Общая химия: Учебное пособие. - Тамбов: Издательство ТГТУ, 2005. - 124 с. http://window.edu.ru/resource/006/38006
11.	Лебедева, М.И., Анкудимова И.А. Сборник задач и упражнений по химии. - Тамбов: Издательство ТГТУ, 2007. http://window.edu.ru/resource/786/56786