

**МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФГОУ ВО «РОССИЙСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ ЗАОЧНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

Агрономический факультет

**Кафедра агрохимии, защиты растений и
химии им. А.С. Гузея**

ХИМИЯ

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ И ЗАДАНИЯ
ДЛЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ**

**студентам 1*, 1 курсов по направлению подготовки
20.03.02. « Природообустройство и водопользование»;
09.03.02. "Информационные системы и технологии"**

Москва 2016

Составители: профессор Бухарова А.Р. , Крутикова Е.В., доцент Герасимова А.И.

УДК 543/546 (076.5)

Химия. Методические указания по изучению дисциплины / Рос. гос. аграр. заоч. ун-т; Сост. А.Р. Бухарова, А.И.Герасимова, Крутикова Е.В. М., 2016. 27 с.

Предназначены для студентов 1 и 1* курсов по направлению
20.03.02. « Природообустройство и водопользование»
09.03.02. "Информационные системы и технологии"

Утверждены методической комиссией агрономического факультета

Рецензенты: д.с-х.н., профессор А.В.Соловьев
к.б.н., доцент М.Г. Алещенко

Раздел 1. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Дисциплина «Химия» относится к базовой части естественнонаучного цикла ООП. Методические указания по данной дисциплине составлены в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования по направлению 20.03.02. «Природообустройство и водопользование» и 09.03.02. "Информационные системы и технологии".

1.1. Цели и задачи курса

Цель дисциплины – сформировать у студентов современное представление о химических процессах, происходящих в природе и научить применять их по мере надобности.

В задачи дисциплины входит ознакомление с содержанием дисциплины, изучение фундаментальных законов химии, современных методов исследования, разработок мер профессиональной ответственности в области охраны окружающей среды.

В результате изучения дисциплины студент должен *обладать компетенциями:*

- способностью использовать приемы первой помощи, методы защиты в условиях чрезвычайных ситуаций (ОК-9; «Природообустройство и водопользование»);

- способностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования (ОПК-2; "Информационные системы и технологии");

- способностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин, методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования при решении профессиональных задач (ПК-16; «Природообустройство и водопользование»).

Знать: фундаментальные разделы общей химии, в.т.ч. химические системы и процессы, химическую термодинамику и кинетику, реакционную способность веществ; определения основных химических понятий, виды химической связи, формулировки основных законов химии, пределы их применимости.

Владеть: навыками выполнения основных химических операций, навыками самостоятельного освоения знаниями, используя современные образовательные технологии, приемами работы в химической лаборатории, оценочными расчетами кинетики и термодинамики химических процессов.

1.2. Распределение учебного времени по модулям (разделам) и темам дисциплины

№ п/п	Наименование модуля (раздела) дисциплины	Всего, часов	Лекции	Лабораторные	СР
1.	Модуль 1. «Основные понятия и законы химии. Периодический закон и периодическая система». Тема 1.1 Введение. Основы теории. Классификация и номенклатура неорганических соединений.	20,05(20,5)*	0,5(0,5)*		20(20)
	Тема 1.2. «Периодическая система. Строение атома. Химическая связь. Строение вещества»	20(20,5)	0,5		20(20)
2.	Тема 1. 3. Химическая связь. Строение вещества. Степень окисления элементов.	20,05(20,5)*	0,5(0,5)		20(20)
3.	Модуль 2. «Типы химических реакций и закономерности их протекания». Тема 2.1. Химическая кинетика. Химическое равновесие.	15(18,5)	1(0,5)	4(2)	10(16)
4.	Модуль 3. Растворы. Электролитическая диссоциация. Тема 3.1. Растворы. Электролитическая диссоциация. Способы выражения концентрации растворов.	21(20,5)	1(0,5)	4(4)	16(16)
5.	Тема 3.2. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Гидролиз солей.	10,5(10,5)	0,5(0,5)		10(10)
6.	Тема 3.3. Реакции окисления - восстановления. Методы электронного и электронно-ионного баланса	14,5(12,5)	0,5(0,5)	4(2)	10(10)
7.	Модуль 4. Химия элементов. Тема 4.1. Химия металлов и их соединений.	11(10,5)	1(0,5)		10(10)
8.	Тема 4.2. Химия неметаллов и их соединений	10,5(10,5)	0,5(0,5)		10(10)
9.	ИТОГО	144(144)	6(4)	12(8)	126(132)

Примечание: *в скобках указаны часы для студентов с сокращенным сроком обучения

1.3. Библиографический список

Основной

1. Глинка, Н.Л. Общая химия : учеб.для вузов и ссузов / Н.Л.Глинка; под ред. В.А.Попкова, А.В. Бабкова. -18-е изд., перераб.и доп. - М. : Юрайт, 2012. - 898с.
2. Зайцев, О.С. Химия: учеб.для вузов/ О.С.Зайцев - М.: Академия, 2008.-540с.
3. Князев, Д.А. Неорганическая химия: учеб. для бакалавров/Д.А. Князев, С.Н. Смарыгин. – 4-е изд. М.: Юрайт, 2012. - 592с.
4. Химия. Общая химия с основами аналитической: учеб. пособие [Электр. ресурс]/А.Р. Цыганов и др.-Горки:БГСХА,2012.-213с.// ФГБОУ ВО РГАЗУ.- Режим доступа:<http://ebs.rgazu.ru/?q=node/2789>

Дополнительный

1. Ахметов А.С. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов/А.С Ахметов - 4-е изд. испр. - М.: Академия, 2010. –743с.
2. Хомченко, Г.П. Неорганическая химия: учеб.для вузов/Г.П.Хомченко, И.К. Цитович.- 2-е изд., перераб. и доп.- М.: Высш. шк., 2008.

Раздел 2. СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНЫХ МОДУЛЕЙ ДИСЦИПЛИНЫ И МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ИХ ИЗУЧЕНИЮ

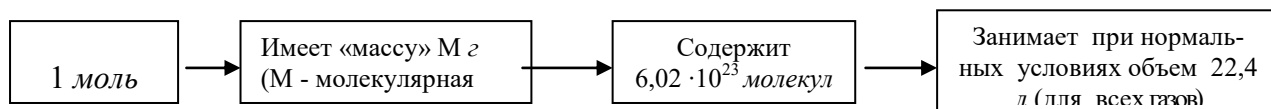
2.1. Модуль 1. «Основные понятия законы химии. Периодический закон и периодическая система»

2.1.1. Тема 1.1. Введение. Основы теории. Классификация и номенклатура неорганических соединений

2.1.1.1. Краткое содержание темы. Место химии среди естественных научных дисциплин. Химическая форма движения материи. Предмет и методы химии. Составление химических и графических формул. Классификация и номенклатура неорганических соединений.

2.1.1.2. Методические указания по изучению. Изучение дисциплины необходимо начать со строения атома. Атомы химических элементов обозначают химическими знаками, **молекулу** - химической **формулой**, химические процессы (**реакции**) – химическим **уравнением**. Химические знаки элементов, как правило, обозначаются первыми (одной или двумя) буквами латинского названия элемента.

В химических расчетах используется специфическая единица количества вещества – моль^{*}. Параметры моля укладываются в схему:



Вывод: число *молей*^{*} всегда можно перевести в число *граммов*, а также – в число *молекул*, а для газов – в *литры* (*миллилитры*).

Зная молярную массу вещества (M), можно рассчитать количество вещества (число молей) n любой данной массе m этого вещества по формуле:

$$n = m / M$$

Атомы в молекулах сложных веществ имеют положительные или отрицательные заряды, обеспечивающие их взаимное притяжение и устойчивость молекулы. Необходимо помнить, что в большинстве своих соединений водород имеет степень окисления +1, а кислород -2. Знание постоянных степеней окисления водорода и кислорода позволяет рассчитывать степени окисления других элементов, если известна формула молекулы.

Величины степеней окисления обычно учитываются при составлении формул химических соединений. Подстрочные индексы после символа указывают, сколько атомов этого элемента в данной молекуле. Молекула же электронейтральна, что достигается тщательнейшим подбором необходимых индексов с учетом степеней окисления элементов.

По формуле вещества можно рассчитать массовую долю каждого химического элемента, который входит в состав вещества:

$$\omega(X) = Ar(X) \cdot n / Mr,$$

где $\omega(X)$ - массовая доля элемента X; $Ar(X)$ - относительная атомная масса элемента X; n - число атомов элемента X в молекуле вещества; Mr - относительная молекулярная масса элемента X.

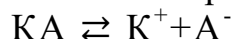
Наиболее распространенными классами неорганических соединений являются оксиды, основания, кислоты и соли.

Оксиды – это соединения из двух элементов, одним из которых является кислород (Oxygenium):

- оксиды элементов со степенью окисления +1 будут иметь формулы вида H_2O, Na_2O, Cl_2O, N_2O ;
- со степенью окисления +2 - CaO, MgO, CO, NO ;
- со степенью окисления +3 - Al_2O_3, Cl_2O_3, N_2O_3 и т.д.

Продукты соединения оксидов с водой, полученные непосредственно или косвенным путем, называют *гидроксидами*. В зависимости от их свойств в водных растворах гидроксиды делят на основания, амфотерные гидроксиды и кислоты. Основания образуют анионы OH^- , кислоты – катионы H^+ , а амфотерные гидроксиды образуют как ионы H^+ , так и OH^- .

Электролитическая диссоциация. Реакция электролитической диссоциации для любого электролита может быть выражена уравнением диссоциации:



Процесс протекает под действием полярных молекул растворителя, в частности воды. Таким образом, при диссоциации электролита KA образуется два иона: K^+ — положительно заряженный, или катион; A^- — отрицательно заряженный, или анион, поэтому растворы электролитов проводят электрический ток.

Отношение числа молекул, распавшихся на ионы ($N_{\text{дисс}}$), к общему числу растворенных молекул ($N_{\text{общ}}$) называется степенью электролитической диссоциации та и обозначается буквой α :

$$\alpha = \frac{N_{\text{дисс}}}{N_{\text{общ}}}$$

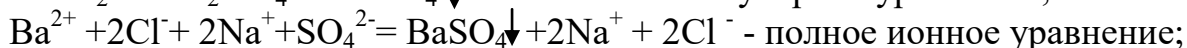
Слабые электролиты имеют $\alpha < 3\%$, электролиты средней силы $3\% < \alpha < 30\%$. Значения α приведены в приложении.

Ионно-молекулярные уравнения. Поскольку в водных растворах часть участников реакций находится в виде ионов, то реальными участниками реакционных превращений являются не только молекулы, но и ионы.

Эти реакции возможны только в том случае, если между ионами происходит химическое воздействие, т.е. какие-либо ионы электролитов связываются друг с другом и образуют:

- либо нерастворимое вещество, выпадающее в виде осадка;
- либо молекулы малодиссоциирующего вещества.

Например:



Основания имеют общую формулу $M(OH)_x$. Здесь M – металл, в степени окисления от +1 до +3. OH^- - гидроксидная группа: ее заряд складывается из сте-

пени окисления кислорода (-2) и водорода (+1). Количество гидроксидных групп (x) в молекуле основания равно степени окисления металла.

Основания – это электролиты, которые при диссоциации образуют только гидроксид – ионы (анионы).

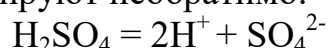


Как электролиты основания бывают сильными и слабыми.

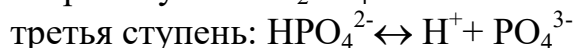
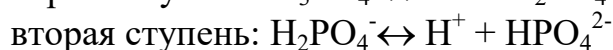
Кислоты – это электролиты, которые при диссоциации образуют в качестве катионов только ионы водорода. Кислоты классифицируют по составу (кислородные и бескислородные), основности (одно-, двух-, трехосновные и т.д.), способности к электролитической диссоциации (силе).

Среди кислот есть сильные электролиты (сильные кислоты) и слабые электролиты (слабые кислоты).

Сильные кислоты диссоциируют необратимо:



Слабые многоосновные кислоты диссоциируют обратимо и ступенчато:



Соли – это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов и анионы кислотных остатков.

Основная реакция получения солей — взаимодействие кислоты и основания. По полноте этой реакции соли делятся на нормальные (или средние), кислые и основные.

Нормальная соль (CaCl_2 , ZnSO_4) представляет собой соединение металла с кислотным остатком. Заряд кислотного остатка плавно вытекает из формулы соответствующей кислоты.

Кислые соли ($\text{Zn}(\text{HSO}_4)_2$) – это продукты неполного замещения водорода кислоты на металл – результат и подтверждение ступенчатого характера диссоциации многоосновных кислот.

Основные соли – занимают промежуточное положение между основаниями и солями, а значит, содержат, кроме атомов металла и кислотных остатков, гидроксильные группы, связанные с металлом. Они являются продуктом неполного замещения гидроксильных групп (двух и более) кислотным остатком – результат и подтверждение ступенчатого характера диссоциации многоатомных оснований. Например, CaOHCl , CuOHNO_3 и т.д. В этих солях количество кислотных остатков равно количеству замещенных OH- групп.

Графическая формула показывает, в каком порядке и каким количеством валентных связей атомы связаны друг с другом. При составлении графической формулы:

– каждый атом обозначается символом своего элемента, так что химических знаков элемента в графическом изображении столько, сколько соответствующих атомов;

- каждая валентная связь между атомами обозначается черточкой;
- как правило, соединяют положительно заряженный атом с отрицательно заряженным.

2.1.1.3. Вопросы для самопроверки темы

1. Назовите известные вам формы существования материи.
2. Основы атомно–молекулярного учения. Атомная и молекулярная масса. Моль. Число Авогадро.
3. Перечислите основные стехиометрические законы химии. Укажите пределы их применимости.

2.1.1.4. Задания для самостоятельной работы

1. Рассчитайте степени окисления выделенных элементов в соединениях: HCl , HClO , NO , N_2O_5 , HNO_2 , H_2SiO_3 .
2. Воспользовавшись таблицей растворимости, составьте формулы оксидов лития, стронция, цинка, свинца, железа (III) и железа (II).
3. Составьте формулы оксидов выделенных элементов, соответствующих соединениям:
 HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 , HCrO_2 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HNO_2 , HNO_3 , H_2CO_3 , HCOOH .
4. Постройте графические формулы:



2.1.2. Тема 1.2. «Периодический закон и периодическая система Строение атома. Химическая связь и строение вещества»

2.1.2.1. Краткое содержание темы. Периодическая система Менделеева – основной закон химии. Энергетические уровни и подуровни атома, их квантовые числа. Атомные орбитали, конфигурация электронных орбиталей и их расположение в пространстве. Принцип Паули, принцип минимизации энергии, правило Хунда.

2.1.2.2. Методические указания по изучению темы. При рассмотрении периодичности изменения свойств элементов принято характеризовать изменение их *металличности* или *неметалличности*. Основным химическим свойством, отличающим металлы от неметаллов, является способность неметаллов в химических реакциях принимать электроны. *В периоде слева направо увеличивается число электронов на внешней оболочке атома, увеличивается заряд ядра и уменьшается радиус атома.* Всё это увеличивает притяжение валентных электронов к ядру и затрудняет их отрыв. *В группах сверху вниз при неизменном количестве валентных электронов их притяжение к ядру ослабевает за счет увеличения радиуса атома (возрастает число электронных слоев).* Это приводит к возрастанию металлических свойств сверху вниз.

В то же время в этом же направлении увеличивается заряд ядра, что противоположным образом влияет на металличность. В главных подгруппах ослабление взаимодействия внешних электронов с ядром за счет увеличения ра-

диуса атома преобладает над увеличением притяжения электрона за счет возрастания заряда ядра. В этих подгруппах сверху вниз металлические свойства усиливаются.

2.1.2.3. Вопросы для самопроверки

1. Каков порядок заполнения орбиталей? Сформулируйте правило Гунда. Какова форма *s*- и *p*-электронных орбиталей?
2. Какое максимальное количество электронов может размещаться на 1*s*, 2*s*, 3*s*-подуровнях? Чему равен угол между *p*-орбиталями в атоме?
3. Дайте современную формулировку периодического закона Д. И. Менделеева. Как его формулировал сам Д. И. Менделеев?

2.1.2.4. Задания для самостоятельной работы

1. Почему в 3-м периоде число элементов 8, а не 18, если на 3-м энергетическом уровне может находиться 18 электронов?
2. Что общего у элементов Cl и Mn или S и Cr, что позволяет помещать их в одну группу периодической системы (VII и VI соответственно)?
3. Что отличного у элементов Cl и Mn, или S и Cr, находящихся в одной группе периодической системы, что заставляет помещать их в разные подгруппы?

2.1.3. Тема 1. 3. Химическая связь. Строение вещества.

Степень окисления элементов

2.1.3.1. Краткое содержание темы. Типы химической связи: ионная, ковалентная, металлическая. Полярность связи. Степень перекрывания атомных орбиталей как мера прочности связи σ и π - связи. Причины различия прочности одинарных и кратных связей. Гибридизация атомных орбиталей и геометрия молекул. Основные типы гибридизации sp^3 , sp^2 и sp – орбиталей и основные типы геометрических конфигураций молекул. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.

2.1.3.2. Методические указания по изучению. При образовании химической связи между атомами главную роль играют их *валентные электроны*, т.е. электроны которые находятся на внешнем электронном слое и наименее прочно связаны с ядром атома. Химическая связь возникает в результате образования общих электронных пар между взаимодействующими атомами. Важнейшие химические связи: *ковалентная, ионная, металлическая, водородная связь*.

2.1.3.3. Вопросы для самопроверки

1. Какова природа сил, за счет которых образуется химическая связь?
2. Ионная и ковалентная связь. Электронно-точечные представления.
3. Металлическая связь. Обоснование общности физических и химических свойств металлов.
4. Донорно-акцепторная связь. Необходимые условия ее образования.

2.1.3.4. Задания для самостоятельной работы

1. Орбитальные модели молекул на примере H_2S , PCl_3 ;
2. Гибридизация атомных орбиталей и геометрия молекул BeF_2 , BH_3 , CH_4 .

2.2. Модуль 2. «ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ИХ ПРОТЕКАНИЯ»

2.2.1. Тема 2.1. Химическая кинетика. Химическое равновесие

2.2.1.1. Краткое содержание темы. Важнейшие понятия химической кинетики. Скорость химической реакции и факторы, влияющие на нее. Порядок реакций. Закон действующих масс. Константа скорости химической реакции. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Гомогенный и гетерогенный катализ.

Прямые и обратные реакции. Условие динамического равновесия реакции. Константа равновесия. Смещение равновесия при изменении концентрации, температуры и давления. Принцип Ле Шателье. Основные понятия и законы химической термодинамики. Минимизация свободной энергии реакции.

2.2.1.2. Методические указания по изучению темы. Рассмотрение реальности протекания химического процесса следует проводить с двух позиций — *энергетической и кинетической*. Изменения энергии в системе связаны количественно с константой равновесия, которая определяет теоретический выход продуктов реакции.

Обращаем особое внимание на обратимость химических процессов, позволяющую вывести математическое уравнение для константы равновесия из кинетических характеристик.

2.2.1.3. Вопросы для самопроверки

1. Сформулируйте закон действия масс. Приведите примеры того, как аналитически (уравнением) можно записать закон действия масс для реакций, протекающих в гомогенной и гетерогенной системах.
2. Что такое константа скорости химической реакции, от каких факторов она зависит?
3. Сформулируйте правило Вант-Гоффа. Дайте пример расчета изменений скорости реакции при повышении или понижении температуры.

2.2.1.4. Задания для самостоятельной работы

1. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ при понижении давления в 2 раза? Сформулируйте принцип Ле-Шателье. Как влияет изменение давления, температуры и концентрации реагирующих веществ на положение равновесия в системе $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$?
2. Чем характеризуется состояние химического равновесия? Какие величины, характеризующие прямую и обратную реакции при химическом равновесии, равны друг другу?

3. Большая величина константы равновесия отвечает сдвигу равновесия в сторону прямой или обратной реакции?

2.3. Модуль 3. «РАСТВОРЫ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ»

2.3.1. Тема 3.1. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Способы выражения концентрации растворов

2.3.1.1. Краткое содержание темы. Общность и различие растворов, смесей и соединений. Способы выражения концентрации растворов (процентная, молярная, нормальная). Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Закон разведения Оствальда. Характер диссоциации гидроксидов.

2.3.1.2. Методические указания по изучению темы. *Концентрация растворов* — это соотношение между растворенным веществом и растворителем или раствором. Советуем вспомнить понятия *моль, эквивалент, плотность*.

В химических расчетах используется в основном три вида концентрации:

- процентная концентрация (*массовая доля*) показывает, сколько граммов растворенного вещества находятся в 100 г раствора,
- молярная концентрация показывает, сколько молей растворенного вещества находится в 1 л (1000 мл) раствора,
- молярная концентрация эквивалента (*нормальная*) показывает, сколько молей эквивалента растворенного вещества находится в 1 л (1000 мл) раствора.

При решении задач по переходу от одного вида концентрации к другому важно четко разграничить количество растворенного вещества и растворителя, массу и объем и т. д.

Молярная концентрация - отношение количества вещества n (моль), содержащегося в растворе, к объему этого раствора (V).

$$C = n/V \cdot 1000 \text{ или } C = m/MV \cdot 1000, \quad (1)$$

где 1000 – коэффициент перевода миллилитров в литры.

Например, молярная концентрация раствора, в 250 мл которого содержится 0,25 г серной кислоты:

$$C(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4)/M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V \cdot 1000;$$
$$C = 0,25/98 \cdot 250 \cdot 1000 = 0,01 \text{ моль/л}$$

Молярная концентрация эквивалента - отношение количества вещества эквивалента n (моль), содержащегося в растворе, к объему этого раствора (V). Уравнение для расчета молярной концентрации эквивалента аналогично уравнению (1) с той разницей, что вместе молярной массы вещества записывают молярную массу эквивалента, равную произведению фактора эквивалентности и молярной массы вещества. Например: необходимо определить молярную концентрацию эквивалента фосфорной кислоты в растворе, 100 мл которого содержат 3,27 г H_3PO_4 . (Фактор эквивалентности (f) равен $1/3$, а молярная масса эквивалента - $1/3$ молярной массы фосфорной кислоты).

$$C(1/3\text{H}_3\text{PO}_4) = m(\text{H}_3\text{PO}_4)/f(\text{H}_3\text{PO}_4) M(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V \cdot 1000;$$

$$C = 3,27/1\sqrt{3} \cdot 98 \cdot 100 \cdot 1000 = 1 \text{ моль/л.}$$

2.3.1.3. Вопросы для самопроверки

1. Что отличает растворы от химических соединений.
2. Каковы причины образования растворов? Какова природа взаимодействия веществ в растворах? Тепловые эффекты растворения.
3. Что такое электролитическая диссоциация? Какова роль растворителя в процессе электролитической диссоциации?

2.3.1.4. Задания для самостоятельной работы

1. Что называется степенью электролитической диссоциации? Что такое константа диссоциации? От каких факторов она зависит? Какова взаимосвязь между степенью диссоциации и константой диссоциации?
2. Какие соединения называются кислотами и основаниями с точки зрения электролитической диссоциации? Чем обуславливается сила кислот и оснований?
3. Что такое рН, рОН? Какими величинами рН характеризуется нейтральная, кислая и щелочная среда?

2.3.2. Тема 3.2. Диссоциация воды. Ионное произведение воды.

Гидролиз солей

2.3.2.1. Краткое содержание. Обратимый характер диссоциации воды. Константа равновесия. Концентрация воды в воде. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН и рОН). Понятие о буферных растворах. Реакции ступенчатого гидролиза солей, образуемых слабыми и сильными кислотами и основаниями. Факторы, влияющие на гидролиз.

2.3.2.2. Методические указания по изучению темы. Вода — самое важное и распространенное химическое соединение. Константа диссоциации воды при комнатной температуре $1,8 \cdot 10^{-16}$ свидетельствует о том, что вода — один из самых слабых электролитов. В чистой воде при рН = 7 имеется 10^{-7} моль ионов водорода.

Гидролиз — это обратимое взаимодействие солей с водой с образованием слабого основания или слабой кислоты. Процесс гидролиза соли, как любая ионная реакция протекает только в том случае, если в результате образуются малодиссоциируемые соединения, следовательно, гидролиз возможен в тех случаях, если в состав соли входит анион слабой кислоты или катион слабого основания.

Так, соли Li_2S , Na_2CO_3 , K_3PO_4 , BaSO_3 образованы сильными основаниями и слабыми кислотами, а значит гидролизуются по аниону.

Соли CuCl_2 , MgBr_2 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, MnSO_4 образованы слабыми основаниями и сильными кислотами. Их гидролиз идет по катиону.

Соли Al_2S_3 , $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ — гидролизуются и по катиону и по аниону, так как их когда-то образовали слабые и основания и кислоты.

Соли: NaNO_3 , K_2SO_4 , LiCl не подвергаются гидролизу, поскольку им соответствуют сильные основания и кислоты.

2.3.2.3. Вопросы для самопроверки

1. Что называется ионным произведением воды? В каких единицах оно выражено? Как влияет температура на ионное произведение воды?
2. Как зависит степень гидролиза от концентрации и температуры?

2.3.2.4. Задания для самостоятельной работы

1. В растворе, какой соли выше величина pH: KCN или K_2CO_3 ?
2. Составьте молекулярное уравнение гидролиза: $\text{Fe}^{2+} + \text{HOH} \leftrightarrow \text{FeOH}^+ + \text{H}^+$
3. Какая соль сильнее подвержена гидролизу: FeCl_2 или FeCl_3 ?

2.3.3. Тема 3.3. Реакции окисления – восстановления. Методы электронного и электронно-ионного баланса

2.3.3.1. Краткое содержание темы. Степень окисления элемента в соединении. Правила нахождения стехиометрических коэффициентов окислительно – восстановительных реакций. Уравнения электронного и электронно - ионного баланса. Окислительно - восстановительный эквивалент и потенциал. Энергетика и направление окислительных процессов.

2.3.3.2. Методические указания по изучению темы. Энергетическое обеспечение природных процессов, в том числе и жизненно важных, происходит за счет окислительно - восстановительных реакций. В этих реакциях происходит изменение степеней окисления (зарядов) участников реакций за счет обмена электронами. Очень распространенной окислительно-восстановительной реакцией является процесс горения – топливо окисляется кислородом воздуха.

2.3.3.3. Вопросы для самопроверки

1. Какой процесс называется окислением? Восстановлением?
2. Какое вещество обладает более сильными восстановительными свойствами H_2S или H_2Se ?

2.3.3.4. Задания для самостоятельной работы

1. Укажите окислитель и восстановитель в реакции: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HClO} + \text{HCl}$
2. Определите валентность железа в соединениях:
 FeO , Fe_2O_3 , FeCl_3 , FeSO_4 , $\text{H}[\text{FeCl}_4]$, MgFe_2O_4 , Fe_3O_4 , FeS_2 .

2.4. Модуль 4. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

2.4.1. Тема 4.1. Химия металлов и их важнейших соединений

2.4.1.1. Краткое содержание темы. Объяснение физических свойств металлов в свете представлений об их внутренней структуре. Отличия полупроводников от металлов и диэлектриков. Химические свойства металлов. Понятие о способах получения металлов из руд. Комплексные соединения.

2.4.1.2. Методические указания по изучению темы. Для характеристики свойств элементов предлагается следующий план рассмотрения - из положения элементов в периодической системе определить:

- a) общее количество электронов, равное порядковому номеру элемента;
- b) количество электронных слоев, соответствующее номеру периода, в котором расположен элемент;
- c) число валентных электронов, связанное с номером группы.

Составить электронную формулу атома элемента с распределением электронов по уровням и подуровням. С учетом правила Гунда представить распределение электронов графически. На основании распределения электронов в атоме сделать вывод о преобладании металлических или неметаллических свойств (тенденции к потере или к присоединению электронов). С учетом свободных орбиталей и неспаренных электронов определять валентности.

Для всех положительных степеней окисления составить формулы оксидов, элемента, определить их характер. Составить формулы соответствующих гидроксидов и подтвердить их характер (кислотный, основной или амфотерный) уравнениями диссоциации. Рассмотреть свойства водородного соединения элемента. Указать возможную кислотность и охарактеризовать устойчивость.

2.4.1.3. Вопросы для самопроверки

1. К каким электронным семействам (s-, p-, d-, f) принадлежат элементы-металлы?
2. Какие солеобразующие оксиды характерны для металлов? От чего зависит характер оксидов металла?
3. Охарактеризуйте процесс коррозии металлов. Какие виды коррозии различают?

2.4.1.4. Задания для самостоятельной работы

1. Как изменяются металлические свойства элементов в периодах и группах периодической системы? Укажите самый активный металл.
2. Какова общая формула внешнего электронного слоя: а) атомов щелочных металлов; б) ионов этих металлов.

2.4.2. Тема 4.2. Химия неметаллов и их важнейших соединений

2.4.2.1. Краткое содержание темы. Объяснение физических свойств неметаллов в свете представлений об их внутренней структуре. Химические свойства неметаллов. Благородные газы. Положение неметаллов в периодической системе. Характеристики неметаллическости.

2.4.2.2. Методические указания по изучению темы. Атомы типичных неметаллов обладают высокой электроотрицательностью и высоким сродством к электрону. Отрицательную степень окисления атомы неметаллов проявляют в соединениях с металлами, водородом и другими менее электроотрицательными неметаллами. Способность присоединять электроны в периоде увеличивается

слева направо. В подгруппе сверху вниз эта способность уменьшается. Таким образом, самым активным элементом - неметаллом является фтор. На внешнем уровне «благородные газы» имеют завершённую высокоустойчивую восьми-электронную конфигурацию ns^2np^6 (гелий $1s^2$). Они химически весьма инертны.

2.4.2.3. Вопросы для самопроверки

1. Какие физические свойства отличают металлы от неметаллов?
2. Какое химическое свойство отличает металл от неметалла?

2.4.2.4. Задания для самостоятельной работы

1. Укажите самый активный неметалл?
2. Какие типы оксидов образуют неметаллы? Какое агрегатное состояние для них характерно?
3. Назовите области применения серы, фосфора, хлора, углерода, азота.

Раздел 3. ЗАДАНИЯ ДЛЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ И МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ЕЕ ВЫПОЛНЕНИЮ

3.1. Методические указания по выполнению контрольной работы

Весь материал в соответствии с программой разбит на отдельные модули, из которых **1-3 модули** являются общетеоретическими; **модуль 4** включает обзор свойств важнейших элементов, где на основе кратких сведений по химии отдельных элементов изучаются необходимые данные о веществах и процессах. Именно поэтому лекционный курс и лабораторные занятия по химии (неорганической и аналитической), предусматриваемые для студентов во время прохождения лабораторно-экзаменационной сессии, включают, в основном, общетеоретические вопросы.

В методические указания включены некоторые вопросы, относящиеся к восстановительной части курса. Цель этих вопросов — восстановить навыки, например, составление химических формул по валентности, определение валентности по формуле, рассмотрение массовых соотношений, составление ионных уравнений и др. В любой день студент может обратиться на кафедру для консультации (тел. 8(495) 521-52-11).

Варианты контрольных заданий

Задания для контрольных работ расположены непосредственно после методических советов по каждой теме и имеют сквозную нумерацию. Вариант задания определяется по последним двум цифрам шифра (**табл.16**). Например, для студента с шифром 374 вариант контрольной работы, найденный из таблицы, будет 3, 11, 26, 37, 46, 60, 61, 76, 83, 97, 110, 114, 121, 135.

3.2. Задания для контрольной работы

1 - 9. Приведите формулировки основных стехиометрических законов химии. В чем особенность современного подхода к закону сохранения массы и закону постоянства состава? Сделайте расчет и заполните для своего задания пропуски в таблице 2. Например, в первой части задачи № 2 надо найти массу одного мо-

ля хлора, массу и объем $3,01 \cdot 10^{22}$ молекул хлора и количество молей, соответствующее этому числу молекул.

Таблица 2

№ задачи	Формула вещества	Масса одного моля	Масса вещества, г	Количество молей	Количество молекул	Объем вещества при н.у., литров
1	CH ₄		1,6			
	CuSO ₄			3		
2	Cl ₂				$3,01 \cdot 10^{22}$	
	NaNO ₃			0,3		
3	O ₂					1,4
	KNO ₃		40			
4	SO ₂				$3,01 \cdot 10^{21}$	
	Ca(OH) ₂			0,2		
5	CO					67,2
	CuSO ₄		1,60			
6	NO					33,6
	Na ₂ CO ₃			3		
7	HNO ₃				$2,01 \cdot 10^{21}$	
	H ₂					11,2
8	NH ₃		34			
	NH ₄ NO ₃				$4,01 \cdot 10^{21}$	
9	CO ₂			0,1		
	H ₂ SO ₄		24,5			

10. Составьте формулы высших оксидов элементов, являющихся макроэлементами в питании растений, и формулы высших оксидов для и микроэлементов. Изобразите их графически. Укажите характер этих оксидов (кислотный, основной, амфотерный). Напишите возможные реакции их взаимодействия с водой.

11 – 20. Составьте формулы всех солей, соответствующих взятым попарно кислотам и основаниям, приведенным для вашего задания в таблице 3. Напишите уравнения получения одной из солей в молекулярной и ионной форме. При написании уравнений руководствуйтесь таблицей растворимости и таблицей степеней диссоциации.

Таблица 3

№ задания	Исходные вещества			
	11	KOH	Zn(OH) ₂	HClO ₄
12	CsOH	Fe(OH) ₃	HClO ₃	H ₂ S
13	NaOH	Sn(OH) ₂	HF	H ₃ AsO ₄
14	NH ₄ OH	Cu(OH) ₂	H ₂ CO ₃	HI
15	LiOH	Al(OH) ₃	HBr	H ₂ TeO ₄
16	Sr(OH) ₂	Ba(OH) ₂	HCl	H ₂ SiO ₃
17	Ba(OH) ₂	Ni(OH) ₃	HClO	H ₂ CO ₃
18	Ca(OH) ₂	Co(OH) ₃	HNO ₂	H ₂ SO ₃
19	Pb(OH) ₂	Ca(OH) ₂	HNO ₃	H ₃ PO ₄
20	Co(OH) ₂	KOH	HBrO ₃	H ₂ SO ₄

21-30. Составьте электронные формулы и представьте графически размещение электронов по квантовым ячейкам для указанных в табл. 4 элементов, соответствующих вашему заданию. Воспользуйтесь схемами из учебника. Проанализируйте возможности разъединения спаренных электронов при возбуждении атомов - с образованием валентных электронов в соответствии с теорией спин - валентности.

Таблица 4

№ задания	Элементы
21	Углерод, скандий
22	Азот, титан
23	Кислород, ванадий
24	Фтор, хром
25	Алюминий, мышьяк
26	Кремний, бром
27	Фосфор, калий
28	Сера, кальций
29	Хлор, бериллий
30	Аргон, железо

31-40. Проанализируйте изменения величину зарядов ядер, радиусов атомов, электроотрицательностей и степеней окисления элементов в соответствии с вашим вариантом (таблица 5). Каковы закономерности этих изменений при движении по группе сверху вниз или по периоду слева направо? Как изменяется в этом направлении металличность элементов и характер их оксидов и гидроксидов?

Таблица 5

№ задания	Задание
31	Элементы 2 периода
32	Элементы 3 периода
33	Элементы 4 периода
34	Элементы 5 периода
35	Элементы 4В группы
36	Элементы 2А группы
37	Элементы 4А группы
38	Элементы 5А группы
39	Элементы 6А группы
40	Элементы 7В группы

41-50. Для предложенных в вашем задании (табл. 6) соединений постройте графические формулы и укажите виды химической связи в этих молекулах. Составьте электронно-точечные модели молекул, обозначив и неподеленные электронные пары. Покажите, какие (какая) связи «рвутся» при диссоциации.

Таблица 6

№ задания	Соединения
41	Гидросульфат натрия, CO_2
42	Карбонат алюминия, NO_2
43	Тиосульфат натрия, H_2S
44	Гидрокарбонат кальция, NH_3
45	Гидросульфит натрия, H_2O
46	Дигидрофосфат кальция, PCl_3
47	Гидрофосфат кальция, AsH_3
48	Нитрит железа, H_2Se
49	Гидроксонитрат кальция, SiH_4
50	Фосфат алюминия, SO_2

51-55. Дайте определение понятию скорость химической реакции. Опишите количественно (где это можно), как влияют на скорость реакции внешние условия

(концентрация, температура, давление). Рассчитайте, во сколько раз изменится скорость прямой реакции при изменении указанных в таблице 7 условий.

Таблица 7

№ задания	Реакция	Изменение температуры	Температурный коэффициент γ	Изменение давления
51	$A + B = D$	уменьшение на $40^{\circ}C$	3	нет
52	$A + 2B = 2D$	увеличение на $30^{\circ}C$	2	нет
53	$H_2 + Cl_2 = 2 HCl$	нет	-	увеличение в 2 раза
54	$2 Fe + O_2 = 2 FeO$	нет	-	уменьшение в 3 раза
55	$CaO + CO_2 = CaCO_3$	нет	-	увеличение в 2 раза

56-60. Чем характеризуется состояние химического равновесия? От каких факторов зависит константа равновесия, положение равновесия? Предскажите в соответствии с принципом Ле-Шателье направление смещения равновесия при изменении внешних условий (отдельно для разных факторов) по данным таблицы 8.

Таблица 8

№ задания	Реакция	Изменение температуры	Изменение давления	Изменение концентрации
56	$CO_2 + CaCO_3 + H_2O(пар) = Ca(HCO_3)_2 - Q$	повышение	понижение	Увеличение C_{CO}
57	$NH_3 + H_2O = NH_4OH - Q$	понижение	повышение	уменьшение C_{NH_3}
58	$N_2O_4 = 2NO_2 - Q$	понижение	повышение	Увеличение C_{NO_2}
59	$4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O(пар) + Q$	повышение	понижение	Увеличение C_{O_2}
60	$2CO + O_2 = 2CO_2 + Q$	повышение	повышение	Уменьшение C_{O_2}

61-70. Используйте параметр, представленный в одной из клеток вашего задания (табл.9). Прделайте необходимые расчеты и заполните пропуски в строке своего задания в соответствии с примером. Примите степень диссоциации для всех электролитов 100%.

Таблица 9

№п/п	Электролит	Концентрация электролита, моль/литр	$[H^+]$ моль/литр	$[OH^-]$ моль/литр	$lg[H^+]$	$lg[OH^-]$	pH	pOH
	KOH	0,01	0,01	10^{-12}	-12	-2	2	12
61	NaOH	0,001						
62	LiOH		10^{-5}					
63	HCl			10^{-10}				
64	HClO ₄				-4			
65	HBr					-11		
66	HBrO ₄						3	
67	HNO ₃							12
68	NaOH						12	
69	HCl					-9		
70	KOH				-10			

71-80. В соответствии с номером вашего задания заполните пропуски в таблице 10. Например, в задаче 76 надо найти молярную и нормальную концентрацию 10% -ного раствора $CuSO_4$ (плотность раствора 1,1 г/мл).

Таблица 10

№ задания	Растворенное вещество	Концентрация раствора			Плотность раствора, г/мл
		процентная	молярная	нормальная	

71	HNO ₃	12			1,07
72	HCl		0,15		1,02
73	NaOH	6			1,07
74	H ₃ PO ₄			0,9	1,05
75	H ₂ SO ₄		0,4		1,027
76	CuSO ₄	10			1,107
77	(NH ₄) ₂ SO ₄			0,05	Принять 1,0
78	KOH	4			1,035
79	CH ₃ COOH		0,2		Принять 1,0
80	KNO ₃			0,3	Принять 1,0

81-90. Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза по первой ступени приведенных в вашем задании (табл. 11) солей. Укажите реакцию среды в растворе соли. Напишите выражения для константы гидролиза. Для гидролиза соли по аниону рассчитайте величину константы гидролиза. Укажите направление смещения равновесия гидролиза при подкислении раствора рассматриваемой соли.

Таблица 11

№ задания	Соли
81	Хлорид магния, сульфит натрия
82	Нитрат меди, карбонат калия
83	Сульфат алюминия, силикат натрия
84	Хлорид железа (III), сульфид натрия
85	Сульфат аммония, цианид калия
86	Хлорид аммония, сульфид бария
87	Сульфат марганца (II), карбонат калия
88	Нитрат алюминия, ацетат натрия
89	Хлорид цинка, силикат калия
90	Сульфат железа (II), фосфат калия

91—100. Составьте электронные уравнения и подберите коэффициенты в реакциях, соответствующих вашему заданию в таблице 12. Рассчитайте, сколько граммов окислителя требуется для окисления, 10 г соответствующего реакции восстановителя.

Таблица 12

№ задания	Уравнения реакций
91	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
92	$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
93	$\text{MnO}_2 + \text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
94	$\text{Cu} + \text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
95	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
96	$\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
97	$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
98	$\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
99	$\text{Na}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
100	$\text{KMnO}_4 + \text{HCl} = \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

101-110. В таблице 13 представлены задания для двух веществ, соответствующих вашему варианту. В одном случае надо по данной формуле комплексного соединения определить комплексообразователь, лиганды, координационное

число, внутреннюю и внешнюю сферу комплекса. Во втором случае по данным характеристикам комплекса надо составить формулу комплексного соединения. Результаты можно оформить в виде таблицы, аналогичной таблице 13.

Запишите выражения для константы устойчивости (или нестойкости) комплексного иона. Дайте названия рассмотренным веществам.

Таблица 13

№ задания	Комплексообразователь	Лиганд	Координационное число	Внутренняя сфера комплекса	Ионы внешней сферы	Формула комплексного соединения
101						$K_2[PtCl_6]$
	Zn^{2+}	OH^-	4		Na^+	
102						$K_4[Fe(CN)_6]$
	Al^{3+}	OH^-	6		K^+	
103						$K_3[Fe(CN)_6]$
	Cr^{3+}	OH^-	6		K^+	
104				$[Cu(H_2O)_4]^{2+}$	SO_4^{2-}	
	Pt^{4+}	NH_3	6		Cl^-	
105						$[Cu(NH_3)_4]SO_4$
				$[Co(NO_2)_6]^{3-}$	Na^+	
106						$Fe_3[Fe(CN)_6]_2$
				$[PtBr_6]^{2-}$	Na^+	
107						$[Cr(H_2O)_6]Cl_3$
	Co^{3+}	NO_2^-	6		K^+	
108						$[Co(NH_3)_6]Cl_2$
				$[SiF_6]^{2-}$	Na^+	
109	Ag^+	CN^-	2		Na^+	
						$K_2[PtCl_4]$
110						$[Ag(NH_3)_2]Cl$
	Co^{3+}	CNS^-	4		NH_4^+	

111-120. В соответствии с предложенным в методических советах планом опишите свойства элемента, соответствующего вашему заданию в таблице 14.

Таблица 14

№ задания	Химический элемент
111	Бор
112	Алюминий
113	Углерод
114	Азот
115	Фосфор
116	Сера
117	Фтор
118	Хлор
119	Марганец
120	Железо

121-130. Рекомендуемая минеральная подкормка для овощей имеет необходимую концентрацию NPK 110-60-110 (в пересчете на N_2 , P_2O_5 и K_2O). Разовая доза на узкую грядку ($0,45 \times 9,0 \text{ м}^2$) содержит 55 г азота N, 30 г оксида фосфора P_2O_5 и 55 г K_2O . Для вашего варианта имеются удобрения, представленные в

таблице 15. Сколько граммов каждого из этих удобрений надо взять для приготовления разовой дозы питательной смеси?

Таблица 15

№ задачи	№ имеющегося удобрения		
121	1	11	21
122	2	12	22
123	3	13	23
124	4	14	22
125	5	15	27
126	6	16	24
127	7	17	28
128	8	18	26
129	9	19	28
130	10	20	22

Удобрения, соответствующие № удобрения в таблице

- | | | |
|-----|--------------------------------|--|
| 1. | Аммиачная селитра | NH_4NO_3 |
| 2. | Известково – аммиачная селитра | $2 \text{NH}_4\text{NO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ |
| 3. | Карбамид (мочевина) | $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ |
| 4. | Сульфат аммония | $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ |
| 5. | Сульфат аммония – натрия | $3,5(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Na}_2\text{SO}_4$ |
| 6. | Хлорид аммония | NH_4Cl |
| 7. | Натриевая селитра | NaNO_3 |
| 8. | Кальциевая селитра | $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ |
| 9. | Цианамид кальция | CaCN_2 |
| 10. | Калийная селитра | KNO_3 |
| 11. | Фосфоритная мука | $\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3 + \text{Ca}_5\text{OH}(\text{PO}_4)_3 + \text{CaCO}_3$ |
| 12. | Суперфосфат | $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O} \cdot 2\text{CaSO}_4$ |
| 13. | Двойной суперфосфат | $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ |
| 14. | Аммонизированный суперфосфат | $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ |
| 15. | Преципитат | $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ |
| 16. | Метафосфат кальция | $\text{Ca}(\text{PO}_3)_2$ |
| 17. | Динатрий фосфат | Na_2HPO_4 |
| 18. | Диаммонийфосфат | $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ |
| 19. | Моноаммонийфосфат | $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ |
| 20. | Монокалийфосфат | KH_2PO_4 |
| 21. | Хлорид калия | KCl |
| 22. | Сульфат калия | K_2SO_4 |
| 23. | Калимагнезия | $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ |
| 24. | Сильвинит | $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ |
| 25. | Каинит | $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ |
| 26. | Калий углекислый | K_2CO_3 |
| 27. | Калийная селитра | KNO_3 |
| 28. | Карналлит | $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ |

131. Что такое качественная реакция? Опишите главные особенности качественных реакций (специфичность, интенсивность, чувствительность). Приведите 2-3 примера. Что такое частная реакция?

132. Что такое групповой реактив? Перечислите групповые реактивы на катионы II, III и IV аналитических групп. Какой групповой реактив используется для открытия анионов третьей группы?

133. Какие катионы могут находиться в анализируемом растворе, если отдельные порции его не дали осадков ни с HCl, ни с H₂S, ни с (NH₄)₂S, ни с (NH₄)₂CO₃?

134. Вычислить произведение растворимости (CaCO₃), зная, что его растворимость при данной температуре равна 0,013 г/л

135. Вычислить растворимость гидроксида магния при 25⁰С, если произведение растворимости [Mg(OH)₂] = 5·10⁻¹².

136. Выпадет ли осадок сульфата стронция при смешении равных объемов 0,001 н. растворов SrCl₂ и K₂SO₄, если произведение растворимости (SrSO₄) = 2,8·10⁻⁷? Ответ обоснуйте.

137. Образуется ли осадок оксалата кальция (произведение растворимости (CaC₂O₄) = 2,57·10⁻⁹) при смешении равных объемов 0,01 М растворов CaCl₂ и Na₂C₂O₄? Ответ обоснуйте.

Таблица 16

Варианты контрольного задания

Вариант	Номера задач для контрольной работы													
1														
00	1	11	29	32	44	58	66	72	83	95	107	111	121	131
01	2	20	21	31	48	57	62	74	81	93	105	113	122	132
02	3	19	22	34	43	55	69	75	86	92	104	119	123	133
03	4	18	26	35	46	54	63	71	82	91	103	112	124	134
04	5	17	23	33	47	56	61	73	84	96	102	118	125	135
05	6	16	24	36	41	52	64	76	85	94	101	117	126	135
06	7	15	27	39	50	51	65	80	89	100	106	114	127	137
07	8	14	28	38	42	53	70	78	88	98	108	116	128	138
08	9	13	30	37	45	59	67	77	90	99	110	120	129	139
09	8	12	25	40	49	60	68	79	87	97	109	115	130	140
10	7	16	29	31	43	54	61	78	86	97	104	118	129	131
11	6	18	21	34	46	56	64	80	88	99	108	111	128	132
12	5	20	26	33	41	51	70	77	87	98	110	119	127	133
13	4	17	23	36	50	55	67	79	89	96	109	120	126	134
14	3	15	24	32	48	59	63	73	85	100	106	116	125	135
15	2	11	27	39	42	53	69	76	83	91	102	117	124	136
16	1	13	28	35	47	56	70	71	82	92	105	113	123	131
17	2	12	30	38	50	58	66	74	90	94	107	112	122	132
18	3	14	22	37	44	52	62	72	81	93	101	114	121	133
19	4	19	25	39	45	57	65	75	84	95	103	115	122	137
20	5	18	21	32	43	54	65	76	87	99	110	120	123	131
21	6	19	22	31	42	53	64	75	86	98	109	119	124	132
22	7	17	23	34	41	52	63	74	82	97	101	114	125	133
23	8	20	24	33	44	51	62	72	83	95	102	113	126	134
24	9	16	29	40	50	59	70	78	88	91	104	117	127	135
25	8	14	30	38	48	55	69	73	90	96	106	118	128	136
26	7	15	28	36	49	60	67	77	81	94	108	111	129	131
27	6	13	27	37	45	58	61	79	84	100	105	116	130	132
28	5	11	25	39	46	56	66	71	85	92	107	115	129	133
29	4	12	26	35	47	57	68	80	89	93	103	112	128	134
30	3	19	30	40	41	59	63	71	88	98	101	120	127	131
31	2	18	28	38	46	60	66	77	85	92	107	112	126	132

32	1	11	27	36	43	55	70	72	89	95	102	118	125	137
33	2	13	21	34	50	51	67	74	84	97	109	114	124	134
34	3	17	23	31	41	54	65	78	86	94	103	116	123	135
35	4	15	25	32	49	57	62	75	90	96	105	115	122	136
36	5	16	29	33	448	53	68	80	83	100	108	117	121	131
37	6	20	26	35	47	58	64	76	87	93	106	113	122	132
38	7	14	24	37	42	52	69	73	81	99	104	119	123	133
39	8	12	22	39	45	56	61	79	82	91	110	111	124	134
40	9	20	21	40	41	53	70	76	81	98	109	114	125	137
41	1	19	22	39	43	55	64	74	88	100	105	112	126	132
42	3	18	23	38	45	57	61	75	83	92	110	113	127	133
43	2	17	24	37	47	52	68	80	89	97	104	120	128	134
44	1	16	25	36	49	59	66	78	85	94	106	116	129	135
45	9	15	26	35	50	56	63	73	86	96	107	115	130	136
46	8	14	27	34	48	51	67	72	90	93	108	118	129	131
47	7	13	28	33	46	54	65	77	84	95	103	117	128	132
48	6	12	29	32	44	58	62	79	87	98	101	119	127	133
49	5	11	30	31	42	60	69	71	82	91	102	111	126	134
50	4	15	21	34	41	55	68	77	81	92	107	119	125	131
51	3	17	23	36	42	54	67	72	82	94	105	115	124	132
52	2	19	28	37	43	58	61	75	83	95	103	114	123	133
53	1	18	26	39	44	53	65	73	87	97	101	116	122	134
54	7	11	24	38	45	56	64	79	89	98	106	112	121	135
55	6	12	27	35	46	59	62	78	88	96	104	111	130	136
56	5	13	22	32	47	57	69	74	86	93	102	117	122	131
57	4	14	25	33	48	51	66	76	85	99	109	113	123	137
58	3	16	29	31	49	52	63	71	84	91	108	118	124	133
59	2	20	30	40	50	60	70	80	90	100	110	120	125	134
60	1	11	22	40	41	57	67	79	87	93	109	117	126	131
61	8	13	24	31	48	51	61	72	88	92	104	119	127	132
62	9	20	29	33	43	58	64	77	89	100	102	114	128	133
63	4	14	21	32	47	60	69	74	84	98	108	112	129	134
64	3	19	23	35	46	54	70	75	83	91	103	118	130	135
65	2	16	26	39	50	53	63	76	82	95	106	113	129	136
66	1	17	27	34	45	59	65	80	81	97	107	115	130	131
67	5	12	30	37	49	56	66	73	90	94	105	116	128	132
68	6	15	28	36	44	52	62	78	86	96	110	111	127	137
69	7	18	25	38	42	55	68	71	85	99	101	120	126	134
70	8	20	24	35	41	59	69	78	82	93	102	115	125	131
71	9	18	21	34	49	53	63	73	87	95	104	117	124	132
72	5	19	27	31	43	58	66	80	84	92	106	120	123	133
73	4	17	29	32	48	52	67	72	86	99	108	119	122	134
74	3	11	26	37	46	60	61	76	83	97	110	114	121	135
75	2	16	23	36	47	51	70	74	89	94	109	112	122	136
76	1	12	30	39	45	54	62	77	85	96	107	118	123	131
77	6	14	28	33	44	56	65	75	90	91	105	113	124	132
78	9	15	22	38	50	55	64	71	81	100	103	116	125	137
79	8	13	25	40	42	57	68	79	88	98	101	111	126	134
80	7	20	26	31	44	55	61	80	83	98	103	120	127	131
81	5	19	21	33	49	52	62	71	87	91	106	111	128	132
82	3	18	22	37	45	58	63	79	84	99	102	112	129	133
83	2	17	27	36	43	53	64	73	90	96	107	113	130	134
84	7	16	30	34	46	57	65	75	85	94	104	114	130	135
85	4	15	23	38	42	59	66	74	89	100	105	115	129	136
86	8	14	28	39	47	54	67	72	82	93	108	116	128	137
87	9	13	24	35	41	60	68	78	86	92	103	117	127	132
88	1	12	29	33	48	51	69	76	88	95	110	118	126	133
89	6	11	25	32	50	56	70	77	81	97	109	119	125	134
90	5	19	29	31	42	59	61	77	87	100	105	111	124	131
91	3	13	21	36	50	58	62	75	85	98	101	113	123	132
92	2	18	24	33	41	57	63	76	82	97	103	112	121	133
93	1	12	28	39	46	60	64	78	86	96	106	119	122	134
94	4	20	26	32	49	56	65	80	83	95	110	120	123	135

95	7	16	23	37	44	55	66	79	90	94	108	117	124	136
96	9	14	25	35	48	54	67	74	84	93	102	116	125	137
97	8	11	27	40	45	53	68	71	88	92	104	114	126	132
98	1	17	22	34	47	52	69	73	81	91	107	118	127	133
99	2	15	30	38	43	51	70	72	89	99	109	115	128	134

ПРИЛОЖЕНИЕ

Номенклатура солей неорганических кислот

Название солей составляется из названий соответствующей кислоты и металла, независимо от числа атомов металла и кислотных остатков, входящих в формулу соли.

Таблица 1

Названия солей ряда кислот

Название кислоты	Формула	Название соли
Азотистая	HNO ₂	Нитриты
Азотная	HNO ₃	Нитраты
Борная	H ₃ BO ₃	Бораты
Бромоводородная	HBr	Бромиды
Двухромовая	H ₂ Cr ₂ O ₇	Дихроматы
Йодоводородная	HI	Йодиды
Кремниевая	H ₂ SiO ₃	Силикаты
Марганцовая	HMnO ₄	Перманганаты
Мышьяковая	H ₃ AsO ₄	Арсенаты
Сернистая	H ₂ SO ₃	Сульфиты
Сероводородная	H ₂ S	Сульфиды
Серная	H ₂ SO ₄	Сульфаты
Селеновая	H ₂ SeO ₄	Селенаты
Соляная	HCl	Хлориды
Тиосерная (серноватистая)	H ₂ S ₂ O ₃	Тиосульфаты
Теллуровая	H ₂ TeO ₄	Теллулаты
Угольная	H ₂ CO ₃	Карбонаты
Уксусная	CH ₃ COOH	Ацетаты
Фосфорная (орто)	H ₃ PO ₄	Фосфаты
Фтороводородная	HF	Фториды
Хлорноватистая	HOCl	Гипохлориты
Хлористая	HOCl ₂	Хлориты
Хлорноватая	HOCl ₃	Хлораты
Хлорная	HOCl ₄	Перхлораты
Хромовая	H ₂ CrO ₄	Хроматы
Цианистоводородная	HCN	Цианиды

Название кислой соли образуется добавлением к названию средней соли приставки «гидро», означающей наличие одного незамещенного атома водорода в кислотном остатке. Если в кислотном остатке содержится два незамещенных атома водорода, то используется приставка «дигидро». *Примеры:*

CuHPO₄ – гидрофосфат меди;

Cu(HCO₃)₂ - гидрокарбонат кальция;

NaH₂PO₄ - дигидрофосфат натрия;

Ca(H₂PO₄)₃ - дигидрофосфат кальция.

Название основной соли образуется добавлением к названию средней ставки «гидроксо», означающей наличие незамещенной гидроксильной группы, связанной с атомом металла. Если с одним атомом металла связаны две незамещенные гидроксильные группы, то используется приставка «дигидроксо».

Примеры:

CuOHNO_3 — гидроксонитрат меди,
 $\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$ — дигидроксохлорид алюминия,
 $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ — гидроксосульфат меди,
 $(\text{AlOH})_3(\text{PO}_4)_2$ — гидроксофосфат алюминия.

Таблица 2

Степень диссоциации кислот и оснований в водных
0,1 н растворах при 18°C

Электролит	Формула	Степень диссоциации, %
Кислоты		
Соляная	HCl	92
Бромоводородная	HBr	92
Йодоводородная	HI	92
Азотная	HNO_3	92
Серная	H_2SO_4	58
Сернистая	H_2SO_3	34
Фосфорная	H_3PO_4	27
Фтороводородная	HF	8.5
Уксусная	CH_3COOH	1.3
Угольная	H_2CO_3	0.17
Сероводородная	H_2S	0.07
Цианистоводородная (Синильная)	HCN	0.01
Борная	H_3BO_3	0.01
Основания		
Гидроксид бария	Ba(OH)_2	92
Гидроксид калия	KOH	80
Гидроксид натрия	NaOH	84
Гидроксид аммония	NH_4OH	1.3
Соли		
Хлорид калия	KCl	86
Хлорид аммония	NH_4Cl	85
Хлорид натрия	NaCl	84
Нитрат калия	KNO_3	83
Нитрат серебра	AgNO_3	81
Ацетат натрия	CH_3COONa	79
Хлорид цинка	ZnCl_2	73
Сульфат натрия	Na_2SO_4	69
Сульфат цинка	ZnSO_4	40
Сульфат меди (II)	CuSO_4	40

Таблица 3

Распределение некоторых кислот, оснований и солей по группам
в зависимости от величины степени диссоциации

Класс соединений	Группы электролитов		
	сильные	средней силы	слабые
Кислоты	HCl, HBr, HI, HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , HClO_3 , HMnO_4	HF, H_3PO_4 , H_2SO_3	H_2S , HNO_2 , H_2CO_3 , HClO, H_2SiO_3 , HCN, CH_3COOH , H_3BO_3
Основания	Гидроксиды щелочных и щелочно – земельных металлов, например, NaOH, LiOH, Ba(OH)_2	-	Все нерастворимые основания и NH_4OH
Соли	Практически все	-	-

Таблица 4

Растворимость солей и оснований в воде

(P- растворимое вещество, М – малорастворимое вещество, Н – практически не растворимое; прочерк означает, что вещество не существует или разлагается водой)

Анион	Катион																				
	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Mn ²⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	
Cl ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	P	P	M	P	P	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	-	H	P	P	P	P	P	H	P	P	H	H	-	P	P	P	P
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	P	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	H	-	P	P	P	H	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	P	H	H	H	-	-	H	H	-	H	H	H	H
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	M	P	M	H	H	P	-	P	P	H	P	P	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	-	H	H	H	H	H	H	-	-	-	H	H	-	H	H	H	H
SiO ₃ ²⁻	P	P	P	-	-	-	H	H	H	H	H	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	H	P	M	M	H	H	H	-	-	P	P	-	-			
PO ₄ ³⁻	H	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
OH ⁻	P	P	P	P	H	-	H	M	M	P	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H

ОГЛАВЛЕНИЕ

Раздел 1. Общие методические рекомендации по изучению дисциплины	3
Раздел 2. Содержание учебных модулей дисциплины и Методические указания по их изучению	5
Модуль 1. «Основные понятия и законы химии. Периодический закон и периодическая система»	5
Модуль 2. «Типы химических реакций и закономерности их протекания»	10
Модуль 3. Растворы. Электролитическая диссоциация.	11
Модуль 4. Химия элементов	13
Раздел 3. Задания для контрольной работы и методические указания по ее выполнению	15
Приложение	24

Составители А.Р. Бухарова, А.И. Герасимова, Е.В. Крутикова

Технический редактор

Подписано в печать

Формат бумаги

Бумага типографская № 2:

Печ.л.

Уч.изд.л.

Тираж

Заказ

Поз. Пл. А-5

Издательство ФГОУ ВПО РГАЗУ

143900 Балашиха 8 Московской области