

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

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

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

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

студентам 1*, 1 курсов по направлению подготовки

**35.03.03 «Агрохимия и агропочвоведение», 35.03.04 Агрономия,
35.03.05 «Садоводство», 06.03.01 «Биология», 36.03.02 «Зоотехния»**

Москва 2016

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

УДК 543/546 (076.5)

Неорганическая и аналитическая химия: Методические указания по изучению дисциплины / Рос. гос. аграр. заоч. ун-т; Сост. доцент А.И. Герасимова, Крутикова Е.В., А.Р. Бухарова. М., 2016. 38 с.

Предназначены студентам 1 и 1* курсов по направлениям подготовки: 35.03.03 «Агрохимия и агропочвоведение», 35.03.04 Агрономия, 35.03.05 «Садоводство», 06.03.01 «Биология», 36.03.02 «Зоотехния»

Утверждены методической комиссией агрономического факультета

Рецензенты: д.с.-х.н., профессор А.В. Соловьев,
к.с.-х.н., доцент Л.Л. Носова

Раздел 1. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Дисциплина «Неорганическая и аналитическая химия» относится к базовой части естественнонаучного цикла ООП. Методические указания по данной дисциплине составлены в соответствии с требованиями Федеральных государственных образовательных стандартов высшего профессионального образования по направлениям: 110400 - «Агрономия», утв. 22.12.2009 г. №811, 020400 - «Биология», утв. 04.02.2010 г. № 101, 111100 - «Зоотехния», утв. 25.01.2010 г. №73, 110500 - «Садоводство», утв. 28.10.2009 г. №501, рабочей учебной программой и рабочими учебными планами, утвержденными ученым советом университета 26.01.2011 г. 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 35.03.01. «Лесное дело», рабочей учебной программой и рабочими учебными планами, утвержденными Ученым советом университета 16 декабря 2015 г.

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 социальной и профессиональной ответственности в области охраны окружающей среды.

В результате изучения дисциплины студент должен *обладать компетенциями:*

- владением культурой мышления, способностью к обобщению, анализу, восприятию информации, постановке цели и выбору путей ее достижения, умением логически верно, аргументировано и ясно строить устную и письменную речь (ОК-1 а,з,с);
- приобретать новые знания и формировать суждения по научным, социальным и другим проблемам, используя современные образовательные и информационные технологии (ОК-3 б);
- способностью к самоорганизации и самообразованию (ОК-7 а.х.);
- готовностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин и профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования (ПК-1 а,с);
- применять современные экспериментальные методы работы с биологическими объектами в полевых и лабораторных условиях, навыки работы с современной аппаратурой (ПК -5 б);
- способностью провести анализ и оценку качества сельскохозяйственной продукции (ПК-7 а.х);
- способностью к обобщению и статистической обработке результатов опытов, формулированию выводов (ПК – 21 з, ПК- 26 а, ПК-27 с).
- способностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа (ОПК-2 а.х,с,а,з);

- способностью осуществлять сбор, анализ и интерпретацию материалов в области животноводства (ОПК-2 б);

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

Уметь: классифицировать неорганические вещества, определять принадлежность веществ к соответствующему классу, характеризовать общие свойства химических элементов и их соединений, решать задачи на расчет количеств веществ, вступающих в реакцию и получающихся в ходе реакции по остальным данным, делать расчет по пересчету концентрации из одного вида в другой. Провести анализ с использованием одного из методов аналитической химии, использовать знания в областях химии и для освоения теоретических основ и практики при решении технологических задач в сфере АПК.

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.

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»				
2.	Тема 1.1 Введение. Основные законы химии. Классификация и номенклатура неорганических соединений, их свойства и способы получения.	21(20,5)*	1(0,5)*		20(20)*
3.	Модуль 2. «Строение атома. Периодический закон и периодическая система. Химическая связь»				
4.	Тема 2. 1. Периодическая система элементов. Электронное строение атомов.	20,5(20,5)	0,5(0,5)		20(20)
5.	Тема 2.2. Химическая связь и строение молекул.	10,5(15,5)	0,5(0,5)		10(15)
6.	Модуль 3 «Типы химических реакций и закономерности их протекания»				
7.	Тема 3.1. Химическая кинетика. Химическое равновесие.	15(11,5)	1(0,5)	4(1)	10(10)
8.	Модуль 4. Растворы. Электролитическая диссоциация.				
9.	Тема 4.1. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Способы выражения концентрации растворов.	24,5(28)	0,5(1)	4(2)	20(25)
10.	Тема 4.2. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Гидролиз солей.	18,5(17,5)	0,5(0,5)	2(1)	16(16)
11.	Тема 4.3. Реакции окисления - восстановления. Методы электронного и электронно-ионного баланса	23(22)	1(1)	2(1)	20(20)
12.	Модуль 5. Химия элементов				
13.	Тема 5.1. Химия металлов и их важнейших соединений.	16(15,5)	1(0,5)		15(15)
14.	Тема 5.2. Химия неметаллов и их важнейших соединений	16(15,5)	1(0,5)		15(15)
15.	Модуль 6. Основы аналитической химии	15(11,5)	1(0,5)	4(1)	10(10)

16.	ИТОГО	180(180)	8(6)	16(8)	156(166)
-----	--------------	-----------------	-------------	--------------	-----------------

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. Смартыгин. – 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.

Таблица 1

№ п/п	Наименование модуля (раздела) дисциплины	Всего, часов	В том числе, ч		
			лекции	лабораторные занятия	самостоятельная работа
1	2	3	4	5	6
1.	Модуль 1 «Основные понятия и законы химии»				
	Тема 1.1 Введение. Стехиометрические законы химии. Классификация и номенклатура неорганических соединений, их свойства и способы получения .	23,5	0,5 (0,5)	3(2)	20 (21)
2.	Модуль 2. «Строение атома и Периодический закон. Химическая связь»				
	Тема 2.1. Строение атома и периодический закон Д. И. Менделеева.	6,5	0,5 (0,5)		6 (6)
	Тема 2.2. Химическая связь и строение молекул.	4			4 (4)
3.	Модуль 3 «Основные законы химических превращений»				
	Тема 3.1. Химическая кинетика	12	2 (1)	2 (1)	8 (10)
	Тема 3.2. Химическое равновесие.	7	1(1)	2 (1)	4 (5)
4.	Модуль 4. Водные растворы				
	Тема 4.1. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Степень и Константа. Сильные и слабые электролиты. Способы выражения концентрации растворов.	5	1 (1)		4 (4)
1	2	3	4	5	6

	Тема 4.2. Диссоциация воды Константа диссоциации и ионное произведение воды. рН и рОН. Гидролиз солей.	18	2 (1)		16 (17)
5.	Модуль 5. Окислительно – восстановительные процессы				
	Тема 5.1. Реакции окисления - восстановления. Энергетика и направление. Методы электронного и электронно-ионного баланса	12	1 (1)		11 (11)
	Тема 5.2. Химия и электрический ток.	12			12 (12)
6	Модуль 6. Химия элементов				
	Тема 6.1. Металлы и неметаллы. Комплексные соединения	16			16 (16)
	Тема 6.2. Химические элементы в биопроцессах.	25			25
7.	Модуль 7. Основы аналитической химии				
	Тема 7.1. Качественный анализ.	4			4
	Тема 7.2. Количественный анализ.	35		9 (4)	26(31)
	ИТОГО	180	8 (6)	16 (8)	156 (166)

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

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

2.1. Модуль 1 «Основные понятия и законы химии»

2.1.1. Тема 1.1. Введение. Основы теории.

Классификация и номенклатура неорганических соединений

Место химии среди естественных научных дисциплин. Предмет и методы химии. Составление химических формул. Предсказательность графических формул.

2.1.2. Методические указания по изучению темы 1.1

2.1.2.1. Химическая символика. Основные понятия и законы химии

Все вещества состоят из маленьких электронейтральных частиц, называемых молекулами. Молекулы, в свою очередь, состоят из атомов.

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. Их узнаем из любой периодической таблицы. Специально заучивать их не имеет смысла – ведь всегда можно посмотреть. Латинские названия элементов широко употребляются при образовании названий различных веществ, состоящих из атомов этих элементов, поэтому полезно знать названия хотя бы наиболее распространенных элементов.

Примеры:

Водород - Hydrogenium, химический знак **H**. Первый корень (hydr) латинского названия этого сложного слова встречается в названиях соединений, образовавшихся с участием воды: гидроксиды, гидраты;

Сера – Sulfur, химический знак **S**, соли серной кислоты – сульфаты;

Азот – Nitrogenium, химический знак **N**, соли азотной кислоты – нитраты.

Атомы входят в состав молекул. Формулы молекул отражают, сколько и каких атомов входит в их состав.

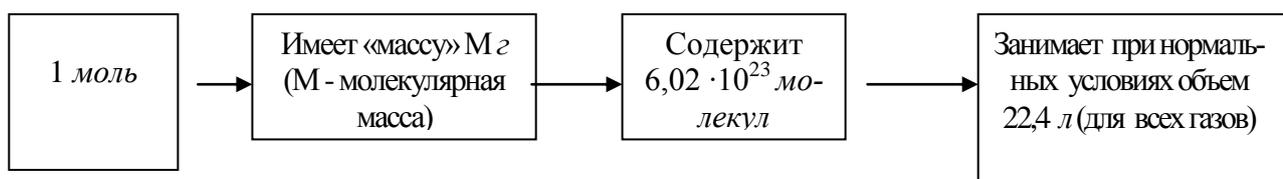
Примеры:

Молекула воды – H_2O - состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода;

Молекула серной кислоты - H_2SO_4 - содержит два атома водорода, один атом серы и 4 атома кислорода;

Молекула хлорида кальция – CaCl_2 – содержит один атом кальция и два атома хлора.

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)*.

Эту схему удобно использовать для составления пропорций при расчетах.

При этом молекулярную массу вещества мы можем подсчитать, если известна его формула. Посмотрим это на примере угольной кислоты. Молекула имеет формулу H_2CO_3 и включает 2 атома водорода, один атом углерода и три атома кислорода. Массы этих атомов узнаем из периодической таблицы. Не путаем с номерами элементов. Масса молекулы складывается из масс всех атомов:

$$M = 1 \cdot 2 + 12 \cdot 1 + 16 \cdot 3 = 62 \text{ а.е.м.}$$

При решении химических задач часто атомные массы *округляют*.

Масса моля численно равна этой величине, но выражена в *граммах*, а не атомных единицах массы (*а.е.м.*)

ПРИМЕР 1. Сколько молей в 100 г N_2 ?

Пропорция имеет вид:

спрашивают:	x моль	-	100 г,
из схемы:	1 моль	-	28 г

$$x = \frac{100 \cdot 1}{28} = 3,57 \text{ моль}$$

ПРИМЕР 2. Сколько молекул в 100 г N_2 ?

Пропорция имеет вид:

спрашивают:	x молекул	-	100 г,
из схемы:	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул	-	28 г

* В быту мы чаще используем другие единицы количества вещества: десяток, дюжина. Два десятка яиц содержат столько же предметов, сколько и два десятка яблок, но масса каждого десятка разная.

$$x = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \cdot 100}{28} = 2,15 \cdot 10^{24} \quad \text{молекул}$$

Обратите внимание на соответствие единиц измерения составляемых пропорций по «вертикали».

Представленная схема составления пропорций очень часто используется при решении химических задач.

Обращаем ваше внимание на соответствие наименований в вертикальных столбиках. И вы заметили, что при решении этих пропорций в числитель записывается произведение накрест стоящих известных величин, а в знаменатель – величина, накрест стоящая по отношению к иксу.

Таким образом, почти все химические задачи сводятся к примитивным пропорциям, и в химии нет сложных задач. Все «ловушки» составителей сводятся к тому, что студент спутает *молекулы* с *граммами* или *моли* с *литрами*. Все равно, что *этажи* спутать с *квартирами* или *метрами*. Очень хорошее средство против такой путаницы – аккуратная запись вопроса и известных параметров. И чтобы наименования соответствовали друг другу по вертикали.

2.1.2.2. Основные классы неорганических соединений

Электролитическая диссоциация

Свойства химических соединений в первую очередь определяются их составом, поэтому надо четко разбираться в закономерностях составления простых химических формул, отражающих этот состав.

Степени окисления

В соответствии с гипотезой Берцелиуса атомы в молекулах сложных веществ имеют положительные или отрицательные заряды, обеспечивающие их взаимное притяжение и устойчивость молекулы. **Молекула в целом электронейтральна** – сумма всех положительных зарядов равна сумме всех отрицательных. В большинстве учебников эти заряды атомов называют **степенями окисления**.

Удобно помнить, что в большинстве своих соединений водород имеет степень окисления +1, а кислород -2. Молекула воды H₂O электронейтральна, так как два положительных заряда двух атомов водорода «нейтрализуются» двумя отрицательными зарядами одного атома кислорода.

Знание постоянных степеней окисления водорода и кислорода позволяет рассчитывать степени окисления других элементов, если известна формула молекулы. Это приходится часто делать, поскольку многие элементы в разных соединениях могут проявлять разные степени окисления. Относительным постоянством обладают только водород, кислород, щелочные и щелочноземельные металлы.

Так, электронейтральность молекулы сероводорода H₂S требует, чтобы в ней сера имела заряд -2 (ведь два водорода дали два плюса).

В молекуле оксида серы SO₂ сера должна иметь степень окисления +4 (ее заряд должен компенсировать четыре минуса двух атомов кислорода).

В молекуле серной кислоты H₂SO₄, куда входят два водорода (с «капиталом»

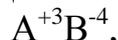
+2, четыре кислорода (с «капиталом» -8) сера обязана иметь заряд +6. Любое иное значение не обеспечит электронейтральность H_2SO_4 .

Составление формул химических соединений

Величины степеней окисления обычно учитываются при составлении формул химических соединений. Это очень помогает, так как уменьшает потребность в заучивании формул.

Еще раз вспомним, что **молекулы состоят из атомов**. Атомы обозначаются символами элементов. **Подстрочные индексы** после символа указывают, **сколько атомов** этого элемента томится в данной молекуле. Атомы имеют положительные или отрицательные заряды, которые и стянули их в молекулу. **Молекула же электронейтральна**, что достигается тщательнейшим подбором необходимых индексов с учетом степеней окисления элементов.

Пусть элемент А со степенью окисления +3 старается образовать молекулу с элементом В, имеющим степень окисления -4. Расположившись рядом, атомы А и В внимательно посмотрят на заряды предполагаемых партнеров



проведут необходимые расчеты и утвердят индексы для формулы своей молекулы



в которой 12 положительных зарядов четырех атомов А блокируются двенадцатью отрицательными зарядами трех атомов В. В результате получилась **простейшая электронейтральная формула**.

Если нам неизвестны степени окисления, то формулу молекулы мы не можем составить, и вынуждены выкручиваться за счет памяти, подсматривания или угадывания. Поскольку соединений много, то **проще научиться составлять их формулы, чем запоминать**. Здесь две трудности – химическая - необходимость знать степени окисления и арифметическая - умение считать в пределах примерно от -12 до +12. Читая дальнейший текст, вы научитесь или вспомните, как узнавать эту степень окисления, столь необходимую для составления химических формул.

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

Оксиды

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 - вида CaO , MgO , CO , NO ; со степенью окисления +3 - Al_2O_3 , Cl_2O_3 , N_2O_3 и т.д.

Скорее всего, вы уже давно думаете о главной загвоздке - степени **окисления**. Знать бы ее... Это действительно непростой вопрос, так как большинство элементов в зависимости от обстоятельств могут проявлять разную степень окисления. Для ее выяснения есть несколько способов.

Надежную, но неполную информацию дает **периодическая таблица**. Одна из положительных степеней окисления каждого элемента совпадает с номером группы (вертикального столбца), в которой он находится. Эта степень окисления является высшей, и у многих элементов, кроме первой и второй групп, не единст-

венной. Это позволяет при отсутствии другой информации безошибочно составить формулу хотя бы одного оксида любого элемента.

Полезно также помнить, что **большинство металлов**, кроме первой группы, способны проявлять **степень окисления +2**. Однако, железо бывает +2 и +3, медь +1 и +2, золото +1 и +3. Легально всегда можно пользоваться данными о зарядах катионов из **таблицы растворимости** солей в приложении 4.

Третий и самый надежный способ установить степень окисления - **воспользоваться известной** или данной **формулой** соединения- предшественника. Пусть надо составить формулу оксида фосфора, соответствующего кислоте H_3PO_3 . Зная постоянные заряды водорода (+1) и кислорода (-2) и количества их атомов в молекуле, находим из условия ее электронейтральности степень окисления в ней фосфора, равную +3. Соответствующий оксид: P_2O_3 .

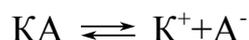
Еще одна возможность выяснения степени окисления часто вытекает из правильного названия оксида в случае ее неоднозначности: оксид меди (I) – естественно Cu_2O , титана (IV) – TiO_2 , высшего оксида ванадия – V_2O_5 .

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

Оксиды не являются электролитами, а гидроксиды и соли – **электролиты**.

Процесс электролитической диссоциации для любого электролита может быть выражен уравнением диссоциации:



Процесс протекает под действием **полярных молекул растворителя**, в частности воды (а не электрического тока — распространенная ошибка).

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.

Вы должны научиться:

- составлять уравнения диссоциации любого электролита;
- понимать, что такое сильный, слабый электролит, степень диссоциации, уметь пользоваться соответствующими таблицами;
- составлять уравнения реакций между электролитами в растворе в молекулярной и ионной форме.

Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации

Электролиты обнаруживают неодинаковую способность к диссоциации. Одни полностью разлагаются на ионы, другие частично в разной мере.

Отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу растворенных молекул называется **степенью электролитической диссоциации** электролита и обозначается буквой α (альфа).

$$\alpha = \frac{70}{100} = 0,7 \text{ или } 70\%$$

Если из 100 растворенных молекул продиссоциировало 70, то такой электролит является сильным.

Слабые электролиты имеют $\alpha < 3\%$, электролиты средней силы $3\% < \alpha < 30\%$. Значения α приведены в приложении 2.

Ионно-молекулярные уравнения

Поскольку в водных растворах часть участников реакций находится в виде ионов, то реальными участниками реакционных превращений являются уже не только молекулы, но и ионы. Поэтому и сущность, и механизм таких реакций лучше отражаются так называемыми ионно-молекулярными уравнениями. В этих уравнениях хорошо продиссоциировавшие вещества мы уже сразу записываем в виде ионов, чтобы видеть их отличие от молекул, соответствующих слабым или плохо растворимым электролитам.

Таким образом, при написании ионно-молекулярных уравнений соблюдают всего два дополнительных правила (но строго и для обеих сторон уравнения реакции):

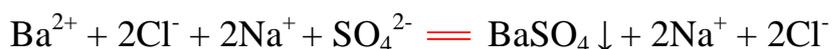
- слабые электролиты, нерастворимые и газообразные вещества пишут в виде молекул;
- сильные электролиты пишут в виде ионов.

ПРИМЕР 3. Составить ионно-молекулярное уравнение для реакции хлорида бария с сульфатом натрия.

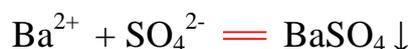
а) напишем молекулярное уравнение и, посмотрев приложения 2, 3 и 4, отметим, что можно писать в ионном виде и что нельзя:



б) напишем полное ионно - молекулярное уравнение:

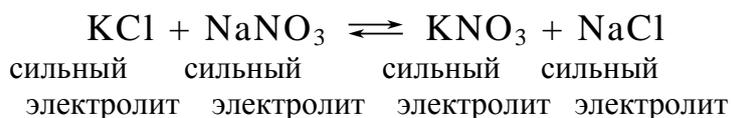


в) сохранившиеся без изменения одинаковые ионы в правой и левой частях уравнения исключаем, так как они в химическом процессе не участвовали. Получаем сокращенное ионно - молекулярное уравнение:



Полученное уравнение означает, что в данном случае провзаимодействовали только ионы Ba^{2+} и SO_4^{2-} , а остальные остались в растворе без изменения.

В тех случаях, когда ионы не взаимодействуют, не происходит и реакция. Например:



Напишем в ионном виде:

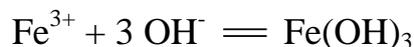


Видим, что образовавшиеся ионы не связываются друг с другом, следова-

тельно, реакция не протекает.

Сформулируйте, в каких случаях реакции ионного обмена протекают практически до исчезновения одного из исходных веществ – до конца.

ПРИМЕР 4. Прделаем обратное упражнение. Пусть надо составить исходное молекулярное уравнение, соответствующее данному ионно-молекулярному:



Чтобы написать молекулярное уравнение, соответствующее приведенному ионно - молекулярному, нужно взять вещество, которое при диссоциации дает ион Fe^{3+} , например, соли FeCl_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, но не Fe_2S_3 , $\text{Fe}_2(\text{SiO}_3)_3$, FePO_4 , так как они нерастворимы и не дадут иона Fe^{3+} (см. приложение 4).

Далее нужно подобрать электролит, дающий ион OH^- , это NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, но не $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, так как они нерастворимы.

Основания

Гидроксиды – продукты соединения оксидов с водой. В зависимости от их свойств в водных растворах гидроксиды делят на основные (основания), амфотерные, кислотные (кислоты)

Основания имеют общую формулу $\text{M}(\text{OH})_x$.

Здесь M – металл в степени окисления от +1 до +3. OH^- - гидроксидная группа или гидроксид-ион: ее заряд складывается из степени окисления кислорода (-2) и водорода (+1). Количество гидроксидных групп (x) в молекуле основания равно степени окисления металла. Величины степеней окисления металлов, образующих основания, представлены в таблице растворимости (в приложении 4).

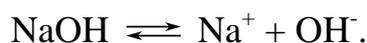
Примеры: гидроксид натрия NaOH ;

гидроксид магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$;

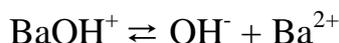
гидроксид железа (II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$;

гидроксид железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Основания – это электролиты, которые при диссоциации образуют в качестве анионов только гидроксид – ионы.



Обратите внимание, что если у основания больше, чем одна гидроксильная группа, то оно диссоциирует ступенчато, то есть гидроксид-ионы отрываются не все сразу, а по очереди (как у ромашки лепестки, хотя здесь «лепестков» всего два или три). Мы показываем ступенчатую диссоциацию обычно тогда, когда обсуждаем ее механизм. А при написании ионно-молекулярных уравнений мы уже в такие тонкости не вдаемся и представляем конечный суммарный результат. Пример ступенчатой диссоциации:



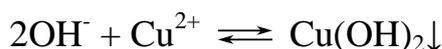
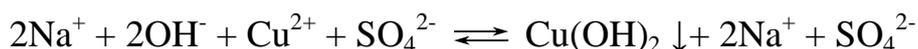
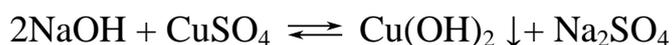
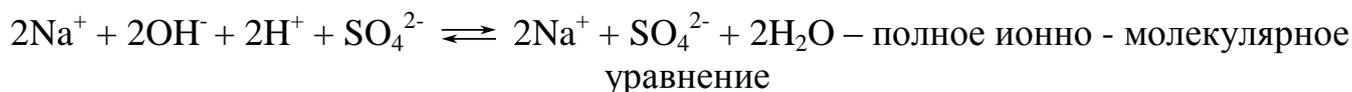
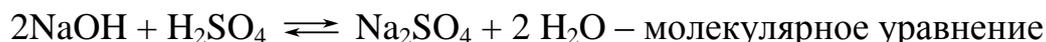
Отчетливо видим, что основания состоят из катиона металла и аниона OH^- (других анионов нет), на которые и распадаются при действии воды в процессе электролитической диссоциации.

Как электролиты основания бывают сильными (практически полностью дис-

социруют гидроксиды щелочных металлов и бария) и слабыми (все остальные).

Основания классифицируют также по растворимости (см. таблицу растворимости, приложение 4) и по количеству гидроксильных групп (атомности)

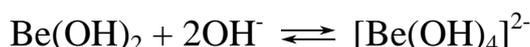
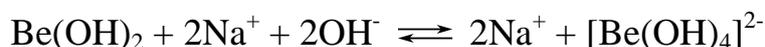
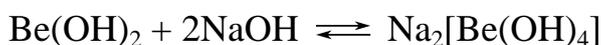
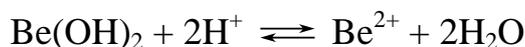
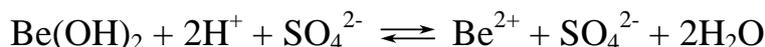
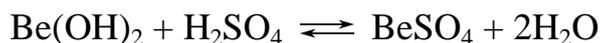
Основания взаимодействуют с кислотами, кислотными оксидами и солями.



Амфотерные гидроксиды

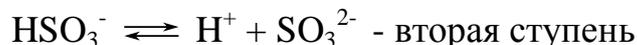
Амфотерные гидроксиды занимают промежуточное положение между кислотами и основаниями и проявляют в зависимости от условий, как свойства кислот, так и свойства оснований.

Характерным признаком амфотерных гидроксидов является их способность взаимодействовать как с кислотами, так и со щелочами с образованием солей:



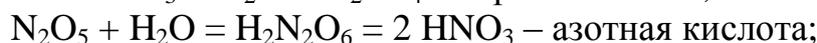
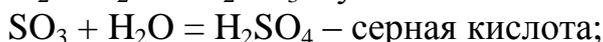
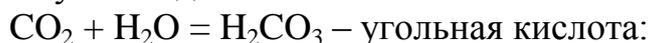
Кислоты

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).

Формулы **кислот выводим** путем примитивного сложения формулы кислотного оксида с молекулой воды:



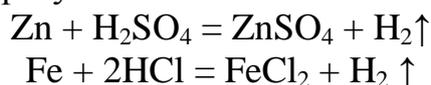
Обращаем внимание, что в двух последних случаях после сложения найдены **простейшие** формулы образовавшихся молекул.

Отметим, что степени окисления элементов в этих реакциях не меняются.

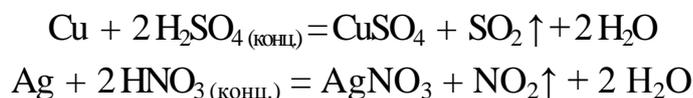
Полезно также вспомнить, что кислотные оксиды образуют неметаллы в любой степени окисления (три исключения: NO, N₂O, CO) и металлы в степени окисления +4 или выше.

В таблице III приложения 1 приведены формулы и названия наиболее употребительных кислот и их нормальных солей.

Кислоты взаимодействуют с металлами. Образующиеся при этом продукты различны и зависят от положения металла в ряду напряжения и свойств кислоты. Так, при взаимодействии металлов, стоящих в ряду напряжения до водорода, с кислотами неокислителями образуются соли этих кислот, и выделяется водород:

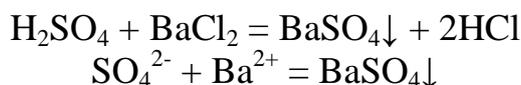


В этих реакциях водород восстанавливается, а цинк и железо окисляются. При взаимодействии металлов с концентрированной или разбавленной азотной, а также с концентрированной серной кислотами происходит восстановление азота (+5) или серы (+6):



Кислоты взаимодействуют с основными оксидами, основаниями.

Взаимодействие кислот с солями происходит лишь при протекании необратимых реакций.



Характер диссоциации гидроксидов

Все гидроксиды отличаются наличием функциональной группы R—O—H, где R — металл или соответствующая группа атомов, остающаяся после выделения из формулы молекулы гидроксильной группы. Конечно, привычнее к гидроксидам относить основания, где такая гидроксильная группа видна визуально: NaOH, Cu(OH)₂ и т.п. Но к гидроксидам относятся и все кислородсодержащие кислоты, так как они тоже обладают гидроксильными группами. Азотную кислоту HNO₃ мы можем представить в виде O₂NOH, серную H₂SO₄ — в виде O₂S(OH)₂. Тогда наличие гидроксильных групп очевидно, хотя такая запись не принята.

Графические формулы этих молекул рассмотрены далее, и там очень четко видно наличие у всех гидроксидов групп — O—H.

И кислоты, и основания являются электролитами, то есть способны к электролитической диссоциации в водном растворе. Общим признаком кислот — является образование при диссоциации ионов водорода, а оснований — ионов OH. Поскольку и там, и там есть одинаковая функциональная группа R—O—H, то очевидно, что при диссоциации по кислотному типу рвется связь O—H, и в растворе появляются ионы H⁺, а при диссоциации по типу оснований — рвется связь R—OH, что приводит к появлению в растворе гидроксид-ионов OH⁻. Таким образом, всякий гидроксид имеет двойственную функцию: в зависимости от своей природы и условий может вести себя преимущественно как кислота или как основание. А может быть и амфолитом, образуя в растворе и те, и другие ионы. Его тогда называют ам-

фотерным, так как невозможно строго отнести его к кислотам или к основаниям.

Очевидно, что характер диссоциации, а значит и поведение электролита зависит от относительной прочности связей $R-O-N$. Если слабее связь $R-O$, то в растворе будет больше ионов OH^- , и вещество будет признано основанием. Если связь $R-O$ прочнее, чем связь $O-N$, то под действием «пираньистых» молекул воды будет чаще рваться связь $O-N$, и раствор, в силу наличия ионов водорода, будет являться раствором кислоты.

Поскольку прочность связи $O-N$ практически у всех гидроксидов одинакова (партнеры - создатели этой связи одинаковы), то преимущественный характер диссоциации определяется прочностью связи $R-O$. В свою очередь, поскольку в связи $R-O$ один партнер (кислород) постоянный для разных молекул, то прочность $R-O$ тем выше, чем больше положительный заряд R и чем меньше его радиус. Полагая, что связь $R-O$ обеспечивается только электростатическим взаимодействием, применяем к ней закон Кулона: разноименные заряды (R^{n+} и O^{2-}) притягиваются с силой, прямо пропорциональной их произведению и обратно пропорциональной расстоянию (то есть сумме радиусов партнеров) между ними. Еще раз отметим, что в силу постоянства параметров одного партнера (кислорода) сравнительная прочность связи двух различных R будет зависеть от заряда R и от его радиуса. Чем больше заряд и меньше радиус R , тем связь $R-O$ прочнее и устойчивее. Тогда в молекуле, содержащей $R-O-N$ более вероятен отрыв ионов водорода и более сильны кислотные свойства вещества. Отметим, что кислота тем сильнее, чем лучше она диссоциирует по кислотному типу, т.е. чем больше ионов водорода она образует. Наоборот, чем меньше заряд R и больше радиус, тем связь $R-O$ как бы тоньше и рвется легче. Тогда в растворе будет больше ионов OH^- .

Эти рассуждения мы можем применить для анализа сравнительной силы кислот и оснований.

Пусть надо выяснить, какое основание сильнее $Fe(OH)_2$ или $Fe(OH)_3$. Сильнее основание то, где легче отщепляются OH^- - группы. По закону Кулона железо с зарядом $2+$ слабее притягивает кислород гидроксила, чем железо с зарядом $3+$. Значит в случае $Fe(OH)_2$ связь $R-O$ слабее и гидроксид железа (II) является более сильным основанием.

Сравнение $Mg(OH)_2$ и $Ca(OH)_2$ показывает, что при одинаковых зарядах кальция и магния относительная прочность связи $R-O$ будет в основном зависеть от размеров этих атомов. В Периодической таблице Mg находится выше Ca , у него меньше электронов и электронных слоев, значит меньше радиус. Поэтому в $R-O-N$ магний к кислороду крепче притягивается (ведь он ближе), чем кальций. Значит в случае $Ca(OH)_2$ связь $R-O$ слабее, будет легче рваться, ионов гидроксила будет больше и $Ca(OH)_2$ - более сильное основание.

Сравним кислоты $HClO$ и $HClO_2$. Расставим заряды хлора: $HCl^{+1}O$ и $HCl^{+3}O_2$. В кислотах нам надо сравнивать притяжение, а значит и отрыв иона водорода. Притягивается он в обоих случаях с одинаковой силой (за счет двухвалентного кислорода), а положительный Cl старается вытолкнуть положительный водород (опять же по закону Кулона об отталкивании одноименных зарядов). При этом Cl^{+3} «толкается» сильнее, чем Cl^{+1} . Значит, в случае $HClO_2$ будет больше отрываться ионов водорода, и эта кислота сильнее. Влияние размеров атомов на относительную силу кислот постарайтесь разобрать самостоятельно.

Хотелось бы, чтобы появилось понимание о возможности характеризовать некоторые свойства веществ (в частности характер диссоциации и силу электролитов) из общезначимых соотношений.

Соли

Соли - это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов (сюда относят и катион аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков.

Соли - это продукты полного или неполного замещения атомов водорода кислоты на атомы металла или гидроксильных групп основания на кислотный остаток.

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

К нормальным, или средним, солям относятся продукты полного замещения атомов водорода кислоты на атомы металла или гидроксильных групп основания на кислотный остаток.

Нормальная соль представляет собой соединение металла с кислотным остатком. Новеньким здесь является то, что партнером положительно заряженного атома металла в соли является не один отрицательный элемент, как в оксидах, а чаще всего группа атомов, называемая **кислотным остатком**. И конечно, при составлении формулы электронейтральной молекулы соли удобно учитывать заряд сразу всей группы.

Заряд кислотного остатка плавно вытекает из формулы соответствующей кислоты. Кислотный остаток – это «овдовевшая» часть кислоты, которая остается после того, когда молекулу кислоты покидает водород. Поскольку водород уходит вместе со своим положительным зарядом, то **кислотный остаток имеет отрицательный заряд**, сохраняя надежду на соединение с какой-нибудь положительной частицей. **Нормальные** соли состоят из атомов металла и обычных кислотных остатков. Если известны заряды партнеров, то составление формулы сводится к элементарной задаче подбора и расстановки индексов, обеспечивающих электронейтральность сооружаемых молекул. Образно, говоря, при составлении формулы соли катион (металла) припарковывается возле аниона (кислотного остатка). Затем оба партнера «с тревогой» всматриваются в заряды друг друга и вычисляют необходимые индексы для создания электронейтральной частицы (молекулы). Бросив контрольный взгляд на заряды и индексы, следует окончательно убедиться в электронейтральности образованного продукта.

Примеры:

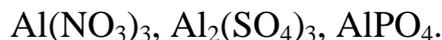
Соли, составленные из вышеуказанных кислотных остатков с **одновалентным** калием, будут выглядеть так:



с **двухвалентным** магнием так:



а с **трехвалентным** алюминием так:



Итак, главная проблема – знание зарядов составных частей – катионов и анионов. Про заряды кислотных остатков (анионов) сказано ранее. Заряды катионов ме-

таллов в большинстве случаев равны 2^+ , кроме металлов первой группы периодической системы (K^+ , Na^+), алюминия (Al^{3+}), железа (Fe^{2+} и Fe^{3+}) и некоторых других. При определении зарядов можно пользоваться **таблицей растворимости солей** (приложение 4), где указаны заряды достаточно большого количества катионов и анионов. Частое использование этой таблицы обеспечит самопоминание постоянно встречающихся значений.

Названия солей ряда кислот представлены в табл. П1 приложения 1. *Поупражняйтесь* в использовании табл. П1 и П3 приложения, составляя формулы нормальных солей:

1. карбонат кальция;
2. сульфид железа (Ш);
3. сульфит марганца;
4. сульфат лития;
5. нитрит стронция;
6. нитрат железа (П);
7. хлорид цинка;
8. тиосульфат серебра.

Сверьте свои результаты с правильными ответами:

1. $CaCO_3$; 2. Fe_2S_3 ; 3. $MnSO_3$; 4. Li_2SO_4 ;
5. $Sr(NO_2)_2$; 6. $Fe(NO_3)_2$; 7. $ZnCl_2$; 8. $Ag_2S_2O_3$.

Все рассмотренные выше соли являются нормальными или средними солями. Молекулы их содержат катион металла (или аммония NH_4^+) и кислотный остаток, не содержащий водорода. Кроме средних солей, различают кислые соли и основные соли.

Кислые соли – это продукты неполного замещения водорода кислоты на металл – результат и подтверждение ступенчатого характера диссоциации многоосновных кислот. В состав кислой соли будет входить кислотный остаток, содержащий хотя бы один атом водорода. Например:

Первая ступень диссоциации
сернистой кислоты:
 $H_2SO_3 \leftrightarrow H^+ + HSO_3^-$

Примеры кислых солей
сернистой кислоты:
 $NaHSO_3, Ca(HSO_3)_2, Al(HSO_3)_3$.

Кислотный остаток HSO_3^- образовался при отщеплении от кислоты одного атома водорода. Если кислота трехосновная, она может образовывать два ряда кислых солей, соответствующих замене на атомы металла одного или двух атомов водорода. Например, фосфорная кислота H_3PO_4 может образовывать кислые соли с различными кислотными остатками:

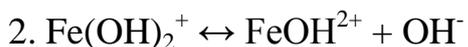
- | | |
|------------------------|--------------------------|
| $Na_2^+HPO_4^{2-}$ | – гидрофосфат натрия, |
| $Na^+H_2PO_4^-$ | – дигидрофосфат натрия, |
| $Ca^{2+}(H_2PO_4)_2^-$ | - дигидрофосфат кальция. |
| $Ca^{2+}HPO_4^{2-}$ | - гидрофосфат кальция |

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, так как это соли одноосновных кислот.

Если гидроксид трехатомный, то он может образовывать два основных остатка. Например:

Ступенчатая диссоциация гидроксида железа:



Примеры основных солей гидроксида железа:



Названия солей обобщены в табл. П1 приложения 1 и в пояснении после таблицы.

Многоосновные кислота и основание могут дать, кроме средней соли, и кислые, и основные.

ПРИМЕР 5: Составить формулы всех возможных солей, образуемых гидроксидом алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ и ортофосфорной кислотой H_3PO_4 .

Кислоты и основания диссоциируют ступенчато, последовательно отщепляя свои функциональные группы. Поэтому:

$\text{Al}(\text{OH})_3$ – способен образовывать три катиона:



H_3PO_4 – способна образовывать три аниона:



Теперь скомбинируем соли, помня, что в одной молекуле соли одновременно группы H^+ и OH^- не могут сосуществовать (почему?):

$[\text{Al}(\text{OH})_2]^+$ и $(\text{PO}_4)^{3-}$ дают $[\text{Al}(\text{OH})_2]_3\text{PO}_4$ – дигидроксофосфат алюминия,

$[\text{AlOH}]^{2+}$ и $(\text{PO}_4)^{3-}$ образуют $(\text{AlOH})_3(\text{PO}_4)_2$ – гидроксофосфат алюминия,

Al^{3+} и $(\text{PO}_4)^{3-}$ — AlPO_4 – фосфат алюминия,

Al^{3+} и $(\text{HPO}_4)^{2-}$ — $\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$ – гидрофосфат алюминия

Al^{3+} и $(\text{H}_2\text{PO}_4)^-$ — $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$ – дигидрофосфат алюминия.

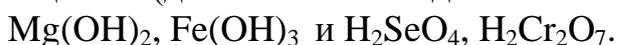
Эти же результаты удобно получаются с помощью вспомогательной табл. 2. В ее верхней строке представлены **катионы**, имеющиеся в растворе $\text{Al}(\text{OH})_3$, а в левом вертикальном столбце – **анионы**, имеющиеся в растворе H_3PO_4 . Представим, что коллективы этих ионов находились в разных сосудах, а после смешивания, естественно могут сталкиваться друг с другом. Если столкнутся ионы с противоположными по знаку зарядами, – то они притянутся друг к другу и будут стараться образовать **электронейтральную молекулу**. Чтобы как-то «упорядочить» эти возможные столкновения, мы и поместили их в схематическую таблицу 2 типа «морского боя». В местах пересечения соответствующих горизонтальных и вертикальных рядов выводим соответствующие формулы электронейтральных молекул **солей**, подбирая необходимые индексы:

Таблица 2

Al(OH)_3	Al(OH)_2^+	AlOH^{2+}	Al^{3+}
H_3PO_4			
H_2PO_4^-	–	–	$\text{Al(H}_2\text{PO}_4)_3$
HPO_4^{2-}	–	–	$\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$
PO_4^{3-}	$[\text{Al(OH)}_2]_3\text{PO}_4$	$(\text{AlOH})_3(\text{PO}_4)_2$	AlPO_4

Прочерки стоят в тех клетках, где столкновение ионов будет приводить к образованию молекул воды за счет водорода аниона и гидроксила катиона. В результате «выпадения» H_2O **изменится исходный состав** «столкнувшихся» ионов.

Навык составления химических формул целесообразно довести до автоматизма, так как это избавляет нас от зубрежки формул, в необходимости которой убеждены те, кто не освоил этих принципов. Поэтому разберем это еще раз на примере, аналогичном вашему заданию в контрольной работе. Пусть нам даны четыре вещества (два основания и две кислоты):



Надо составить формулы возможных солей из этих соединений.

Соли состоят из положительных катионов и отрицательных анионов. Когда знаем их заряды, то можем подобрать индексы, обеспечивающие электронейтральность молекул.

Когда представленные вещества попадают в воду, то они начинают диссоциировать с образованием ионов. При этом основания при диссоциации отщепляют гидроксильные группы OH^- , а кислоты – отщепляют положительные ионы водорода H^+ . Ступенчатость диссоциации обеспечивает получение разнообразных ионов.

Гидроксид магния, Mg(OH)_2 , имеющий два гидроксила, диссоциирует в две степени с образованием MgOH^+ и Mg^{2+} . Заряды ионов равны количеству гидроксидов, оторвавшихся от нейтральной молекулы.

Трехгидроксильное основание железа Fe(OH)_3 способно образовать три вида катионов:



Формулы анионов выведем, отрывая по очереди ионы H^+ от данных в условии кислот. У нас получатся анионы HSeO_4^{1-} , SeO_4^{2-} , $\text{HCr}_2\text{O}_7^{1-}$ и $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. Заряды этих анионов определяются по количеству оторванных от нейтральных молекул атомов водорода.

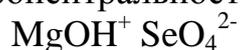
В результате мы выяснили, что в нашей смеси могут присутствовать 5 катионов и 4 аниона. Они начинают притягиваться друг к другу, так как «знают» закон Кулона о притяжении разноименных зарядов. В результате образуются химические соединения, формулы которых нам предстоит составить. Чтобы не запутаться в «беспорядочных» связях этих ионов, проведем их формальное упорядочение. Для этого все катионы запишем в верхнюю строчку нашей таблички, а все анионы – в левый столбик. Получится исходная табличка, аналогичная табл.2, но содержащая больше компонентов. Эту процедуру можно распространить на любое количество веществ. Получаем:

Таблица 3

	MgOH^+	Mg^{2+}	Fe(OH)_2^+	FeOH^{2+}	Fe^{3+}
--	-----------------	------------------	---------------------	--------------------	------------------

HSeO_4^{1-}	—		—	—	
SeO_4^{2-}	*				
$\text{HCr}_2\text{O}_7^{1-}$	—		—	—	
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$					

В этой заготовке сразу ставим прочерки в клетках, где при воссоединении ионов может измениться их состав за счет отщепления водорода и гидроксила, которые стремятся образовать очень устойчивое соединение – воду. В клетке, помеченной звездочкой, мы составляем молекулу из катиона MgOH^+ и аниона SeO_4^{2-} . Для этого записываем их рядом, чтобы лучше рассмотреть необходимость преобразований для обеспечения электронейтральности.



При этом мы не имеем права изменять состав и заряд используемых в данной «клетке» ионов. Мы просто «тупо» подбираем индексы, чтобы выровнять количество плюсов и минусов. Видим, что «союз» хочет образовать положительно однозарядный катион с отрицательно двухзарядным анионом. Чтобы достигнуть электронейтральности анион SeO_4^{2-} как бы говорит: да я в состоянии присоединить два однозарядных иона MgOH^+ . Результат такого образования «минигарема» будет выглядеть так:



Чтобы подстрочный индекс 2 относился ко всему иону MgOH^+ , мы заключили ион в скобки.

При окончательном оформлении формулы соли заряды можно убрать (они сыграли свою «технологическую» роль для определения величины подстрочного индекса, обеспечившего электронейтральность).

Поупражняйтесь в заполнении остальных клеток исходной таблички и сравните свои результаты с правильными построениями в окончательном варианте:

Таблица 4

	MgOH^+	Mg^{2+}	$\text{Fe}(\text{OH})_2^+$	FeOH^{2+}	Fe^{3+}
HSeO_4^{1-}	—	$\text{Mg}(\text{HSeO}_4)_2$	—	—	$\text{Fe}(\text{HSeO}_4)_3$
SeO_4^{2-}	$(\text{MgOH})_2\text{SeO}_4$	Mg SeO_4	$[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SeO}_4$	FeOHSeO_4	$\text{Fe}_2(\text{SeO}_4)_3$
$\text{HCr}_2\text{O}_7^{1-}$	—	$\text{Mg}(\text{HCr}_2\text{O}_7)_2$	—	—	$\text{Fe}(\text{HCr}_2\text{O}_7)_3$
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$(\text{MgOH})_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	MgCr_2O_7	$[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{FeOHCr}_2\text{O}_7$	$\text{Fe}_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)_3$

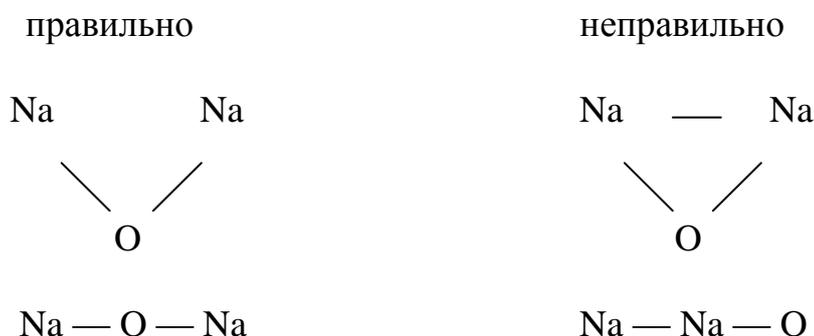
2.1.2.3. Графические формулы

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

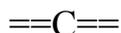
– **каждый** атом обозначается **символом** своего элемента, так что химических знаков элемента в графическом изображении столько, сколько соответствующих атомов,

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

Посмотрим на графические формулы оксида натрия Na_2O :



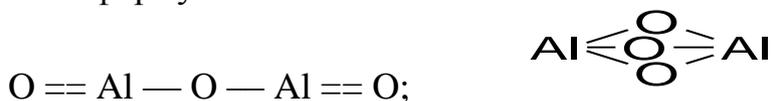
Представим графически формулу CO_2 . Перед построением графической формулы целесообразно **определить степени окисления** атомов, входящих в состав молекулы. Так в молекуле CO_2 атом углерода четырехвалентен, имеет степень окисления $4+$; кислород двухвалентен, $2-$. От символа «С» должно исходить 4 черточки:



В электронейтральной молекуле все валентные связи должны быть «замкнуты». Значит, два атома О «замкнут» по две черточки каждый:



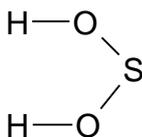
Для некоторых оксидов возможно несколько равноценных вариантов построения графических формул:



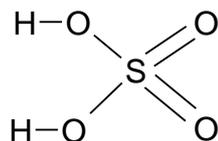
При написании графических формул кислородных **кислот** необходимо **определить степень окисления центрального атома** по известным степеням окисления кислорода ($2-$) и водорода ($1+$). Число валентных черточек около каждого атома должно отвечать степени его окисления. Следует помнить, что водород соединяется с центральным атомом только через кислород, т.е. в кислородных кислотах присутствуют группы ОН. Именно с этих групп, связанных с элементом, образующим кислоту, и удобно начинать составление графической формулы кислоты.

ПРИМЕР 6: Изобразить графически формулу серной кислоты H_2SO_4 .

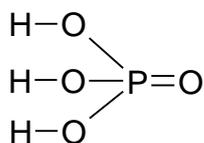
В молекуле серной кислоты 2 атома водорода, значит в ней присутствуют 2 гидроксильные группы ОН. Соединим их с атомом серы «S»



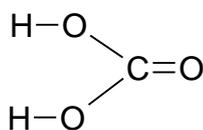
Для завершения графического изображения добавим к атому серы оставшиеся атомы кислорода (их два), используя двойные связи



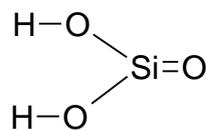
Формула завершена. Ниже приводятся графические формулы некоторых кислот



ортофосфорная H_3PO_4

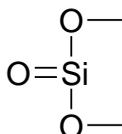


угольная H_2CO_3

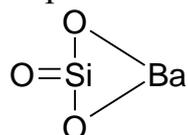


кремниевая H_2SiO_3

Изображение графических формул солей удобнее начинать с построения кислотного остатка. Например, для силиката бария BaSiO_3 кислотный остаток получаем, учитывая, что это остаток кремниевой кислоты, он имеет вид



В отличие от электронейтральной молекулы кислоты, он потерял два атома водорода. Этот кислотный остаток обеими своими свободными связями в молекуле BaSiO_3 связан с атомом бария, который имеет степень окисления $2+$



Построение графической формулы кислоты – наиболее сложная задача, равноценная детской игре с пазлами. Предлагается следующая последовательность действий. Надо использовать **все атомы**, входящие в формулу; надо обеспечить их **соединение в единое целое**, но так, чтобы положительно заряженные атомы «рукопожимались» только с отрицательно заряженными. При этом количество валентных черточек, исходящих из каждого атома, должно соответствовать его степени окисления (заряду).

2.1.3. Вопросы для самопроверки темы 1.1

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.

2.1.4. Задания для самостоятельной работы

Упражнение 1. Рассчитайте степени окисления выделенных элементов в соединениях: HCl , HClO , NO , N_2O_5 , HNO_2 , H_2SiO_3 . Закрепите в своем сознании тот факт, что **молекула электронейтральна, водород имеет заряд $+1$, а кислорода -2** . Сверьте свои результаты с правильными ответами: -1 , $+1$, $+2$, $+5$, $+3$ и $+4$, соответственно.

Упражнение 2. Составьте формулы высших оксидов калия, бария, бора, кремния, фосфора, селена, марганца. Заодно познакомьтесь с символами этих элементов. Сверьте свои результаты с правильными ответами: K_2O , BaO , B_2O_3 , SiO_2 , P_2O_5 , SeO_3 , Mn_2O_7 .

Упражнение 3. Воспользовавшись таблицей растворимости, составьте формулы оксидов лития, стронция, цинка, свинца, железа (III) и железа (II). Вы увидели, что в двусмысленных случаях (как с Fe) в условии задается конкретизация. Сверьтесь с правильными ответами: Li_2O , SrO , ZnO , PbO , Fe_2O_3 , FeO .

Упражнение 4. Составьте формулы оксидов выделенных элементов, соответствующих соединениям: $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$, $HCrO_2$, $H_2Cr_2O_7$, HNO_2 , HNO_3 , H_2CO_3 , $HCOOH$. Почувствуйте полигамию этих элементов по отношению к своей степени окисления. Сверьтесь с правильными ответами: Cl_2O_3 , Cl_2O_5 , Cl_2O_7 , Cr_2O_3 , CrO_3 , N_2O_3 , N_2O_5 , CO_2 , CO .

Упражнение 5. Составьте формулы ниобиевой, циркониевой и хромовой кислот, соответствующих их высшим оксидам. Здесь нарочно подобраны мало знакомые элементы, чтобы можно было убедиться в отсутствии необходимости запоминания формул. Сверьтесь с правильными ответами: $HNbO_3$, H_2ZrO_3 , H_2CrO_4 .

Упражнение 6: составьте формулы всех солей, которые можно получить из гидроксида кальция и угольной кислоты. Используя таблицу П1 из приложения 1, дайте названия этим солям.

Ответ: $Ca(HCO_3)_2$, $CaCO_3$, $(CaOH)_2CO_3$.

Упражнение 7. Постройте графические формулы высших оксидов Si, V, W, В.

Упражнение 8. Постройте графические формулы $Mg(NO_3)_2$, $MgSO_4$, $AlPO_4$, $Ca_3(PO_4)_2$, $NaBO_2$

2.2. Модуль 2. «Строение атома и периодический закон. Химическая связь»

2.2.1. Тема 2.1. Строение атома и периодический закон Д. И. Менделеева

2.2.1.1. Краткое содержание темы 2.1

Ключевая роль строения атома в химии. Периодическая система Менделеева – основной закон химии. Энергетические уровни и подуровни атома, их квантовые числа. Атомные орбитали, конфигурация электронных орбиталей и их расположение в пространстве. Заполнение электронных уровней и подуровней в реальных атомах. Принцип Паули, принцип минимизации энергии, правило Хунда. Электронные и электронно-структурные формулы элементов. Современная формулировка периодического закона. Основные физические и химические свойства элементов и закономерности их изменения в периодической системе. Общенаучное и философское значение периодического закона как инструмента систематизации химической информации, средства ее интерпретации и предсказания свойств соединений. Предсказания свойств элементов Менделеевым. Синтез новых элементов и предсказания их свойств. Научный подвиг Менделеева.

2.2.1.2. Методические указания по изучению темы 2.1

При изучении этого материала следует усвоить современные взгляды на «корпускулярно - волновое состояние» электрона в атоме, вероятностный харак-

тер распределения плотности электронного облака и квантование поведения электрона по энергии, формам орбиталей и их положению в пространстве. Поскольку каждый электрон в атоме характеризуется собственным набором квантовых чисел, то они помогают показать распределение электронов в атоме.

Конечным результатом изучения этой темы является умение составить электронную формулу любого атома, выявить его валентность и возможные степени окисления.

Для написания электронных формул удобно пользоваться следующими правилами и порядком действия:

- 1) определяем общее количество электронов элемента (оно равно его порядковому номеру в периодической системе);
- 2) определяем число электронных уровней (оно соответствует номеру периода, в котором расположен элемент);
- 3) определяем количество электронов внешнего слоя (оно равно номеру группы для элементов главных подгрупп (А-группа) или равно 2 электронам для элементов побочных подгрупп (В-группа) за исключением I В-группы и некоторых элементов VI В и VIII В-групп);
- 4) размещаем электроны по отдельным уровням (максимальное количество электронов на 1, 2, 3, 4 уровнях равно соответственно 2, 8, 18, 32);
- 5) обозначаем номер уровня большой цифрой (1, 2...; и т. д.), подуровни буквами (s, p, d, f), а число электронов в данном уровне надстрочным индексом (в виде показателя степени). Записываем электронную формулу.

Очень важно помнить, что максимальное количество электронов подуровня одинаково на всех уровнях: так, s-подуровень может содержать не более 2-х электронов, p — не более 6, d — не более 10 электронов, а f — не более 14. Обратите внимание на то, что этот ряд образует арифметическую прогрессию с разностью 4 (2, 6, 10; 14).

При графическом изображении орбиталь (энергетическая ячейка, вмещающая 2 электрона) принято изображать в виде клеточки (\square) или черточки (—), электрон — стрелкой (\uparrow), направление которой связано со знаком спинового квантового числа.

Например, для хлора общее число электронов равно 17, количество электронных слоев — 3 (номер периода), во внешнем слое у хлора 7 электронов (номер группы), электронная формула хлора $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

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. Металлы проявляют только положительные степени окисления в своих соединениях и никогда электронов не принимают. Металличность элемента характеризуется легкостью отдачи им электронов. Неметалличность проявляется тем сильнее, чем труднее элементы отдают свои электроны и чем охотнее их присоединяют.

Таким образом, металличность или неметалличность элемента характеризуется энергией взаимодействия внешних валентных электронов с ядром атома. Она зависит от таких характеристик атома, как число электронов на внешней оболочке, радиус атома и заряд ядра атома.

Для описания свойств элемента по его положению в периодической системе необходимо рассматривать изменение каждой из этих характеристик в периодах и группах, так как их влияние на металличность или неметалличность элемента может быть направлено в противоположные стороны.

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. Поэтому металлические свойства в периодах слева направо ослабевают. Заметим, что в четных рядах больших периодов не происходит увеличения числа электронов на внешней оболочке. Ослабление металлических свойств слева направо здесь более постепенное, так как объясняется только увеличением заряда ядра и уменьшением радиуса атома.

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 радиуса атома преобладает над увеличением притяжения электрона за счет возрастания заряда ядра. В этих подгруппах сверху вниз металлические свойства усиливаются. В побочных подгруппах, где расположены элементы четных рядов больших периодов, эти эффекты практически взаимно компенсируются. Поэтому в побочных подгруппах сверху вниз не происходит усиления металлических свойств элементов.

Отметим, что изменение характера окислительных или восстановительных свойств элементов соответствует изменению их неметалличности или металличности.

Свойства оксидов различных элементов принято определять в зависимости от кислотного, основного или амфотерного характера образуемых ими гидроксидов.

В общем случае, чем сильнее выражены неметаллические свойства элемента, тем сильнее проявляются кислотные свойства его гидроксида.

Для одного и того же элемента с увеличением степени окисления кислотный характер его гидроксида увеличивается, т. к. в молекуле соответствующего гидроксида ионы водорода «выталкиваются» все сильнее. Рассмотрим это на примере такого «поливалентного» элемента, как марганец. Марганец — металл и проявляет положительные степени окисления: 2, 3, 4, 6, 7. Образуемые марганцем оксиды: MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , MnO_3 и Mn_2O_7 . В этом ряду ослабевают основные свойства и усиливаются кислотные. Соответствующие этим оксидам гидроксиды носят следующий характер: $Mn(OH)_2$ — основные свойства; $Mn(OH)_3$ — амфотерные свойства с преобладанием основных; $Mn(OH)_4$, (H_2MnO_3) - амфотерные свойства с преобладанием кислотных; H_2MnO_4 - кислотные свойства; $HMnO_4$ — активные кислотные свойства.

Изложенные закономерности должны служить основой для самостоятельной характеристики любой группы или подгруппы периодической системы. Рассмотрим, как это следовало бы сделать для главной подгруппы VII группы. В этой подгруппе расположены галогены F, Cl, Br, I и At — элементы, замыкающие вме-

сте с благородными газами соответствующие периоды. Все они имеют на внешней оболочке 7 электронов, наименьший в своих периодах радиус атомов и является типичными неметаллами с высокой химической активностью. Попутно отметим, что элементы, расположенные в середине периодов, имеют меньшую активность (сравните, например, элементы главной подгруппы IV группы с элементами I, II или VI и VII групп, химически пассивны также элементы побочных подгрупп I и VIII групп).

Поскольку галогены — типичные неметаллы, то их оксиды и гидроксиды имеют, в основном, кислотный характер. Сила кислот (то есть способность к диссоциации с отщеплением иона H^+) для одного и того же галогена с увеличением степени окисления увеличивается. Так, в ряду кислот $HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$, в которых степени окисления хлора соответственно равны +1, +3, +5, +7, происходит значительное усиление кислотной функции (не путать с окислительной); так что $HClO$ — слабая кислота, а $HClO_4$ — самая сильная из всех кислородных кислот хлора.

При одинаковой степени окисления в ряду Cl , Br , I происходит ослабление кислотной функции их оксидов и гидроксидов. Так, в ряду оксидов Cl_2O , Br_2O , I_2O и соответствующих им гидратов свойства изменяются так, что $HClO$ — слабая кислота, а HIO — носит амфотерный характер.

В соответствии с усилением металличности в группе галогенов сверху вниз устойчивость водородных соединений падает от HF к HI . Все водородные соединения галогенов являются полярными веществами и в растворах обладают кислотными свойствами. С точки зрения электролитической диссоциации сила галогеноводородных кислот зависит от прочности связи водород — галоген. Поскольку радиус атома увеличивается от F к I , то прочность связи водород — галоген в этом направлении ослабевает, а соответствующие водородные соединения будут в растворе усиливать свои кислотные свойства в ряду HF , HCl , HBr , HI .

Восстановительные свойства водородных соединений галогенов усиливаются от HF к HI . С ростом радиуса ион X^- все легче будет отдавать электроны. Это совпадает с возрастанием металличности и уменьшением прочности водородных соединений сверху вниз.

Из общих (термодинамических) соображений следует ожидать, что окислительная способность элементов усиливается с возрастанием положительной степени окисления каждого элемента. Однако, вообще говоря, окислительные свойства зависят также от устойчивости соответствующих соединений. Так, при оценке окислительной способности кислородных соединений, например, хлора, необходимо учитывать неустойчивость его в промежуточных валентных состояниях. Поэтому в ряду $HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$ окислительная способность уменьшается. Некоторые авторы объясняют это еще и влиянием кинетических соотношений.

2.2.1.3. Вопросы для самопроверки

1. Какие вы знаете элементарные частицы? Укажите их основные характеристики.
2. Что такое радиоактивность? Какие виды радиоактивных излучений вам известны?

3. Укажите средние размеры атома. Во сколько раз отличаются размеры ядер от размеров атомов?
4. Какие квантовые числа характеризуют энергию электрона в атоме в отсутствие внешних электрических и магнитных полей?
5. Каков порядок заполнения орбиталей? Сформулируйте правило Гунда. Какова форма *s*- и *p*-электронных орбиталей?
6. Какое максимальное количество электронов может размещаться на 1*s*, 2*s*, 3*s*-подуровнях? Чему равен угол между *p*-орбиталями в атоме?
7. Дайте современную формулировку периодического закона Д. И. Менделеева. Как его формулировал сам Д. И. Менделеев?
8. Что такое периодичность? В чем причина периодического изменения свойств элементов? Какие главнейшие свойства элементов меняются периодически?
9. Каков физический смысл номера периода, номера группы? Дайте определение понятиям: группа, период, семейство.
10. Что такое потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность?
11. Как изменяются металлические свойства элементов в периодах и группах периодической системы? Укажите самый активный металл.
12. Как изменяется характер гидроксидов элементов в периодах и группах периодической системы?

2.2.1.4. Задания для самостоятельной работы

1. Сколько химических элементов известно?
2. В какой группе периодической системы находится водород?
3. Чем определяется число химических элементов в каждом периоде?
4. Почему в 3-м периоде число элементов 8, а не 18, если на 3-м энергетическом уровне может находиться 18 электронов?
5. Что общего у элементов Cl и Mn или S и Cr, что позволяет помещать их в одну группу периодической системы (VII и VI соответственно)?
6. Что отличного у элементов Cl и Mn, или S и Cr, находящихся в одной группе периодической системы (VII и VI соответственно), что заставляет помещать их в разные подгруппы (A и B соответственно)?

2.2.2. Тема 2.2. Химическая связь и строение молекул

2.2.2.1. Краткое содержание темы 2.2

Типы химической связи: ионная, ковалентная, металлическая. Полярность связи. Степень ионности связи и электроотрицательность образующих её элементов. Метод валентных связей. Степень перекрывания атомных орбиталей как мера прочности связи σ и π - связи, соответствующие им способы перекрывания атомных орбиталей. 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.

2.2.2.2. Методические указания по изучению темы 2.2

Рассмотрим требуемые навыки на примере.

7. Приведите примеры соединений, в которых между атомами имеется одинарная связь, двойная связь, тройная связь. (Это должны быть связи не только между атомами углерода в органических соединениях!)
8. Орбитальные модели молекул на примере H_2S , PCl_3
9. Гибридизация атомных орбиталей и геометрия молекул BeF_2 , BH_3 , CH_4 .
10. Из следующего списка выделите полярные молекулы (их три) и мотивируйте ваш выбор: CH_4 , NH_3 , H_2O , BeF_2 , AlCl_3 , H_2S .

2.3. Модуль 3. «Основные законы химических превращений»

2.3.1. Тема 3.1. Химическая кинетика

2.3.1.1. Краткое содержание темы 3.1

Важнейшие понятия химической кинетики. Скорость химической реакции и факторы, влияющие на нее (природа реагирующих веществ их концентрация, температура, катализаторы). Порядок реакций. Закон действующих масс. Его вероятностный вывод. Константа скорости химической реакции. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа.

Энергия активации. Уравнение Аррениуса Гомогенный и гетерогенный катализ. Его роль в промышленности и физиологии.

2.3.1.2. Методические указания по изучению темы 3.1

Химические реакции осуществляют для получения необходимых веществ или энергии за счет их протекания. Рассмотрение реальности протекания химического процесса следует проводить с двух позиций — энергетической и кинетической. Сначала необходимо оценить, возможна ли вообще данная реакция в заданных условиях. Анализ энергетических соотношений показывает, что самопроизвольно протекают процессы в сторону наиболее вероятного состояния систем. В частности, в результате таких процессов энергия выделяется и система переходит в состояние с меньшей энергией. В практике, однако, обнаруживается, что некоторые из таких процессов протекают настолько медленно, что их невозможно использовать. Поэтому рассмотрение способов и путей влияния на скорость процесса существенно для его практической реализации.

Изменения энергии в системе связаны количественно с константой равновесия, которая определяет теоретический выход продуктов реакции.

Предлагаемые ниже вопросы для самопроверки могут служить одновременно и планом изучения данной темы.

2.3.1.3. Вопросы для самопроверки

1. Дайте определение понятию «скорость химической реакции». В каких единицах она измеряется? Какие факторы влияют на скорость химической реакции?
2. Сформулируйте закон действия масс. Приведите примеры того, как аналитически (уравнением) можно записать закон действия масс для реакций, протекающих в гомогенной и гетерогенной системах.
3. Что такое константа скорости химической реакции, от каких факторов она зависит?

4. Сформулируйте правило Вант-Гоффа. Дайте пример расчета изменений скорости реакции при повышении или понижении температуры с использованием этого правила.

5. Почему часть столкновений между молекулами не приводит к протеканию реакции? Что такое энергия активации?

6. Как можно объяснить механизм действия катализаторов при гомогенном катализе, гетерогенном катализе?

2.3.1.4. Задания для самостоятельной работы

1. Зависит ли скорость растворения цинка в серной кислоте от степени его измельчения? (*Ответы как «да», так и «нет» неправильные. Решение зависит от выбора определения понятия скорость реакции. Какие здесь возможности?*)

2. Константу скорости реакции иногда называют «удельной» скоростью». Говорят также, что константа скорости — это скорость реакции, когда произведение концентраций в кинетическом уравнении равно 1. Почему это неправильно? (*Сравните размерности константы скорости реакции и скорости реакции.*)

3. Как изменится скорость реакции $2 \text{NO} + \text{O}_2 = 2 \text{NO}_2$ при понижении давления в 2 раза? (*уменьшится в 8 раз.*)

2.3.2. Тема 3.2. Химическое равновесие

2.3.2.1. Краткое содержание темы 3.2.

Прямые и обратные реакции. Условие динамического равновесия реакции. Равновесные концентрации реагентов и продуктов. Константа равновесия. Смещение равновесия при изменении концентрации, температуры и давления. Принцип Ле Шателье. Основные понятия и законы химической термодинамики. Минимизация свободной энергии реакции. Химическое равновесие, как простейшая модель биологических и социальных равновесных процессов.

2.3.2.2. Методические указания по изучению темы 3.2

Обращаем особое внимание на обратимость химических процессов, позволяющую вывести математическое уравнение для константы равновесия из кинетических характеристик. Учитываем отличие равновесной концентрации реагента от его исходной, текущей, конечной. Существенной характеристикой химического равновесия является его подвижность. То есть – постоянное протекание процесса в обе стороны. Для сравнения: когда на весах мы уравновесили какой-то груз (физическое равновесие, пусть даже не очень устойчивое), то процесс не идет: частицы веществ не «прыгают» с одной чашки весов на другую). Рассмотрение равновесных процессов и возможностей их смещения имеет особое значение в смысле предсказательности событий. При этом химическая модель равновесий наиболее математизирована в силу ограниченного числа влияющих на него параметров (температура, концентрация, давление). В биологических, экономических, социальных процессах все менее управляемо в силу большого количества характерных параметров. Но рассмотрение смещения химического равновесия учит механизму рассмотрения всех равновесий вообще.

2.3.2.3. Вопросы для самопроверки

1. Чем характеризуется состояние химического равновесия? Какие величины, характеризующие прямую и обратную реакции при химическом равновесии, равны друг другу?
2. Приведите примеры обратимых и необратимых процессов. Как связана константа равновесия с константами скоростей прямого и обратного процесса?
3. Какие факторы влияют на положение равновесия в гомогенных жидких и газообразных системах? Как они влияют?

2.3.2.4. Задания для самостоятельной работы

1. 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. В каких единицах выражают концентрации веществ, входящих в выражение для константы равновесия?
3. Большая величина константы равновесия отвечает сдвигу равновесия в сторону прямой или обратной реакции?

2.4. Модуль 4. «Водные растворы»

2.4.1. Тема 4.1. Растворы электролитов. Способы выражения концентрации растворов

2.4.1.1. Краткое содержание темы 4.1

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. Амфотерные электролиты.

2.4.1.2. Методические указания по изучению темы 4.1

Во всех учебниках описательная часть про свойства растворов представлена одинаково хорошо. Так что планом изучения могут служить вопросы для самопроверки.

Специальных навыков и внимания требует умение разбираться с задачками на концентрацию растворов. Как и в большинстве химических задач здесь очень важно правильное использование определений и единиц измерения.

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 (в ряде хим. изданий сохраняется старое название: нормальная концентрация) 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. Контролируется это согласованием единиц измерения в «столбиках» составляемых пропорций.

Количество растворенного вещества выражают в граммах m_r , в молях n_m , в молях эквивалента $n_э$.

Количество раствора выражают в граммах G , в миллилитрах V .

Связь между этими величинами:

$$n_m = \frac{m}{M} \quad (1)$$

$$\underline{\hspace{2cm}} n_э = \frac{m}{Э} \quad (2)$$

где M и $Э$ — молекулярная и эквивалентная массы, соответственно,

$$\rho = \frac{G}{V} \quad (3)$$

где ρ — плотность раствора.

Задачи на пересчет из одной концентрации в другую являются составным этапом большинства задач, включающих свойства растворов.

ПРИМЕР 8. Найти молярную концентрацию 10 % раствора сахарозы. Плотность раствора 1,08 г/мл. Формула сахарозы — $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Запишем условие задачи так, чтобы было ясно, какие количества вещества нам даны:

	<i>Количество растворенного вещества</i>	_____	<i>Количество раствора</i>
Спрашивается:	X_m	_____	1000 мл
Дано:	10 г	_____	100 г

«Столбики» этой записи сознательно отклонены от «вертикалей» вследствие различия единиц измерения. Это сразу определяет необходимость дополнительных предварительных действий:

а) выясним, какое количество молей в 10 г сахарозы (можно использовать формулу 1)

$$n_m = \frac{m}{M} = \frac{10}{342} \text{ моль}$$

б) вычислим массу 1000 мл раствора (можно использовать формулу 3):

$$G = 1,08 \cdot 1000 \text{ г}$$

Пропорция для решения задачи будет иметь вид:

$$X_m \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 1000 \text{ мл} = 1,08 \cdot 1000 \text{ г}$$

$$\frac{10}{342} \text{ моль} = 10 \text{ г} \quad \underline{\hspace{2cm}}$$

100 г

Решаем ее, используя строгие «вертикали» с совпадающими единицами измерения:

$$x_m = \frac{(10/342) \cdot 1,08 \cdot 1000}{100} = 0,315 \text{ моль/л}$$

ПРИМЕР 9. Найти процентную концентрацию (массовую долю) 0,1 н H_2SO_4 ($\rho = 1,03$)

Исходная пропорция:

	<i>Количество растворенного вещества</i>	<i>Количество раствора</i>
Спрашивается:	X_2	100 г
Дано:	0,1 моль – экв	1000 мл

С учетом эквивалента H_2SO_4 (49) и плотности раствора:

X_r	100 г
$49 \cdot 0,1 \text{ г} = 0,1 \text{ моль – экв}$	$1,03 \cdot 1000 \text{ г} = 1000 \text{ мл}$

Получаем:

$$x = \frac{49 \cdot 0,1 \cdot 100}{1,03 \cdot 1000} = 0,475 \text{ г}$$

2.4.1.3. Вопросы для самопроверки

1. Всякий раствор является смесью, но не всякая смесь — раствор. Что у них общего? Чем они отличаются?
2. Образование как химических соединений, так и растворов сопровождается тепловыми эффектами. А что отличает растворы от химических соединений.
3. Каковы причины образования растворов? Какова природа взаимодействия веществ в растворах? Тепловые эффекты растворения.
4. Что такое электролитическая диссоциация? Какова роль растворителя в процессе электролитической диссоциации? Какие вещества называются электролитами, неэлектролитами?

2.4.1.3. Задания для самостоятельной работы

1. Что называется степенью электролитической диссоциации? Как зависит степень электролитической диссоциации от концентрации и температуры раствора?
2. Что такое константа диссоциации? От каких факторов она зависит? Какова взаимосвязь между степенью диссоциации и константой диссоциации? Активность и коэффициент активности иона.
3. Какие соединения называются кислотами и основаниями с точки зрения электролитической диссоциации? Чем обуславливается сравнительная сила кислот и оснований?
4. Какие гидроксиды называются амфотерными? Напишите примеры уравнений их взаимодействия с кислотами и щелочами в ионной форме.

5. Что называется ионным произведением воды? Чему оно равно? В каких единицах оно выражено? Как влияет температура на ионное произведение воды?

6. Что такое рН, рОН? Какими величинами рН характеризуется нейтральная, кислая и щелочная среда? Как рассчитывать рН растворов сильных и слабых кислот и оснований?

2.4.2. Тема 4.2. Диссоциация воды. Гидролиз солей

2.4.2.1. Краткое содержание темы 4.2

Обратимый характер диссоциации воды. Константа равновесия. Концентрация воды в воде. Ионное произведение воды. Водородный показатель, рН и рОН. Способы расчета и измерения рН. Понятие о буферных растворах

Реакции ступенчатого гидролиза солей, образуемых слабыми и сильными кислотами и основаниями, рН растворов гидролизующихся солей. Факторы, влияющие на гидролиз. Роль солевого баланса в физиологии.

2.4.1.2. Методические указания по изучению темы 4.2

Вода — самое важное и распространенное химическое соединение. Трудно преувеличить необходимость знания ее неоспоримых свойств. Важно ориентироваться в обратимости характера ее диссоциации, возможности смещения равновесия в прямую или обратную сторону. Константа диссоциации воды при комнатной температуре $1,8 \cdot 10^{-16}$ свидетельствует о том, что вода — один из самых слабых электролитов. Но следует иметь в виду, что *относительно* малая доля продиссоциировавших молекул воды все таки приводит к значительному количеству образующихся ионов. Так, в чистой воде при рН = 7 имеется 10^{-7} моль ионов водорода. С учетом числа Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$ частиц в одном моле) получаем, что в литре воды мельтешит порядка 10^{16} ионов водорода и столько же гидроксильных ионов. Это по абсолютной величине очень большие количества, и они в первую очередь определяют химические свойства и соответствующее поведение воды в химических, биологических, геологических, атмосферных и прочих процессах. Именно поэтому так важен контроль и регулирование рН в физиологических жидкостях, в почве, в осадках, не говоря уже о химических процессах с участием воды.

Основные затруднения при расчетах рН сейчас легко решаются с помощью калькуляторов, позволяющих проводить пятое арифметическое действие — логарифмирование.

Ввиду особой важности гидролиза в регулировании биологических процессов следует четко отработать навыки написания уравнений гидролиза соли после проработки по учебнику.

Гидролиз солей

Гидролиз — это обратимое взаимодействие солей с водой с образованием слабого основания или слабой кислоты

Поставим себе задачу составления уравнений гидролиза только по первой ступени (наиболее реальной в обычных условиях). Рекомендуемая последовательность действий:

- а) составить уравнение диссоциации соли;
- б) выяснить, по какому иону идет гидролиз.

Это и есть сугубо химический аспект гидролиза, так как составления уравнений – скорее арифметические действия (подсчет зарядов, вычисление коэффициентов и пр.).

Гидролизу подвергаются анионы слабых кислот и катионы слабых оснований. Вспомним, что слабые электролиты – это те, которые плохо растворимы или плохо диссоциируют. Для определения «слабости» электролитов, соответствующих ионам соли, используем справочные данные: таблицу степеней диссоциации электролитов и таблицу растворимости солей и оснований (см. приложения). Эти таблицы можно использовать даже во время экзамена, как любые справочные данные. Полезно привыкнуть к их постоянному использованию. Важно в данном случае, интересоваться растворимостью не соли, а растворимостью основания, которое соответствует этой соли.

Так, соли Li_2S , Na_2CO_3 , K_3PO_4 , BaSO_3 образованы сильными основаниями и слабыми кислотами, а значит гидролизуются по аниону. «Слабость» кислот видна из таблицы их диссоциации.

Соли CuCl_2 , MgBr_2 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, MnSO_4 образованы слабыми основаниями и сильными кислотами. Их гидролиз идет по катиону. «Слабость» оснований, то есть их плохая растворимость, видна из таблицы растворимости.

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 же NaNO_3 , K_2SO_4 , LiCl практически не гидролизуются, поскольку им соответствуют сильные основания и кислоты.

Итак, чаще всего силу кислот оцениваем по степени диссоциации, а силу оснований – по растворимости.

в) составляем для гидролизующегося иона уравнение реакции его взаимодействия с водой (с **одной** молекулой воды, так как речь идет о первой ступени). При этом к катионам (положительные частицы) присоединяем заимствованный из воды ион гидроксила (отрицателен, заряд -1), а к анионам - положительный ион водорода. Грамотно алгебраически (с **учетом знаков**) суммируем заряды слившихся частиц для определения зарядов продуктов. Полученное таким образом уравнение и будет сокращенным **ионным уравнением гидролиза**. Оно определяет наступающее в растворе равновесие и характеризуется собственной константой равновесия;

г) записываем уравнение гидролиза в молекулярном виде. При этом в основу берется ионное уравнение (пункт в), а для составления нейтральных молекул используются ионы, находящиеся в растворе.

ПРИМЕР 10: Составим уравнение гидролиза сульфата меди, CuSO_4 :

а) записываем **диссоциацию** соли:



б) из вышеуказанных таблиц выясняем, что иону Cu^{2+} соответствует слабое основание, а иону SO_4^{2-} – сильная кислота, значит, **гидролиз идет по катиону Cu^{2+}**

в) проводим собственно **гидролиз**, то есть взаимодействие с водой



Естественно, что положительный ион Cu^{2+} «вырвет» из воды отрицательную часть - ион OH^- . Этот ион (OH^-) покинет молекулу воды и примкнет к Cu^{2+} . От

«овдовевшей» молекулы воды в растворе останется «одиноким» ион H^+ . Заряд образовавшегося иона $CuOH^+$ определен из суммирования зарядов Cu^{2+} и OH^- : $(+2 - 1) = +1$.

Уравнение (2) является уравнением гидролиза нашей соли **в ионной форме по первой ступени**. Из него видно, что в результате реакции в растворе образуются ионы H^+ . Это определяет кислую реакцию среды. Если бы в свободном виде образовывались ионы OH^- , то среда была бы щелочная. А если количество ионов H^+ и OH^- в растворе одинаково, как в чистой воде, то среда нейтральная.

2) при составлении уравнения в молекулярной форме ставим задачу превратить все ионы уравнения (2) в молекулы, т.е. в электронейтральные частицы. Для этого надо объединить **каждый** положительный ион уравнения (2) с каким-нибудь отрицательным. Чтобы в этом не запутаться, запишем в сторонке (можно изобразить колбу или тазик) список частиц нашей системы. Используем для этого уравнения (1) и (2). Выписка дает:

Cu^{2+} и SO_4^{2-} из уравнения (1) $CuSO_4$ не выписываем. Его в растворе нет, т.к. он распался на ионы при растворении.
 Cu^{2+} , HOH , $CuOH^+$ и H^+ из уравнения (2). Ионы Cu^{2+} повторились

Сопоставив этот «коллектив» с уравнением (2), после внимательного рассмотрения зарядов (нарядов) видим, что на нейтрализацию положительно заряженных ионов из уравнения (2) способны только отрицательные ионы SO_4^{2-} . Других отрицательных ионов в растворе нет, а использование надуманных частиц типа OH^- или Cl^- будет нелегитимным. Их ведь нет в «выписанном коллективе». С учетом зарядов ионов-партнеров определяем подстрочные индексы и составляем молекулы (как бы «прародительницы»), соответствующие ионам уравнения (2). Получаем



а затем подбираем необходимые коэффициенты



Это и будет окончательное **уравнение гидролиза** нашей соли **в молекулярной форме** по первой ступени. Отметим, что уравнение (3) менее информативно, чем уравнение (2). Оно менее четко отображает химизм процесса, а реакцию среды из него можно установить, лишь тщательно всмотревшись для обнаружения наличия в продуктах реакции кислоты. В уравнении (2) ионы водорода сразу бросаются в глаза, «сообщая», что среда кислая.

Напоминаем, что в растворе реально существуют ионы H_3O^+ , а не H^+ .

Управление гидролизом

Равновесие гидролиза так же, как и любое химическое равновесие, подвижно и направление смещения определяется принципом Ле Шателье. Одна из формулировок этого всеобъемлющего принципа гласит: *если на равновесную систему оказано внешнее воздействие, то равновесие смещается в сторону, ослабляющую это воздействие...*

Пусть, развлекаясь, мы добавили в равновесную систему (2) какой-либо **кислоты**. Наше внешнее воздействие свелось к тому, что повысилась концентрация ионов H^+ . Система, в соответствии с принципом Ле Шателье старается ослабить это воздействие. Она не может «выставлять пикеты, митинговать или откупиться». У нее всего лишь три возможности – двинуть процесс влево, двинуть процесс вправо или затаиться, ничего не делая. К ослаблению воздействия, то есть к уменьшению концентрации ионов водорода приведет смещение равновесия влево. Система и будет это делать до установления нового равновесия при новых равновесных концентрациях.

Продолжая свои эксперименты, предположим, что нам ужас как интересно выяснить, в какую сторону сместится равновесие (2) при добавлении к равновесной системе **щелочи**. Щелочь вводит в нашу систему «ударную» группировку ионов OH^- . В нашей равновесной системе (2) таких ионов нет ни слева, ни справа. Но система может, направить процесс вправо для усиленного командирования «омоновцев» в виде ионов H^+ . Ионы водорода, вступая в боевой контакт с ионами OH^- , превратят их в нейтральную воду, и концентрация гидроксильных пришельцев понизится. Значит, в соответствии с принципом Ле Шателье воздействие щелочи будет ослаблено. Эти приемы мы можем использовать на практике, например с целью обеспечения сохранности растворов солей. В зависимости от состава соли мы можем подавлять гидролиз путем подкисления или подщелачивания растворов.

Если мы **повышаем концентрацию** исходной соли (в случае уравнения 2 это повышение концентрации ионов Cu^{2+}), то и гидролиз усилится, стремясь по принципу Ле Шателье ослабить воздействие, уменьшая количество ионов меди.

Разбавление раствора **водой** в нашем случае также приведет к усилению гидролиза. Разбавление приводит (как и понижение давления в газообразных системах) к снижению концентраций **всех** растворенных частиц. Предположим, мы раствор (4) разбавили вдвое. Концентрация частиц левой части - это ионы Cu^{2+} (молекулы воды не считаем, так как их количество в единице объема практически не изменится) уменьшится вдвое. В правой части - концентрация $CuOH^+$ при нашем разбавлении уменьшится вдвое, и тоже вдвое уменьшится концентрация ионов H^+ . Таким образом, общее число частиц в правой части уменьшилось в 4 раза, а в левой - только в 2. Система просто обязана изо всех сил этому противодействовать. Она должна форсировать протекание того процесса, который увеличивает число растворенных частиц. А это дает только процесс, идущий слева направо.

Некоторое недоумение может вызвать то обстоятельство, что **и при разбавлении и, наоборот, при повышении концентрации соли** гидролиз усиливается. Ведь наши воздействия как бы противоположны, а смещение равновесия идет в одну и ту же сторону. Обратим внимание на то, что наши **воздействия** не противоположные, а просто **разные**. Меняя концентрацию исходной соли, мы воздействуем только на **один** вид частиц, а разбавляя раствор – мы действуем на **все** частицы. Проведем аналогию с любым газофазным равновесием. Введение или выведение одного из компонентов совсем не то, что повышение или понижение общего давления, если в системе есть другие газообразные вещества.

Отметим, что расчет степени гидролиза, т.е. доли гидролизованных молекул, показывает, что **разбавление существеннее влияет на гидролиз, чем повышение концентрации соли**. Поэтому, если мы хотим, чтобы раствор меньше гидролизовался, то, выбирая из двух золь меньше, отдадим предпочтение более концентрированным растворам.

Еще одним фактором, часто используемым для воздействия на равновесие гидролиза, является изменение температуры. Правильно ответить на вопрос о влиянии температуры на равновесие можно только тогда, когда известен тепловой эффект процесса. В уравнении (2) тепловой эффект не обозначен. Раскроем эту тайну. **Все реакции гидролиза идут с поглощением тепла. Это связано с тем, что в уравнениях типа (2) молекула воды – самая прочная. На ее разрыв (процесс гидролиза) требуется больше энергии, чем на обратный процесс, когда разрывается ион SiOH^+ . В результате суммарный тепловой эффект двух процессов будет отрицательным.**

Поскольку гидролиз эндотермичен, то повышение температуры ведет к его возрастанию (стремление системы ослабить воздействие путем поглощения тепла), а понижение температуры оказывает противоположное воздействие. Отсюда следует полезный вывод: чтобы уменьшить разрушение лекарства при хранении за счет гидролиза, его надо хранить в прохладном месте. Наоборот, для лучшего усвоения жирной пищи ее полезно разбавлять теплым чаем для улучшения гидролиза жиров.

2.4.1.3. Вопросы для самопроверки

1. Что называется ионным произведением воды? Чему оно равно? В каких единицах оно выражено? Как влияет температура на ионное произведение воды?
2. Что такое рН, рОН? Какими величинами рН характеризуется нейтральная, кислая и щелочная среда? Как рассчитывать рН растворов сильных и слабых кислот и оснований
3. Назовите основные случаи гидролиза солей.
4. В каких случаях в результате гидролиза получаются кислые, основные соли?
5. Что называется степенью гидролиза соли?
6. Какие факторы оказывают влияние на степень гидролиза?
7. Как зависит степень гидролиза от концентрации и температуры?
8. Что называется константой гидролиза?
9. Как зависит константа гидролиза от концентрации и температуры?

2.4.1.4. Задания для самостоятельной работы

1. Чем определяется характер и рН среды в результате гидролиза?
2. Может ли в результате гидролиза быть нейтральная среда?
3. В растворе какой соли выше величина рН: KCN или K_2CO_3 ?
4. Составьте молекулярное уравнение гидролиза, отвечающее ионному:
$$\text{Fe}^{2+} + \text{HON} \leftrightarrow \text{FeOH}^+ + \text{H}^+$$
5. Какая соль сильнее подвержена гидролизу: FeCl_2 или FeCl_3 ?

2.5. Модуль 5. «Окислительно – восстановительные процессы»

2.5.1. Тема 5.1. Реакции окисления - восстановления

2.5.1.1. Краткое содержание темы 5.1

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

2.5.1.2. Методические указания по изучению темы 5.1

Реакции ионного обмена типа гидролиза обладают незначительной энергетикой. Их основная задача в физиологии и биологии – обеспечить необходимую среду для протекания сложных биохимических процессов. 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. Поскольку тут происходит как бы «погружение» вглубь атомов и молекул, то высвобождаются заметные энергетические возможности. Очень распространенной окислительно-восстановительной реакцией является процесс горения – топливо окисляется кислородом воздуха. Человек в процессе своей эволюции, освоив получение огня, произвел первую управляемую химическую реакцию. Ни одно животное нельзя назвать химиком, так как оно не может управлять химическими процессами.

Освоение этой темы дает ряд полезных упражнений, отражающих ранее рассмотренные правила подсчета зарядов, учета индексов атомов в молекулах, коэффициентов в уравнениях реакций, ознакомление с разнообразием соединений и возможностями их преобразований.

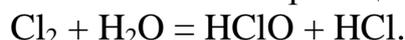
Повторите правила нахождения степеней окисления элементов в соединениях, тщательно проработайте по учебнику метод электронного баланса с целью выработки умения подбора коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях.

2.5.1.3. Вопросы для самопроверки

1. Что такое окислитель? Восстановитель?
2. Какой процесс называется окислением? Восстановлением?
3. Какое свойство является обязательным для проявления окислительных свойств?
4. Все металлы способны быть только восстановителями. Почему?
5. Что имеется в виду, когда говорят об особых свойствах серебра для обеспечения чистоты воды. Ведь серебро, как и все металлы не является окислителем. Что же очищает и стерилизует воду?

2.5.1.4. Задания для самостоятельной работы

1. Составьте электронный баланс для реакции горения угля.
2. Какое вещество обладает более сильными восстановительными свойствами H_2S или H_2Se ?
3. Укажите окислитель и восстановитель в реакции:



4. Определите валентность железа в соединениях: FeO, Fe₂O₃, FeCl₃, FeSO₄, H[FeCl₄], MgFe₂O₄, Fe₃O₄, FeS₂.

2.5.2. Тема 5.2. Химия и электрический ток

2.5.1.1. Краткое содержание темы 5.2

Равновесие металла с раствором его соли. Электродный потенциал. Гальванические элементы. Электрохимическая коррозия. Катодная и анодная защита. Аккумуляторы. Топливные элементы. Твердые кислород - ионные электролиты.

2.5.1.2. Методические указания по изучению темы 5.2

Каждый металл представляет собой конгломерат своих положительных ионов и нейтральных атомов, связанных за счет своеобразного «клея» - электронов, блуждающих в междоузлиях кристаллической решетки. При погружении любого металла в воду часть ионов (помним, что они положительные) переходит в раствор. В результате раствор заряжается положительно, а нерастворившаяся часть металла заряжена отрицательно за счет оставшихся нескомпенсированных электронов. В результате между металлом и раствором его ионов возникает разность потенциалов, называемая электродным потенциалом. Его величина зависит от активности металла: более активные металлы больше ионов посылают в раствор, от концентрации ионов в растворе (ее можно регулировать, вводя в раствор соль металла) и от других факторов. Различие электродных потенциалов служит основой для составления гальванических пар. На их основе составляются гальванические элементы, осуществляется защита от коррозии (окисления), разрабатываются методы разделения, очистки и выделения металлов из растворов.

2.5.1.3. Вопросы для самопроверки

1. Что такое катод, анод?
2. Как устроен простейший гальванический элемент?
3. Чем определяется направление тока в гальваническом элементе?

2.5.1.4. Задания для самостоятельной работы

1. Что такое химическая коррозия? Электрохимическая?
2. Какие способы защиты от коррозии вам известны?
3. Какое преобразование энергии происходит в топливном элементе?
4. Почему не все металлы можно получить электролизом их водных растворов?

2.6. Модуль 6. «Химия элементов»

2.6.1. Тема 6.1. Металлы и неметаллы. Комплексные соединения

2.6.1.1. Краткое содержание темы 6.1

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. Композиционные материалы

Сравнительная характеристика химических свойств элементов и их соединений на основе положения в периодической системе. Проблемы основного неорганического синтеза. Оптимизация применения удобрений.

Комплексные соединения.

2.6.1.2. Методические указания по изучению темы 6.1 *Комплексные соединения*

Формулы многих химических соединений выглядят так, как будто эти соединения состоят из молекул, способных к самостоятельному существованию. Например, сюда можно отнести встречающиеся в природе карналлит KMgCl_4 ($\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2$) и криолит Na_3AlF_6 ($3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$), соединения типа $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4$ ($\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$), так называемую желтую кровяную соль $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ ($4\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$), кристаллогидраты солей и множество других.

Почти всегда в структуре подобных соединений можно выделить группы, сохраняющиеся при химических превращениях, причем свойства входящих в них атомов существенно изменяются. Например, цвет водного раствора $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$ отличается от цвета водного раствора CuSO_4 , и при добавлении щелочи из аммиака не выпадает гидроксид меди. В кристаллах этой соли обнаружены частицы $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

Подобные группы атомов получили название *комплексов*, а содержащие их соединения – *комплексными соединениями*.

Дать формальное определение комплексной частицы трудно, поскольку оно должно соответствовать давно сложившимся в химии представлениям о простых и комплексных частицах. Поэтому нижеприведенное определение является довольно сложным.

Комплексом, или комплексной частицей, называется группа атомов, в которой число частиц, присоединенных к центральному атому, или их суммарная валентность превышает валентность центрального атома. Этот центральный атом называется комплексообразователем, а частицы (атомы, ионы или молекулы), присоединенные к центральному атому, носят название лигандов.

Часто говорят также, что комплексообразователь *координирует* лиганды вокруг себя, поэтому комплексные соединения называют также ***координационными***. Количество лигандов, непосредственно связанных с центральным атомом, называется ***координационным числом***, а совокупность центрального атома и непосредственно присоединенных к нему лигандов – внутренней ***координационной сферой***.

Частицы (группы атомов), не являющиеся комплексными, называют ***симплексными*** (от simple – «простой»).

Поясним сказанное примерами.

Молекулы метана CH_4 , аммиака NH_3 и воды, а также ион OH^- являются симплексными частицами, поскольку в каждой из них сумма валентностей лигандов (атомов водорода) не превышает валентности центрального атома

Ионы аммония NH_4^+ и оксония H_3O^+ являются комплексными, поскольку число лигандов (атомов водорода) превышает валентность центрального атома (которая равна его валентности соответственно в аммиаке и воде).

Сульфат-ион SO_4^{2-} также представляет собой комплексную частицу, поскольку сумма валентностей четырех атомов кислорода, равная 8, превышает валентность центрального атома серы, равную лишь 6.

При записи химических формул комплексные частицы обычно записывают в квадратных скобках: $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Впрочем, ионы типа аммония или сульфата, как правило, пишут без скобок. Частицы вне квадратных скобок относят к **внешней** сфере.

Принято считать, что степень окисления комплексообразователя, а также заряд лигандов в комплексе остаются теми же, что и в свободном состоянии до вхождения в комплекс. В частности ионы галогенов или гидроксид - анионы по-прежнему имеют заряд 1-, а молекулы аммиака или воды сохраняют нейтральность. Поэтому заряд комплексной частицы можно вычислить как сумму зарядов (валентностей или степеней окисления) входящих в нее атомов. И обратно, степень окисления комплексообразователя определяется как заряд комплекса в целом минус суммарный заряд лигандов. Например, ион, получающийся присоединением к катиону Co^{2+} четырех ионов хлора несет заряд 2-: $[\text{CoCl}_4]^{2-}$. Заряд железа в $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ составляет 2+, заряд комплексного аниона, как видно из формулы, равен 4-, а сумма зарядов ионов CN^- , являющихся лигандами, составляет -6.

Большое значение в биологии имеют комплексы с органическими лигандами, как хлорофилл и гемоглобин.

Названия комплексных частиц дают, указывая сначала названия лигандов, затем комплексообразователя с указанием степени окисления.

Названия лигандов:

Cl^- (и др. галогены) — хлоро; H_2O — акво; NH_3 — аммин; CN^- — циано (и др.).

Количество лигандов указывают приставками; ди, три, тетра, пента, гекса.

Названия соединений с комплексным анионом оканчиваются суффиксом «-ат», в комплексных, катионах название комплексообразователя дается без специальных окончаний. Примеры:

$\text{Ca}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - гексацианоферрат (II) кальция,

$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$ — сульфат гексааквожелеза (II).

Свойства химических элементов

Для характеристики свойств элементов предлагается следующий план рассмотрения:

1. Из положения элементов в периодической системе определить:

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

2. Составить электронную формулу атома элемента с распределением электронов по уровням и подуровням.

3. С учетом правила Гунда представить распределение электронов графически. Для частично заполненных уровней обозначить свободные орбитали.

4. На основании распределения электронов в атоме сделать вывод о преобладании металлических или неметаллических свойств (тенденции к потере или к присоединению электронов).

5. С учетом свободных орбиталей и неспаренных электронов определять валентности, которые может проявлять элемент. Указать его возможные степени окисления.

6. 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.

7. Рассмотреть свойства водородного соединения элемента. Указать возможную кислотность и охарактеризовать устойчивость.

8. Указать, как изменяется окислительная и восстановительная способность элемента при изменении его степени окисления. Написать уравнения реакций окисления и восстановления на примере водородных и кислородных соединений элемента.

9. Кратко охарактеризовать способы получения элемента и его соединений и основные области его применения.

ПРИМЕР 11: в соответствии с изложенным планом, охарактеризуем свойства мышьяка:

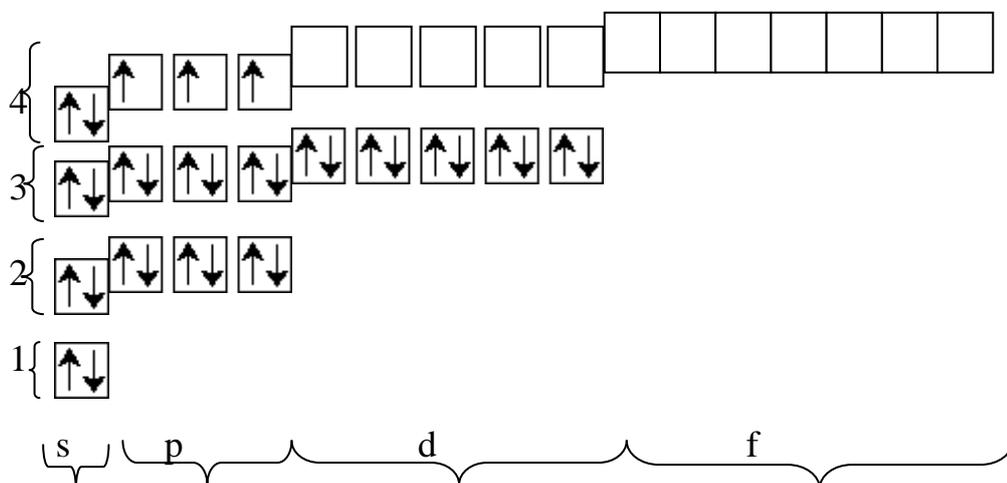
1. а) порядковый номер As равен 33, значит заряд его ядра +33, а общее количество электронов равно 33.

б) As находится в IV периоде, значит, его электроны занимают четыре энергетических уровня.

в) поскольку мышьяк — элемент главной подгруппы V группы, то он имеет 5 валентных электронов, его максимальная положительная степень окисления +5, а отрицательная равна -3.

2. Электронная формула мышьяка: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$.

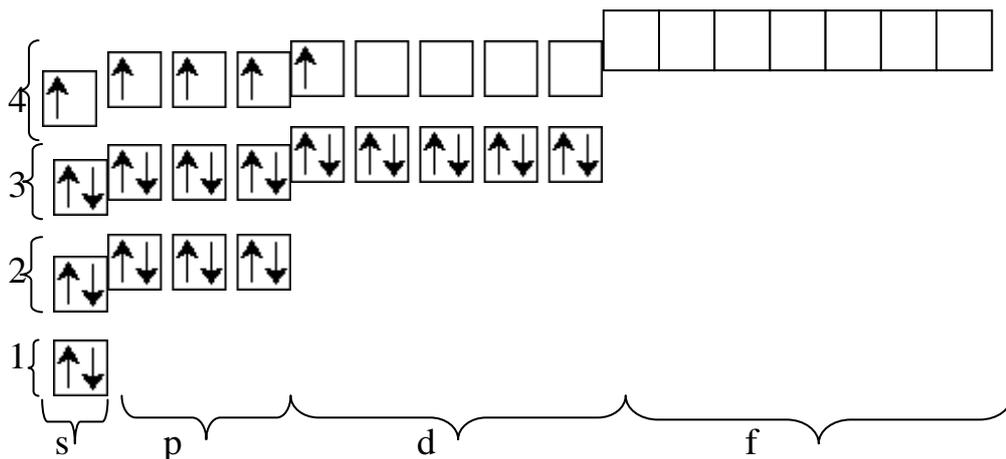
3. Графическое распределение электронов:



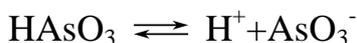
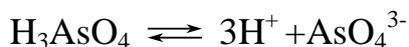
На четвертом энергетическом уровне свободны d и f-орбитали.

4. Поскольку на внешнем энергетическом уровне число электронов больше четырех; а радиус атома не очень велик (4 электронных слоя), то от As следует ожидать проявления тенденции как к присоединению, так и к отдаче электронов, т. е. неметаллические свойства.

5. Из представленного выше графического распределения электронов видно, что у невозбужденного атома мышьяка три неспаренных p - электрона. В возбужденном состоянии атом мышьяка может иметь 5 неспаренных электронов за счет распаривания двух 4s электронов. Следовательно, возможные валентные состояния мышьяка 3 и 5, а степени окисления +3, +5, -3.



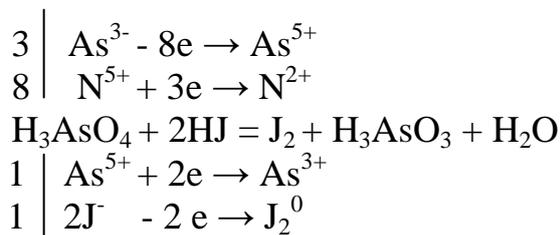
6. Оксиды мышьяка: As_2O_3 , As_2O_5 . Поскольку мышьяк является неметаллом, следует ожидать, что его оксиды имеют кислотный характер. Это действительно так для высшего оксида As_2O_5 . Для меньшей положительной степени окисления следует ожидать ослабления кислотных свойств. С учетом того, что радиус мышьяка не очень велик (4 электронных слоя), у оксида As_2O_3 можно предполагать наличие также и амфотерных свойств, но все-таки с преобладанием кислотного характера. Формулы гидроксидов As^{3+} имеют вид $As(OH)_3$ или H_3AsO_3 ($HAsO_2 + H_2O$), а для As^{5+} - $HAsO_3$ или H_3AsO_4 . Уравнения их диссоциации:



7. Водородное соединение AsH_3 обладает свойствами, аналогичными свойствам аммиака NH_3 . Но оно само и его продукты соединения с кислотами (AsH_4Cl) значительно менее устойчивы, т. к. больший радиус мышьяка, по сравнению с азотом, значительно ослабляет прочность связи.

8. В ряду As^{5+} , As^{3+} , As^0 , As^{3-} окислительная способность убывает, вследствие всё большего насыщения элемента электронами. Это можно подтвердить электронными формулами соответствующих ионов. Восстановительная способность в этом ряду возрастает. As^{3+} и As^0 могут проявлять и восстановительные и окислительные свойства. As^{3-} проявляет только восстановительные свойства, так как восьмиэлектронная конфигурация его внешнего уровня не позволяет принимать

дополнительные электроны, и он способен только отдавать электроны. As^{5+} проявляет только окислительные свойства, поскольку его внешний уровень (четвертый от ядра) полностью свободен. Например:



2.6.1.3. Вопросы для самопроверки

1. Основные положения координационной теории Вернера.
2. Что такое лиганды? комплексообразователь? координационное число? внутренняя и внешняя сфера комплекса?
3. Номенклатура комплексных соединений.
4. Как происходит диссоциация комплексных электролитов?
5. Что такое константы устойчивости комплексных соединений?

2.6.1.4. Задания для самостоятельной работы

1. Укажите самый активный металл. Неметалл?
2. Что такое металличность?
3. Какие физические свойства отличают металлы от неметаллов?
4. Какое химическое свойство отличает металл от неметалла?

2.6.2. Тема 6.2. Химические элементы в биопроцессах

2.6.2.1. Краткое содержание темы 6.2

Химические элементы в биопроцессах. Круговорот в природе. Экологические проблемы. Оптимизация применения удобрений.

2.6.2.2. Методические указания по изучению темы 6.2

Очень часто мы стремимся минимизировать усилия, затрачиваемые на какую-либо работу. К сожалению, этот принцип многие относят и к обучению. Начинаются вопросы типа «А зачем нам это надо?» Ответить конкретно на такой вопрос о необходимости теоретических сведений невозможно, так как неизвестно в какой степени и где аукнутся полученные или недополученные знания. Часто они так и остаются втуне, способствуя повышению общей эрудиции, компетентности, аналитичности и т.д., что отличает людей с разным уровнем образования. Тем не менее, некоторые знания имеют прикладной характер и используются для решения конкретных задач. Примером такого использования являются нижепредлагаемые задания. Остается выразить надежду о получении некоторого умения определять агрохимическую «политику» как на дачном участке, так и в более широких масштабах.

Расход различных химикалий (известки, гипса, азотных, фосфорных, калийных удобрений и т.п.) на единицу площади рассчитывают исходя из химического состава почвы. Кроме того, чтобы правильно использовать имеющееся удобрение, необходимо знать в нем содержание главного питательного вещества (например,

азота, P_2O_5 , K_2O), которое может изменяться при хранении, что определяют методами количественного анализа

ПРИМЕР 12: Рекомендуемая Миттлайдером 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 Миттлайдера ($0,45 \times 9,0 \text{ м}^2$) содержит 55 г азота N, 30 г оксида фосфора P_2O_5 и 55 г K_2O . Сколько граммов каждого из этих удобрений (сульфат аммония – натрия $3,5(NH_4)_2SO_4 \cdot Na_2SO_4$, монокалийфосфат KH_2PO_4 и калийная селитра KNO_3) надо взять для приготовления разовой дозы питательной смеси?

1. Определим NPK для данных в примере удобрений сульфат аммония – натрия $3,5(NH_4)_2SO_4 \cdot Na_2SO_4$

$3,5(NH_4)_2SO_4 \cdot Na_2SO_4$. Молярная масса $3,5 \cdot 132 + 142 = 604$. Из формулы: 28 г N содержится в 604 г сульфата аммония – натрия.

Определяем: x _____ в 100 г

$$X = 4,6\% \text{ N.}$$

Для этого удобрения NPK 4,6-0-0.

KH_2PO_4 Молярная масса 136. Двум молям KH_2PO_4 отвечает один моль K_2O ($2 \cdot 39 + 16 = 94$ г) и один моль P_2O_5 (142 г), в пересчете на которые вычисляем калий и фосфор.

а) 94 г K_2O содержатся в $2 \cdot 136 = 272$ г монокалийфосфата

x г _____ в 100 г

$$X = \frac{94 \cdot 100}{272} = 34,6\% \text{ K}_2\text{O}$$

б) 142 г P_2O_5 содержатся в 272 г монокалийфосфата

x г _____ в 100 г

$$X = \frac{142 \cdot 100}{272} = 52,2\% \text{ P}_2\text{O}_5$$

Для этого удобрения NPK 0-52,2-34,6

KNO_3 . Молярная масса 101 г.

а) Один моль K_2O (94 г) отвечает двум молям KNO_3 (202 г).

94 г _____ 202 г

X г _____ 100 г

$$X = \frac{94 \cdot 100}{202} = 46,5\% \text{ K}_2\text{O}$$

б) Один моль азот отвечает одному молю KNO_3 :

14 г N содержится в 101 г KNO_3 .

X г _____ в 100 г

$$X = \frac{14 \cdot 100}{101} = 13,9\% \text{ N.}$$

Для этого удобрения NPK 13,9 – 0-46,5.

Итак, имеем:

Удобрения	N-P-K
3,5 (NH ₄) ₂ SO ₄ · Na ₂ SO ₄ сульфат аммония – натрия	4,6-0-0
KH ₂ PO ₄ - монокалийфосфат	0-52,2-34,6
KNO ₃ - калийная селитра	13,9-0-46,5

Расчет состава искомой разовой дозы Миттлайдера начинаем с более сложных (более одного нужного компонента) и с более концентрированных удобрений. Этому условию отвечает монокалийфосфат.

В разовой дозе Миттлайдера должно быть 30 г оксида фосфора. Ищем массу монокалийфосфата, обеспечивающего это количество:

Из условия: 30 г P₂O₅ _____ в x г удобрения

Из таблицы: 52,2 г _____ в 100 г

$$X = \frac{30 \cdot 100}{52,2} = 57,5 \text{ г монокалийфосфата}$$

Эта цифра уже войдет в окончательный ответ.

В этом же удобрении содержится и калий, количество которого в пересчете на K₂O найдем из пропорции:

Имеем: x г K₂O _____ в 57,5 г удобрения

Из таблицы: 34,6 г _____ в 100 г

$$X = \frac{34,6 \cdot 57,5}{100} = 19,9 \text{ г K}_2\text{O}$$

Всего в разовой дозе Миттлайдера (см. условие) должно быть 55 г K₂O. Из этого количества 19,9 г мы обеспечиваем удобрением монокалийфосфат. Остальные 35,1 г введем удобрением калийная селитра. Вычислим его потребность.

Ищем: 35,1 г K₂O содержится в x г калийной селитры

Из таблицы: 46,5 г _____ в 100 г

$$X = \frac{35,1 \cdot 100}{46,5} = 75,5 \text{ г KNO}_3$$

И эта цифра войдет в окончательный ответ.

В этом же удобрении содержится азот, количество которого составляет

$$\frac{75,5 \cdot 13,9}{100} = 10,5 \text{ г}$$

По условию же требуется обеспечить 55 г азота. Недостающее количество 55-10,5 = 44,5 г введем за счет x г сульфата аммония – натрия, в котором содержится азота 4,6 %:

$$X = \frac{44,5 \cdot 100}{4,6} = 967,4 \text{ г сульфата аммония – натрия}$$

Окончательный состав искомой смеси:

Сульфата аммония - натрия – 967,4 г;

Монокалийфосфата – 57,5 г;
Калийной селитры – 75,5 г.

2.7.1. Модуль 7. «Основы аналитической химии»

2.7.2.1. Краткое содержание темы 7.1 «Качественный анализ»

Качественный анализ. Анализ катионов. Групповые реактивы и особенности их использования в разных средах. Анализ анионов. Качественные реакции.

2.7.2.2. Краткое содержание темы 7.2. «Количественный анализ»

Способы расчета концентраций в количественном анализе. Денсиметрия. Гравиметрия. Полнота осаждения. Дисперсность осадка. Произведение растворимости. Объемный анализ. Стандартные и рабочие растворы. Расчеты по закону равенства эквивалентов. Метод нейтрализации. Построение кривых титрования и подбор индикатора. Определение жесткости воды.

2.7.3. Методические указания по изучению тем 7.1 и 7.2

Ознакомьтесь с содержанием любого учебника по аналитической химии и просмотрите главы, описывающие принципы качественного и количественного анализа. В качественном анализе мы устанавливаем, **что** имеется в изучаемом образце. Для этого используем воздействие разных реактивов, способных дать «видимый» результат при поиске наличия разных катионов и анионов. В количественном анализе ставится задача выяснить, сколько именно имеется в изучаемом образце конкретного анализируемого вещества. В зависимости от требуемой точности подбирается более простой или сложный метод анализа.

Особенно важное значение для сельского хозяйства имеет количественный анализ. По учебнику изучите классификацию основных методов количественного анализа, их основную сущность, лежащие в их основе реакции. Выясните, какие методы количественного анализа относятся к химическим.

2.7.4. Вопросы для самопроверки

Внимание! Для ответов на эти вопросы нужно пользоваться учебником: **И. К. Цитович. Курс аналитической химии. М: Высшая школа, 2004** или предыдущие издания.

1. Принципы, лежащие в основе систематического анализа катионов.
2. Что такое групповой реактив?
3. Основные методы объемного анализа, их основная сущность, лежащие в их основе реакции, рабочие растворы.
4. Какие индикаторы применяются при определениях методом нейтрализации? Что такое область перехода индикатора? Какую окраску имеет метилоранж при $pH < 3,1$? при $pH > 4,4$?
5. Какие растворы называются приготовленными? Что такое титрование, эквивалентная точка титрования? Что называется титром?
6. Что называется эквивалентом? Как рассчитывается эквивалент кислот и оснований при реакции нейтрализации, при окислительно-восстановительной реакции?

7. Что лежит в основе хроматографического метода анализа? Где он применяется?

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 программами разбит на отдельные модули, из которых **1-5,7 модули** являются общетеоретическими, а **модуль 6** включает обзор свойств важнейших элементов, где на основе кратких сведений по химии отдельных элементов изучаются необходимые данные о веществах и процессах, важных для сельскохозяйственного производства, а также предполагает ознакомление с комплексными соединениями и основными классами органических соединений и химией полимеров, причем основное внимание обращается на химическую сторону явлений. Это требует твердых знаний общетеоретической части химии. Именно поэтому лекционный курс и лабораторные занятия по неорганической химии, предусматриваемые для студентов во время прохождения лабораторно-экзаменационной сессии, включают, в основном, общетеоретические вопросы.

В методические указания и контрольные задания включены некоторые вопросы, относящиеся к восстановительной части курса. Цель этих вопросов — восстановить утраченные навыки, например, составление химических формул по валентности, определение валентности по формуле, рассмотрение массовых соотношений, составление ионных уравнений и др., тем студентам, кто испытывает трудности при решении этих вопросов, целесообразно для упражнений и приобретения необходимых навыков решить несколько задач из смежных вариантов.

Весь материал указаний, как и в программе, разбит на отдельные темы, которые целесообразно изучать отдельно. При изучении каждой темы следует:

1. Ознакомиться с вопросами для самопроверки.

Прорабатывать данную тему необходимо в том порядке, в котором представлены вопросы для самопроверки. В этих вопросах затронуты узловые проблемы данной темы, знание которых является необходимым для подготовки к лабораторно-экзаменационной сессии, сдачи зачета и экзамена. *Часть таких вопросов включена в экзаменационные билеты.*

2. Отметить особо сложный и неизвестный материал.

3. Изучить материал, относящийся к данной теме, по рекомендованному учебнику. Изучать материал по учебнику рекомендуется следующим образом. Сначала *прочитать* текст параграфа (раздела), затем уяснить, какие основные понятия рассматриваются в данном разделе. Самостоятельно дать *определение* каждому понятию, можно *сделать краткий конспект* прочитанного, стараясь написать его по памяти. При проработке материала **обязателен** пересказ или повторение основных понятий. Если в данной теме имеются количественные закономерности, необходимо *выяснить смысл всех буквенных обозначений, приведенных уравнений и размерности величин*. Уравнения реакций, характеризующих свойства веществ, также необходимо записать самостоятельно (по памяти).

4. После проработки материала учебника попытаться ответить на вопросы для самопроверки. *Неясные вопросы следует отметить*, чтобы выяснить их на консультации.

5. Решить задачи варианта контрольной работы, относящиеся к изученной теме. Если при решении возникают трудности, не откладывая, обратиться за консультацией на кафедру химии университета (приехать самому, позвонить по тел. 521-52-11 или отправить сообщение по электронной почте с просьбой о консультации по данному вопросу.).

6. Проверить усвоение данного раздела, разобрав несколько задач других вариантов, относящихся к данной теме. Умение их решать служит гарантией того, что вы овладели программным материалом.

7. Обратить особое внимание на темы модулей 2, 6. Этот материал не охватывается лекционным курсом и требует более полной самостоятельной проработки во внесессионное время.

При оформлении контрольной работы **обязательно полностью перепишите условие каждой задачи** и приведите краткое ее решение или теоретическое обоснование полученного результата. Ответы нужно давать без лишних подробностей, но четко, ясно и по существу. Описываемые свойства соединений иллюстрируйте примерами соответствующих реакций. Для окислительно-восстановительных реакций нужно приводить *уравнения электронного баланса*. Ход расчетов и все приведенные вами формулы следует пояснять и указывать размерность величин.

Работы должны быть аккуратно оформлены. Для замечаний рецензента оставляются поля. В конце работы укажите используемую литературу, поставьте свою подпись и дату выполнения работы.

Особое внимание надо обратить на доработку контрольной работы после ее проверки преподавателем, так как это является неотъемлемой составной частью изучения материала.

При получении проверенной контрольной работы с грифом рецензента «Допущена к собеседованию» внимательно ознакомьтесь с замечаниями рецензента и сделайте соответствующие исправления и дополнения к работе. Указания рецензента покажут вам, что еще необходимо доработать, чтобы прибыть на собеседование более подготовленным. Исправленные работы представляются во время собеседования с преподавателем, на основании которого выставляется зачет по каждой контрольной работе.

В процессе собеседования преподаватель оценивает степень усвоения студентом самостоятельно проработанного материала и выставляет «зачет» или «незачет» по представленной контрольной работе.

Если контрольная работа возвращается с грифом «На доработку», то надо доработать ее в соответствии с замечаниями рецензента и выслать на повторное рецензирование, при ее доработке нет необходимости переписывать заново условия и правильно решенные задачи. Вы должны предоставить на повторную рецензию эту же работу, в конце ее сделать дополнения в соответствии с замечаниями рецензента. Оформляется это, например, так: доработка к задаче № . . . Далее излагается необходимый исправленный текст.

Только после получения работы с грифом «Допущена к собеседованию» студент прибывает к преподавателю для прохождения собеседования и получения зачета.

Зачтенные контрольные работы представляются во время сдачи экзамена. Одна из задач Вашей первой контрольной работы используется в качестве дополнительного вопроса к экзаменационному билету.

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 (см. табл. 5). 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. **Кроме того, в каждом варианте выполняется задача №10.**

Таблица 5

Варианты контрольного задания

(Все студенты дополнительно выполняют задачу № 10)

Последние две цифры шифра	Номера задач для контрольной работы													
<i>1</i>	<i>2</i>													
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

Продолжение табл. 5

<i>1</i>	<i>2</i>													
16	1	13	28	35	47	56	70	71	82	92	105	113	123	137
17	2	12	30	38	50	58	66	74	90	94	107	112	122	138
18	3	14	22	37	44	52	62	72	81	93	101	114	121	139
19	4	19	25	39	45	57	65	75	84	95	103	115	122	140
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	137
27	6	13	27	37	45	58	61	79	84	100	105	116	130	138
28	5	11	25	39	46	56	66	71	85	92	107	115	129	139
29	4	12	26	35	47	57	68	80	89	93	103	112	128	140
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	133
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	48	53	68	80	83	100	108	117	121	137
37	6	20	26	35	47	58	64	76	87	93	106	113	122	138
38	7	14	24	37	42	52	69	73	81	99	104	119	123	139
39	8	12	22	39	45	56	61	79	82	91	110	111	124	140
40	9	20	21	40	41	53	70	76	81	98	109	114	125	131
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	137
47	7	13	28	33	46	54	65	77	84	95	103	117	128	138
48	6	12	29	32	44	58	62	79	87	98	101	119	127	139
49	5	11	30	31	42	60	69	71	82	91	102	111	126	140
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	137
57	4	14	25	33	48	51	66	76	85	99	109	113	123	138
58	3	16	29	31	49	52	63	71	84	91	108	118	124	139
59	2	20	30	40	50	60	70	80	90	100	110	120	125	140
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

Окончание табл. 5

<i>1</i>	<i>2</i>													
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	137
67	5	12	30	37	49	56	66	73	90	94	105	116	128	138
68	6	15	28	36	44	52	62	78	86	96	110	111	127	139
69	7	18	25	38	42	55	68	71	85	99	101	120	126	140
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	137
77	6	14	28	33	44	56	65	75	90	91	105	113	124	138
78	9	15	22	38	50	55	64	71	81	100	103	116	125	139
79	8	13	25	40	42	57	68	79	88	98	101	111	126	140
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	138
88	1	12	29	33	48	51	69	76	88	95	110	118	126	139
89	6	11	25	32	50	56	70	77	81	97	109	119	125	140
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	138
98	1	17	22	34	47	52	69	73	81	91	107	118	127	139
99	2	15	30	38	43	51	70	72	89	99	109	115	128	140

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 табл. 6. Например, в первой части задачи 2 надо найти массу одного моля хлора, массу и объем $3,01 \cdot 10^{22}$ молекул хлора и количество молей, соответствующее этому числу молекул.

Таблица 6

№ задачи	Формула вещества	Масса одного моля	Масса вещества, г	Количество молей	Количество молекул	Объем вещества при нормальных условиях, литров, указать только для газов
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				3,01·10 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				2,01·10 ²¹	
	H ₂					11,2
8	NH ₃		34			
	NH ₄ NO ₃				4,01·10 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 табл. 7 (см. пример 5). Напишите уравнения получения одной из солей в молекулярной и ионной форме.

Для амфотерных гидроксидов необходимо составлять формулы их солей, образованных как при реакциях с кислотами, так и с основаниями.

При написании уравнений руководствуйтесь таблицей растворимости и таблицей степеней диссоциации.

Смотрите свой вариант в табл. 7.

Таблица 7

№ задания	Исходные вещества			
11	KOH	Zn(OH) ₂	HClO ₄	H ₃ BO ₃
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. 8 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.

* Это задание выполняется всеми студентами независимо от шифра.

Таблица 8

№ 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 (табл. 9). 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 9

№ 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. 10) соединений постройте графические формулы и укажите виды химической связи в этих молекулах: ионная, ковалентная полярная, ковалентная неполярная, координативная, металлическая, водородная. Составьте электронно-точечные модели молекул, указанных в вашем варианте, обозначив и неподеленные электронные пары.

Покажите, какие (какая) связи «рвутся» при диссоциации. Объясните, что такое водородная связь? Приведите примеры ее влияния на свойства вещества.

Таблица 10

№ 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 табл. 11 условий.

Таблица 11

№ задания	Реакция	Изменение температуры	Температурный коэффициент γ	Изменение давления
51	$A + B = D$	уменьшение на 40°C	3	нет
52	$A + 2B = 2D$	увеличение на 30°C	2	нет
53	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2 \text{HCl}$	нет	-	увеличение в 2 раза
54	$2 \text{Fe} + \text{O}_2 = 2 \text{FeO}$	нет	-	уменьшение в 3 раза
55	$\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$	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 табл. 12.

Таблица 12

№ задания	Реакция	Изменение температуры	Изменение давления	Изменение концентрации
56	$\text{CO}_2 + \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 - Q$	повышение	понижение	увеличение C_{CO_2}
57	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} - Q$	понижение	повышение	уменьшение C_{NH_3}
58	$\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2 - Q$	понижение	повышение	увеличение C_{NO_2}
59	$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) + Q$	повышение	понижение	увеличение C_{O_2}
60	$2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + Q$	повышение	повышение	уменьшение C_{O_2}

61-70. Используйте параметр, представленный в одной из клеток вашего задания (табл.13). Прделайте необходимые расчеты и заполните пропуски в строке своего задания в соответствии с примером. Примите степень диссоциации для всех электролитов 100%. Не забудьте представить схемы расчетов и использованные химические уравнения.

Таблица 13

Электролит	Концентрация электролита, моль/литр	$[\text{H}^+]$, моль/литр	$[\text{OH}^-]$, моль/литр	$\lg[\text{H}^+]$	$\lg[\text{OH}^-]$	pH	pOH

Пример	КОН	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	КОН				-10			

71-80. В соответствии с номером вашего задания заполните пропуски в табл. 14. Например, в задаче 76 надо найти молярную и нормальную концентрацию 10% -ного раствора CuSO₄ (плотность раствора 1,1 г/мл).

Таблица 14

№ 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	КОН	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. 15) 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 15

№ 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 табл. 16. Рассчитайте, сколько граммов окислителя требуется для окисления, 10 г соответствующего реакции восстановителя.

Таблица 16

№ 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 табл. 17 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 табл. 17.

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

111-120. В соответствии с предложенным в методических советах планом опишите свойства элемента, соответствующего вашему заданию в табл. 18.

Таблица 17

№ задания	Комплексообразователь	Лиганд	Координационное число	Внутренняя сфера комплекса	Ионы внешней сферы	Формула комплексного соединения
1	2	3	4	5	6	7
101	Zn^{2+}	OH^-	4		Na^+	$\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$
102						$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

	Al^{3+}	OH^-	6		K^+	
103	Cr^{3+}	OH^-	6		K^+	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
104	Pt^{4+}	NH_3	6	$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$	SO_4^{2-}	
105					Cl^-	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4]$
106				$[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$	Na^+	$\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$
107	Co^{3+}	NO_2^-	6		K^+	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$
108				$[\text{SiF}_6]^{2-}$	Na^+	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$
109	Ag^+	CN^-	2		Na^+	$\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$
110	Co^{3+}	CNS^-	4		NH_4^+	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$

Таблица 18

№ 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 Миттлайдером 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 Миттлайдера ($0,45 \times 9,0 \text{ м}^2$) содержит 55 г азота N, 30 г оксида фосфора P_2O_5 и 55 г K_2O . Для вашего варианта имеются удобрения, представленные в табл. 19. Сколько граммов каждого из этих удобрений надо взять для приготовления разовой дозы питательной смеси?

Таблица 19

№ 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 H_2S , ни с $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, ни с $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$?

В заданиях 134-136 произведение растворимости осадка обозначается ПР.

134. Вычислить ПР(CaCO_3), зная, что его растворимость при данной температуре равна 0,013 г/л

134. Вычислить растворимость гидроксида магния при 25°C , если $\text{ПР}[\text{Mg}(\text{OH})_2] = 5 \cdot 10^{-12}$.

135. Выпадет ли осадок сульфата стронция при смешении равных объемов 0,001 н. растворов SrCl_2 и K_2SO_4 , если $\text{PP}(\text{SrSO}_4) = 2,8 \cdot 10^{-7}$? Ответ обоснуйте.

136. Образуется ли осадок оксалата кальция ($\text{PP}(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2,57 \cdot 10^{-9}$) при смешении равных объемов 0,01 М растворов CaCl_2 и $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$? Ответ обоснуйте.

137. Перечислите основные методы объемного анализа. Опишите основную сущность одного из них, реакцию и рабочие растворы, лежащие в его основе.

138. Что лежит в основе хроматографического метода анализа? Приведите примеры его применения. Чем отличается газовая хроматография от жидкостной?

139. Перечислите набор посуды, который вам потребуется для проведения каких либо качественных или количественных определений.

140. Где применяются качественные и количественные определения в агрономии и зоотехнии? С какими качественным и количественными определениями вам приходилось иметь дело в быту? В процессе вашей работы? С какими аналитическими приборами и устройствами вы знакомы?

Раздел 4. ВОПРОСЫ РЕЦЕНЗЕНТА ДЛЯ ОБСУЖДЕНИЯ ПРИ СОБЕСЕДОВАНИИ ПО КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЕ

1. При протекании каких процессов не соблюдается закон *сохранения* массы?

2. Для каких соединений несправедлив закон постоянства состава? Приведите примеры. Какую роль сыграл этот закон в развитии химии – положительную или отрицательную?

3. Закон постоянства состава говорит, что всякое вещество, *независимо* от способа получения, имеет один и тот же постоянный состав. Но, например, азот может образовывать несколько оксидов: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 . Они получаются различными способами, значит их состав, естественно, *зависит* от способа получения. Как же быть с *независимостью* состава от способа получения?

4. Закон Авогадро гласит, что в равных объемах различных газов содержится *одинаковое* количество молекул. Но молекулы различных газов имеют *разные* размеры. Почему же, например, в кубометре CH_4 или C_3H_8 поместится столько же молекул, как и в кубометре H_2 ? Ведь в ведре вишен и в ведре яблок помещается *разное* количество фруктов.

5. Что такое моль? Какие еще единицы количества вещества Вы знаете?

6. Одно из следствий из закона Авогадро говорит, что при нормальных условиях моль газа занимает объем 22,4 литра. Известно, что моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул (число Авогадро). Почему по этим данным нельзя вычислить размеры молекулы газа?

7. В каких единицах измеряется мольная масса? Молярная масса?

8. Что такое квант? Квантовое число? Спин?

9. Что такое изотопы? Из каких частиц состоит ядро атома?

10. Какие элементарные частицы Вы знаете?

11. Что такое валентность и степень окисления?

12. Что такое электроотрицательность? Металличность?

13. Металлы от неметаллов физики отличают по электро- и теплопроводности, ковкости, металлическому блеску. Какое химическое свойство отличает металл от неметаллов?
14. Почему при продвижении по периодической системе слева направо металличность убывает?
15. Если атомы в молекуле связаны ионной связью, это означает, что они удерживаются друг возле друга за счет сил электростатического притяжения разноименно заряженных ионов. А за счет чего они связываются в случае ковалентной связи (полярной или неполярной)?
16. От чего зависит прочность связи между атомами в молекуле?
17. В молекулах BH_3 и NH_3 все связи ковалентные полярные. Но одна молекула полярна, а другая нет. Как это получается?
18. Все растворы можно отнести к смесям. Но не всякая смесь является раствором. В чем разница?
19. При растворении твердого вещества в воде затрачивается энергия на разрыв внутримолекулярных связей. Это должно приводить к охлаждению раствора. Но есть растворы, образование которых происходит с выделением тепла? Как это?
20. Какую температуру мы принимаем за температуру кипения жидкости? Почему в высокогорье вода кипит при более низкой температуре?
21. Почему водные растворы кипят при температуре выше температуры кипения воды (а не ниже)?
22. Что такое процент?
23. Из различных видов концентрации растворов в аналитической химии чаще всего используется нормальная концентрация. Она показывает сколько моль эквивалентов растворенного вещества находится в литре раствора. Что такое эквивалент?
24. Что означают квадратные скобки, в которые иногда заключают формулу вещества? Например: $[\text{H}_2\text{SO}_4]$ или $[\text{O}_2]$?
25. Под действием чего происходит электролитическая диссоциация? В каких растворах электролиты не распадаются на ионы?
26. Что значит, что данная кислота или основание сильнее? Что они лучше делают?
27. Водородный показатель – это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода в растворе, то есть $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$. В каких единицах измеряется концентрация ионов, в каких pH?
28. Что такое логарифм?
29. В нейтральных растворах pH равен 7. В кислых – меньше 7, в щелочных – больше 7. Откуда «семерка» взялась?
30. Гидроксиды делятся на кислоты, основания и амфотерные гидроксиды. Что означает амфотерность?
31. Какая кислота сильнее: HCl или HBr ? HClO_3 или HBrO_3 ? HNO_2 или HNO_3 ?
32. Какое основание сильнее KOH или NaOH ? $\text{Fe}(\text{OH})_2$ или $\text{Fe}(\text{OH})_3$?

33. Что такое скорость реакции? Константа скорости? От каких факторов (природа веществ, концентрация, температура, давление, звук, наличие или отсутствие катализатора) они зависят? Не зависят?
34. Какие нехимические равновесия Вы знаете?
35. Константа равновесия выражает соотношение равновесных концентраций. И в то же время не зависит от концентраций? В чем тут «фишка»?
36. Какие факторы влияют на степень гидролиза? Какая соль гидролизует-ся сильнее FeCl_2 или FeCl_3 ? Почему?
37. Что такое «лиганд», координационное число? От чего оно зависит?
38. Какой вид химической связи реализуется между комплексообразователем и лигандом?
39. Что такое окислительная способность? От чего она зависит?
40. Какие профессии связаны с управлением окислительно-восстановительными процессами: агроном, артист, бухгалтер, зооинженер, истопник, кинолог, охотовед, писатель, программист, слесарь, столяр, строитель, учитель, художник, чиновник, шофер, экономист, электрик? Какие именно это процессы?

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

НОМЕНКЛАТУРА СОЛЕЙ НЕОРГАНИЧЕСКИХ КИСЛОТ

I. Нормальные (средние) соли

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

Пример: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ — фосфат кальция.

Названия солей ряда кислот приведены в таблице П1.

Таблица П1

<i>Название кислоты</i>	<i>Формула</i>	<i>Название соли</i>
Азотистая	HNO_2	Нитриты
Азотная	HNO_3	Нитраты
Борная	H_3BO_3	Бораты
Бромистоводородная	HBr	Бромиды
Двухромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихроматы
Йодистоводородная	HI	Йодиды
Кремниевая	H_2SiO_3	Силикаты
Марганцовая	HMnO_4	Перманганаты
Мышьяковая	H_3AsO_4	Арсенаты
Сернистая	H_2SO_3	Сульфиты
Сероводородная	H_2S	Сульфиды
Серная	H_2SO_4	Сульфаты
Селеновая	H_2SeO_4	Селенаты
Соляная	HCl	Хлориды
Тиосерная (серноватистая)	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Тиосульфаты
Теллуровая	H_2TeO_4	Теллулаты
Угольная	H_2CO_3	Карбонаты
Уксусная	CH_3COOH	Ацетаты
Фосфорная (орто)	H_3PO_4	Фосфаты
Фтористоводородная	HF	Фториды
Хлорноватистая	HClO	Гипохлориты
Хлористая	HClO_2	Хлориты
Хлорноватая	HClO_3	Хлораты
Хлорная	HClO_4	Перхлораты
Хромовая	H_2CrO_4	Хроматы
Цианистоводородная	HCN	Цианиды

II. Кислые соли

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: CuHPO_4 — гидрофосфат меди;

$\text{Cu}(\text{HCO}_3)_2$ — гидрокарбонат кальция;

NaH_2PO_4 — дигидрофосфат натрия;

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$ — дигидрофосфат кальция.

III. Основные соли

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.

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

Таблица П2

Электролит	Формула	Степень диссоциации, %
К и с л о т ы		
Соляная	HCl	92
Бромистоводородная	HBr	92
Йодистоводородная	HI	92
Азотная	HNO ₃	92
Серная	H ₂ SO ₄	58
Сернистая	H ₂ SO ₃	34
Фосфорная	H ₃ PO ₄	27
Фтористоводородная	HF	8.5
Уксусная	CH ₃ COOH	1.3
Угльная	H ₂ CO ₃	0.17
Сероводородная	H ₂ S	0.07
Синильная	HCN	0.01
Борная	H ₃ BO ₃	0.01
О с н о в а н и я		
Гидроксид бария	Ba(OH) ₂	92
Гидроксид калия	KOH	80
Гидроксид натрия	NaOH	84
Гидроксид аммония	NH ₄ OH	1.3
С о л и		
Хлорид калия	KCl	86
Хлорид аммония	NH ₄ Cl	85
Хлорид натрия	NaCl	84
Нитрат калия	KNO ₃	83
Нитрат серебра	AgNO ₃	81
Ацетат натрия	CH ₃ COONa	79
Хлорид цинка	ZnCl ₂	73
Сульфат натрия	Na ₂ SO ₄	69
Сульфат цинка	ZnSO ₄	40
Сульфат меди (II)	CuSO ₄	40

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

Таблица 24

Класс соединений	Группы электролитов		
	сильные	средней силы	слабые
Кислоты	HCl, HBr, HI, HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , HClO ₄ , HClO ₃ , HMnO ₄	HF, H ₃ PO ₄ , H ₂ SO ₃	H ₂ S, HNO ₂ , H ₂ CO ₃ , HClO, H ₂ SiO ₃ , HCN, CH ₃ COOH, H ₃ BO ₃
Основания	Гидроксиды щелочных и щелочно – земельных металлов, например, NaOH, KOH, LiOH, Ba(OH) ₂	-	Все нерастворимые основания и NH ₄ OH
Соли	Практически все	-	-

Растворимость солей и оснований в воде

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

Таблица 25

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
J ⁻	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 указания по изучению дисциплины.....	3
Раздел 2 .Содержание учебных моделей дисциплины и методические указания по их изучению.....	6
2.1. Модуль 1 «Основные понятия и законы химии».....	6
2.2. Модуль 2 «Строение атома и периодический закон. Химическая связь».....	24
2.3. Модуль 3 «Основные законы химических превращений»	29
2.4. Модуль 4 «Водные растворы».....	31
2.5. Модуль 5 «Окислительно – восстановительные процессы».....	39
2.6. Модуль 6 «Химия элементов».....	41
2.7. Модуль 7 «Основы аналитической химии».....	48
Раздел 3. Задания для контрольной работы и методические указания по ее выполнению.....	49
Раздел 4. Вопросы рецензента для обсуждения при собеседовании по контрольной работе.....	61
Приложения.....	64

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Составители

Гузей А.С.

Крутикова Е.В.

Бухарова А.Р.

Редакторы *Е.Н.Мамаева, Г.И.Мирошина*

Подписано в печать 05.07.11. Формат бумаги 60x84 1/16.

Отпечатано на ризографе.

Печ. л. 4,25. Уч.-изд. л. 3,93. Тираж 600 экз.

Заказ Поз. пл. А-1.

Издательство ФГОУ ВПО РГАЗУ
143900, Балашиха 8 Московской области

