



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ СТРОИТЕЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра математических и естественных дисциплин

ХИМИЯ

Часть 1

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

Программа и задания к контрольной работе №1, 2
для студентов заочного отделения
1-го курса, обучающихся по направлению подготовки
270800.62 «Строительство»

Электронное сетевое издание

Москва 2015

УДК 54(076.1)

ББК 24я73

Т33

Рецензент

кандидат технических наук, доцент *И.А. Бунькина*,
начальник УМЦ ИЖКК ФГБОУ ВПО «МГСУ»

Составители:

канд. техн. наук, доц *В.А. Кочетков*,
ст. преподаватель *В.В. Воронкова*

Т33 **Теоретические** основы химии. Часть 1 [Электронный ресурс]: программа и задания к контрольной работе для студентов заочного отделения 1-го курса, обучающихся по направлению подготовки 270800 «Строительство» / М-во образования и науки Рос. Федерации, Моск. гос. строит. ун-т, каф. математических и естественных дисциплин ; сост. В.А. Кочетков, В.В. Воронкова. – Электрон. текст. дан. – Москва : МГСУ, 2015. – Режим доступа : <http://www.mgsu.ru/resources/izdatelskaya-deyatelnost/izdaniya/izdaniya-otkr-dostupa>. – Загл. с экрана.

УДК 54(076.1)

ББК 24я73

Компьютерная верстка *Е.Е. Костылёвой*

*Для создания электронного издания использовано:
Microsoft Word 2013*

Подписано к использованию 10.10.2014. И-179
Уч.-изд. л. 0,95. Объем данных 172 Кб,

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Московский государственный строительный университет».
129337, Москва, Ярославское ш., 26.
Издательство МИСИ – МГСУ.
Тел. (495) 287-49-14, вн. 13-71, (499) 188-29-75, (499) 183-97-95.
E-mail: ric@mgsu.ru, rio@mgsu.ru

Общие указания

Курс химии для студентов заочников дает представление о материи и формах ее движения; о веществах и механизме их превращения.

Программа составлена в соответствии современным уровнем химической науки, и требованиями, предъявляемыми к подготовке высококвалифицированных специалистов. Вариант контрольных заданий определяется последней цифрой номера студенческого билета (шифра) по таблице №1.

При изучении теории и решении задач следует пользоваться литературой, список которой приведен в конце методических указаниям.

1. ПРОГРАММА И КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ К КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЕ №1

1.1. Введение

Основные понятия и законы химии. Законы сохранения и взаимодействия массы и энергии. Стехиометрические законы и атомно-молекулярное учение. Химический элемент; атом, молекула. Молекулярные и атомные массы. Моль. Химический эквивалент и эквивалентная масса. Типы химических реакций. Закон сохранения массы и энергии. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений. Закон Авогадро. Законы Гей-Люссака и Бойля-Мариотта. Основные классы и номенклатура неорганических соединений.

Контрольные задания

1. Студент утверждает, что на основании закона Авогадро равные объемы Cl_2 , Br_2 и I_2 при одинаковых условиях содержат одинаковое число молекул. Всегда ли верно это утверждение? Дайте аргументированный ответ.

2. Всегда ли равные количества различных газов занимают равные объемы? Ваш ответ аргументируйте. Приведите формулировку химического закона, на основе которого Вы должны дать ответ.

3. Масса 2 литров некоторого газа при нормальных условиях составляет 2,5 г. Определите молярную массу этого элемента. Ответ дайте с точностью до единиц.

4. Вычислите эквивалент и эквивалентную массу фосфорной кислоты в реакциях образования: а) гидрофосфата, б) дигидрофосфата, в) фосфата.

5. При взаимодействии 3,24 г. трехвалентного металла с кислотой выделяется 4,02 л. водорода (н.у.). Вычислите эквивалентную, молярную и атомные массы металла.

6. Чему равен при н.у. эквивалентный объем кислорода? На сжигание 1,5г. двухвалентного металла требуется 0,69л. кислорода (н.у.) Вычислите эквивалентную массу, мольную массу и атомную массу этого металла.

7. При сжигании 1,2 г. углеводорода получено 3,3 г. CO_2 и 2,7 г. воды. Определите эмпирическую формулу и количественный состав углеводорода.

8. Найдите молекулярную массу и рассчитайте процентное содержание каждого из элементов в молекуле бертолетовой соли KClO_3 .

9. Определите массу (г) бромиды кальция, в которой содержится такое же количество вещества, что и в 9,96 г. иодида калия.

10. Для одного и того же количества вещества определите, во сколько раз число атомов кислорода в гидрокарбонате калия больше, чем в диоксиде углерода.

1.2. Основные классы неорганических соединений

Неорганические соединения классифицируются по составу и по свойствам (функциональным признакам)

По составу делятся на простые – одноэлементные, и сложные – двухэлементные (бинарные и многоэлементные) соединения

Контрольные задания

11. Составьте уравнение реакций взаимодействия следующих соединений: а) нитрат серебра и иодид натрия; б) оксид алюминия и гидроксида калия;

12. С помощью соответствующих уравнений реакций покажите отличия основных и кислотных оксидов, оснований и кислот.

13. Какие продукты можно получить при действии серной кислоты: а) на хлорид натрия б) на сульфат натрия.

14. Какая соль образуется при взаимодействии 20 г. CaO с 20 г. CO_2 ? Ответ обоснуйте, соответствующими расчетами.

15. Рассчитайте массу гидроксида калия, которая потребуется для взаимодействия с 1,02 г. Al_2O_3

16. Какие гидроксиды соответствуют оксидам Na_2O , MnO , MgO , CuO , CaO , Al_2O_3 ? Объясните отношение этих оксидов к нагреванию.

17. Каким кислотам соответствуют кислотные остатки сульфат и сульфит? Напишите кислые и средние соли, содержащие в своём составе эти анионы.

18. Докажите уравнениями реакций амфотерный характер следующих соединений ZnO , Al_2O_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$

19. Какие закономерности наблюдаются в изменении кислотных оксидов по периодам и группам? Разберите на конкретных примерах.

20. От каких факторов зависят свойства оксидов и гидроксидов металлов? Приведите примеры.

1.3. Строение атома и систематика элементов.

Реакционная способность веществ: химия и периодическая система с точки зрения строения атома; кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ

Основные сведения о строении атома. Планетарная модель строения атома. Состав атомных ядер. Изотопы. Изобары. Современное представление о химическом элементе.

Строение электронных оболочек. Постулаты Бора. Корпускулярно-волновая природа электрона. Уравнение де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Уравнение Шредингера. Энергетическое состояние электрона в атоме. Электронные аналоги. Нормальное и возбужденное состояние атомов.

Контрольные задания

21. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 24 и 32. Распределите электроны этих атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов.

22. Составьте электронную формулу и схему распределения электронов по энергетическим уровням и подуровням в атоме титана и укажите, какую валентность проявляет титан.

Руководствуясь правилом Клечковского и периодической системой Д.И. Менделеева, запишите электронные формулы атомов серы и хрома.

23. Составьте электронные формулы атомов хрома, марганца, брома. Распределите валентные электроны.

24. Используя справочную и учебную литературу, приведите примеры аллотропных форм и полиморфных модификаций для а) металлов, б) неметаллов

25. Какие значения могут принимать квантовые числа n , l , m_l и m_s характеризующие состояние электронов в атоме. Какое значение они принимают в атоме Mn.

26. В чём сущности принципа Паули. Как, исходя из этого принципа, рассчитать кол-во электронов на 4-м энергетическом уровне.

27. Запишите электронную конфигурацию атомов: калия, хлора, кремния и фтора. И в каждом из них выделите конфигурацию благородного газа.

28. Можно ли по электронной конфигурации наружной оболочке прогнозировать свойства элементов. Объясните на конкретных примерах

29. Сколько протонов, нейтронов и электронов имеет атом бериллия. Каково его массовое число?

1.4. Периодический закон и периодическая система

Д. И. Менделеева с точки зрения строения атома

Структура периодической системы. Диалектический характер периодического закона. Общенаучное значение периодического закона. Закон Мозли. Изменение свойств элементов и их соединений по периодам и группам. Энергетические характеристики атомов элементов. Электроотрицательность. Окисление и восстановление.

Контрольные задания

30. Объясните в чём причина периодического изменения свойств химических элементов. Рассмотрите на примерах.

31. Укажите, в чём с точки зрения строения атома различаются элементы, главной и побочной подгрупп одной группы.

32. Электроотрицательность. Как изменяется электроотрицательность *p*-элементов в периоде, в группе периодической системы с увеличением порядкового номера.

33. В каких единицах выражается сродство к электрону. Как изменяется окислительная активность неметаллов в периоде и группе периодической системы с увеличением порядкового номера.

34. Назовите металлы, главных подгрупп периодической системы Д.И. Менделеева, которые имеют наибольшее значение в современном строительстве.

35. Составьте уравнение реакции, характеризующие химические свойства кремния. Соединения кремния. Применение их в строительстве.

36. Объясните физический смысл порядкового номера элемента. Напишите электронную формулу элемента с порядковым номером 24.

37. Как изменяются радиусы нейтральных атомов внутри периодов и групп. Покажите на примерах.

38. Электроотрицательность. Как изменяется электроотрицательность *p*-элементов в периодах и группах.

39. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов 3-его периода, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется кислотно-основной характер этих соединений от натрия к хлору.

1.5. Окислительно-восстановительные реакции

Степень окисления. Окислители и восстановители. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Типы окислительно-

восстановительных реакций. Межмолекулярные реакции. Внутримолекулярные реакции. Реакции диспропорционирования.

Контрольные задания

40. Дайте определение понятий « окисление», «восстановление», «окислитель» и «восстановитель». Приведите примеры.

41. Пользуясь периодической системой элементов, рассмотрите как изменяются окислительно-восстановительные свойства элементов в периодах и группах.

42. Можно ли на основании данных об ионизационных потенциалах судить о восстановительных свойствах элементов?

43. Какая взаимосвязь между средством к электрону и окислительно-восстановительным свойством?

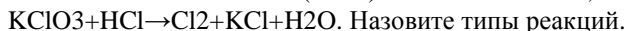
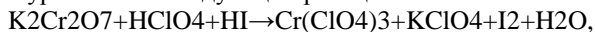
44. Почему понятие «степень окисления» считается условным? Назовите типы окислительно-восстановительных реакций.

45. Назовите типы окислительно-восстановительных реакций. Приведите примеры.

46. Найдите окислитель и восстановитель и подберите коэффициенты в уравнениях следующих реакций:



47. Найдите окислитель и восстановитель и подберите коэффициенты в уравнениях следующих реакций:



48. Будучи сильным окислителем, азотная кислота окисляет неметаллы. При взаимодействии с йодом протекает реакция:



Расставьте коэффициенты и рассчитайте количество прореагировавшего йода, если выделилось 2,8 л оксида азота.

49. Алюминий взаимодействует с концентрированными щелочами по уравнению $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2$. Составьте уравнение, используя метод электронного баланса, подберите коэффициенты, рассчитайте массу алюминия, необходимого для получения 5 л водорода (н/у)

1.6. Химическая связь. Основные типы и характеристики химической связи. Водородная связь

Основные типы химической связи и ее характеристики. Ковалентная связь и ее свойства. Степень окисления. Валентность химических элементов. Донорно-акцепторная связь. Координационное число. Насыщаемость и направленность ковалентных связей. Метод валентных связей. Насыщаемость и направленность ковалентных связей. Понятие о гибридизации электронных орбиталей. Водородная связь.

Метод молекулярных орбиталей. Ионная связь. Отличия ионной и ковалентной связей.

Строение кристаллов. Кристаллические системы. Типы кристаллических решеток. Металлическая связь.

Контрольные задания

50. Какие свойства отличают ковалентную связь от ионной? Приведите примеры.

51. Используя понятие о донорно-акцепторном механизме, составьте схему образования частиц BF_4^- и NH_4^+ . Дайте определение валентности. Укажите валентность Бора в молекуле BF_3 и в ионе BF_4^- .

52. Что определяет межъядерное расстояние? Почему при сближении атомов их ядра не сливаются? Укажите типы связей в следующих молекулах: HCl , H_2O , MgCl_2 .

53. Объясните особенности металлической связи. Перечислите характерные физические свойства металлов. Что такое делокализация?

54. На чем основана, межмолекулярное взаимодействие? Объясните ионную связь на примере молекулы NaCl .

55. На примере атома хлора объясните процесс перехода атомов в возбужденное состояние. Как определяется валентность атома?

56. Каким типом связей применимы понятие: «насыщаемость» и «направленность», ответ обоснуйте.

57. Какие степени окисления характерны для хрома? Приведите примеры, назовите области применения хрома.

58. Водородная связь. Между молекулами, каких веществ она образуется? Почему H_2O и HF имея меньшую молекулярную массу плавятся и кипят при более высоких температурах чем их аналоги (H_2S и HCl)

59. Какие силы межмолекулярного взаимодействия называют ориентационными, индукционными и дисперсионными? Как возникают эти силы?

Таблица 1

Номера заданий к контрольной работе №1

Вариант	Номер задания					
	10	20	30	40	50	60
0	10	20	30	40	50	60
1	9	19	29	39	49	59
2	8	18	28	38	48	58
3	7	17	27	37	47	57
4	6	16	26	36	46	56
5	5	15	25	35	45	55
6	4	14	24	34	44	54
7	3	13	23	33	43	53
8	2	12	22	32	42	53
9	1	11	21	31	41	51

2. ПРОГРАММА И КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ К КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЕ №2

Вариант контрольных заданий определяется последней цифрой номера студенческого билета (шифра) по таблице №2.

При изучении теории и решении задач следует пользоваться литературой, список которой приведен в конце методических указаний.

2.1. Растворы

Общее представление о растворах. Способы выражения концентрации растворов. Процесс растворения. Тепловые явления при растворении.

Контрольные задания

1. Какие существуют способы выражения концентрации растворов? Примеры.

2. Сколько миллилитров раствора КОН с концентрацией 0,2 моль/л потребуется для нейтрализации 20 мл раствора HCl с концентрацией 1,5 моль/л.

3. Вычислить массовую долю кристаллизационной воды в кристаллогидратах: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

4. Определите массу нитрата серебра и массу воды, необходимые для приготовления 175г раствора с массовой долей AgNO_3 10%

5. 200г насыщенного при температуре 40° С раствора содержит 36 г безводного CuSO_4 . Какая растворимость медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$?

6. Сколько молей HCl содержит 2,5л его раствора с концентрацией 2 моль/л.

7. В 4л воды растворено 250г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

8. Раствор, с массовой долей КОН 15% имеет плотность 1,135г/см. Какова молярность этого раствора?

9. Определите массовую долю HCl в растворе, полученном растворением 36л хлора в 10мл воды.

10. При выпаривании 20г раствора соли получено 20г сухого остатка. Какова массовая доля соли в исходном растворе.

2.2. Химическая термодинамика.

Энергетика химических процессов и химическое сродство

Основные представления химической термодинамики. Первое начало термодинамики. Энергетические эффекты химических реакций. Внутренняя энергия и энтальпия. Термохимические законы. Энтальпия образования химических соединений. Энергетические эффекты фазовых переходов. Термохимические расчеты.

Второе начало термодинамики. Энтропия и ее изменения в химических процессах и фазовых переходах. Энергия Гиббса и ее изменение в химических процессах.

Контрольные задания

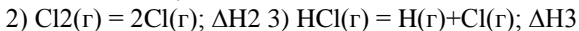
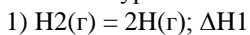
11. Приведите математическую запись первого закона термодинамики для следующих систем: а) изолированной, б) закрытой, в) закрытой в которой происходит теплопередача и совершается работа, г) закрытой в которой работа не совершается.

12. Схематически изобразите следующие понятия и дайте им определения: термодинамические обратимый процесс, термодинамический необратимый процесс. В чем заключается основное различие между ними? В какой из этих процессов неосуществим на практике?

13. Как изменяется энтропия изолированной системы в которой находится равновесная смесь $N_2(g) + 3H_2(g) = 2NH_3(g)$.

14. К какому значению стремится энтропия кристалла при $T \rightarrow 0,00 K$? Выразите энтропию всей системы через энтропию ее частей (S_1, S_2, S_3) находящихся в состоянии равновесия.

15. На основании закона Гесса выведите формулу для расчета стандартной энтальпии образования газообразного хлороводорода, исходя из термических уравнений:



16. Как изменится значение слагаемого TS (один из двух вкладов в энергию Гиббса) при нагревании газа и при ее конденсации?

17. При какой температуре энергия Гиббса перехода $H_2O(ж) = H_2O(g)$ равна 0. Как называется это значение температуры?

18. Как изменяется энергия Гиббса при протекании самопроизвольной реакции? Для каких систем изменение энергии гипса является критерием протекания самопроизвольных реакций?

19. При взаимодействии газообразных, сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероуглерод? Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

20. Вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании 165л (н/у) ацетилена C_2H_2 , если продуктами сгорания являются диоксид углерода и пары воды.

2.3. Химическая кинетика. Скорость химических реакций и методы ее регулирования. Обратимые и необратимые реакции. Химическое и фазовое равновесие

Скорость химических реакций. Гомогенные и гетерогенные системы. Зависимость скорости гомогенной реакции от концентрации реагирую-

щих веществ. Закон действия масс. Зависимость скорости гомогенной реакции от температуры. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Правило Вант-Гоффа. Понятия о катализаторах. Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Принцип Ле-Шателье. Состояние фазового равновесия. Основные факторы, определяющие направление реакций. Различные виды сорбции. Адсорбционное равновесие. Гетерогенный катализ.

Контрольные задания

21. Дайте определение понятия «Скорость химической реакции» Сформулируйте закон действующих масс и напишите математическое выражение этого закона.

22. Перечислите факторы, влияющие на скорость реакции. В каком случае давление оказывает влияние на скорость реакции?

23. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$. Как изменится скорость прямой реакции - образования аммиака, если увеличить концентрацию водорода в два раза.

24. Как изменится скорость реакции протекающей в газовой фазе при повышении температуры на $30^\circ C$, если температурный коэффициент скорости данной реакции равен двум? Почему повышение температуры увеличивает скорость реакции? Что такое энергия активации?

25. Что такое динамическое равновесие? Приведите математическое уравнение закона действующих масс для равновесной системы. Напишите выражение константы равновесия для процесса: $Fe(тв) + H_2O(пар) = FeO(тв) + H_2(газ)$

26. На примере реакции синтеза аммиака ($\Delta H = -46,2$ кДж/моль). Объясните принцип Ле-Шателье.

27. Что такое катализатор? Как протекает гомогенный и гетерогенный катализ? Влияет ли присутствие катализатора на смещение химического равновесия, ответ обоснуйте.

28. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры на $40^\circ C$, если температурный коэффициент реакции равен 3?

29. На сколько градусов следует понизить температуру в реакционной смеси для уменьшения скорости реакции в 27 раз, если температурный коэффициент равен 3?

30. Какие реакции являются необратимыми? Приведите примеры. В каких случаях процесс является обратимым?

2.4. Комплексные соединения

Строение комплексных соединений. Природа химической связи в комплексных соединениях. Классификация комплексных соединений по

природе лиганд. Катионные, анионные и нейтральные комплексы. Комплексные кислоты. Основания. Соли. Многоядерные комплексные соединения. Халатные или внутрикмоплексные соединения. Номенклатура, изомерия: ионизационная, гидратная, координационная, геометрическая. Диссоциация комплексных соединений.

Контрольные задания

31. Может ли число лиганд в комплексе быть меньше координационного числа комплексобразователя. Почему?

32. Вычислите заряды следующих комплексных ионов, образованных хромом (III) [Cr(H₂O)₅Cl]; [Cr(H₂O)₄Cl₂]; [Cr(H₂O)₂Cl₄]. Назовите комплексные соли.

33. Классификация комплексных соединений (катионные, анионные и нейтральные). Приведите примеры.

34. Классификация комплексов по природе лиганд (аммиачные, аква-комплексы, смешанные комплексы) Запишите примеры.

35. Комплексные кислоты, основания, соли. Приведите примеры.

36. Приведите примеры комплексных электролитов и не электролитов. Их различие.

37. Запишите диссоциацию комплексных солей: а) K₃[Co(NO₂)₆] б) [Cu(NH₃)₄]SO₄. Назовите эти соли.

38. Номенклатура комплексных соединений. Рассмотрите на примерах.

39. Приведите примеры изомерии комплексных соединений.

40. Запишите диссоциацию катионных, анионных электролитов.

2.5. Электролитическая диссоциация и гидролиз солей

Электролиты. Причины диссоциации. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации. Реакции ионного обмена в растворах электролитов.

Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей. Степень гидролиза. Ступенчатый гидролиз. Константа гидролиза.

Контрольные задания

41. Объясните причины электролитической диссоциации. Какова взаимосвязь между природы химической связи и диссоциации веществ.

42. Что называется степенью диссоциации? От каких факторов она зависит? Запишите диссоциацию фосфорной кислоты.

43. Степень диссоциации. Математическое ее выражение.

44. При каких условиях степени диссоциации электролитов увеличивается?

45. Сильные и слабые электролиты. Покажите на примерах.

46. Рассчитайте степень диссоциации борной кислоты H_3BO_3 , если известно, что в растворе из каждых 500 молекул распалось на ионы только 60.

47. Запишите уравнения реакций следующих превращений:
 $\text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4$.

48. Как изменяется окраска. При каких условиях эти превращения происходят?

49. Какова взаимосвязь между природой химической связи и диссоциацией вещества?

50. Степени диссоциации. От каких факторов она зависит?

51. Запишите ступенчатую диссоциацию борной кислоты.

2.6. Гидролиз солей

Контрольные задания

52. Что такое ионное произведение воды? Найдите его значение.

53. Какие из солей: AlCl_3 , K_2CO_3 , Na_2SO_4 , NaNO_3 , FeCl_2 , ZnSO_4 , $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$, K_2S – подвергаются гидролизу: а) только по катиону; б) только по аниону; в) по катиону и аниону. Напишите молекулярное и ионное уравнения гидролиза FeCl_3 . Какая реакция среды в этом растворе?

54. Какой процесс называется гидролизом? Какие соли подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2CO_3 . Какое значение pH (больше или меньше 7) имеет растворы этих солей.

55. При смешивании растворов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2S каждая из взятых солей гидролизуются необратимо и до конца. Выразите этот совместный гидролиз молекулярным и ионно-молекулярным уравнением.

56. Какое из веществ NaCl , NiSO_4 , $\text{Be}(\text{OH})_2$, KHSO_3 – взаимодействуют с раствором гидроксида натрия. Запишите молекулярные и ионно-молекулярные реакции.

57. Какие из солей $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2S , KCl подвергаются гидролизу. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH имеют растворы этих солей?

58. К раствору FeCl_3 добавили следующие вещества а) HCl ; б) KOH ; в) ZnCl_2 ; г) Na_2SO_3 . В каких случаях гидролиз хлорида железа усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярное уравнение гидролиза.

59. Какое значение pH имеют растворы следующих солей K_3PO_4 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Na_2S . Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

60. Запишите ступенчатый гидролиз CuSO_4 в молекулярном и ионном виде. Определите pH раствора.

61. В чем сущность гидролиза сильного основания и слабой кислоты? Запишите уравнение реакций. Определите характер среды.

Номера заданий к контрольной работе №2

Вариант	Номер задания					
	10	20	30	40	50	60
0	10	20	30	40	50	60
1	9	19	29	39	49	59
2	8	18	28	38	48	58
3	7	17	27	37	47	57
4	6	16	26	36	46	56
5	5	15	25	35	45	55
6	4	14	24	34	44	54
7	3	13	23	33	43	53
8	2	12	22	32	42	53
9	1	11	21	31	41	51

Рекомендуемая литература

1. Глинка Н.Л. Общая химия 1989г.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия 1985г.
3. Некрасов Б.В. Учебник общей химии М.1981
4. Коровин Н. В. Общая химия М-2000
5. Лучинский Г.П. Курс химии. – Высшая школа, 1985г.
6. Химия. Методические указания к лабораторным работам для студентов 1 курса нехимических специальностей. М., МИКХиС, 1998г.
7. Общая химия. Программа, методические указания к курсу, решение типовых задач и задания к контрольной работе № 1,2 для студентов заочников 1 курса нехимических специальностей. Часть 1,2. М., МИКХиС 1998г.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Общие указания.....	4
Программа и контрольные задания к контрольной работе №1.....	4
Программа и контрольные задания к контрольной работе №2.....	10
Рекомендуемая литература.....	15