

КАЗАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Химический институт им. А.М.Бутлерова

ПРОГРАММА И ВОПРОСЫ ДЛЯ
САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ
ПО КУРСУ
ОБЩАЯ ХИМИЯ

Казань – 2004

УДК 54(073)
П78

Печатается по решению Редакционно-издательского совета
Химического института им. А.М.Бутлерова
Казанского государственного университета

Составители: доц. Р.Р. Амиров, доц. З.А. Сапрыкова

Редактор: профессор Н.А. Улахович

П78 Программа и вопросы для самостоятельной работы по
курсу "Общая химия". – Казань: КГУ, 2004 г. – 20 с.

Методическая разработка по курсу "Общая химия" предназначена для самостоятельной работы студентов геологического факультета (специальности "Геология" и "Геология и геохимия горючих ископаемых") при подготовке к практическим занятиям, коллоквиумам и экзамену.

В каждом разделе излагаются соответствующая часть рабочей программы курса и перечень вопросов и упражнений для самостоятельного изучения.

© Казанский государственный
университет, 2004.

1. Основные понятия и законы химии

Предмет химии. Химия и геология. Содержание понятий: атом, молекула, химический элемент, простое и сложное вещество. Аллотропия, ее виды. Размеры и массы атомов и молекул. Атомная единица массы, атомная масса, относительная молекулярная масса. Моль. Эквивалент. Закон сохранения массы веществ. Закон постоянства состава. Условия подчинения стехиометрическим законам, дальтонида и бертоллида. Закон эквивалентов. Закон Авогадро. Мольный объем. Уравнение Клапейрона-Менделеева. Массовая доля, объемная доля, мольная доля.

Важнейшие классы неорганических соединений: оксиды (пероксиды), кислоты, соли (средние, кислые, основные, двойные, смешанные, комплексные), основания.

Основные понятия химических реакций: соединения, разложения, обмена, замещения. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Подбор коэффициентов в ОВР методом электронного баланса. Эквиваленты окислителя и восстановителя.

- 1.1. Атомная единица массы (а.е.м.) – ее определение. Как можно выразить ее величину в граммах? Как рассчитать массу атома или молекулы в граммах?
- 1.2. Сколько атомов содержится в 2 г водорода, 16 г кислорода, в 32 г серы?
- 1.3. Сколько молекул содержится в газе, занимающем при нормальных условиях (н.у.) объем 22.4 л? Чему равна масса газа в этих условиях?
- 1.4. К каким соединениям применим закон постоянства состава?
- 1.5. Почему закон сохранения масс применим при химических превращениях, но неприменим при ядерных процессах?
- 1.6. Охарактеризуйте меру количества вещества – моль.
- 1.7. Рассчитайте количество вещества в молях, содержащихся в 128 г SO_2 , 90 г H_2O , 10 г NaOH , 25 г CaCO_3 .
- 1.8. Какова связь молярной массы эквивалентов и мольных масс для гидроксида кальция, фосфорной кислоты, сульфата железа (III), хлорида олова(II)?
- 1.9. Оксиды. Определение, состав. Классификация по химическим свойствам. Способы получения. Примеры реакций с участием кислотных, основных и амфотерных оксидов.

- 1.10. Дайте химические названия следующих минералов-оксидов: куприт Cu_2O , тенорит CuO , пиролюзит MnO_2 , касситерит SnO_2 , гематит Fe_2O_3 , корунд Al_2O_3 .
- 1.11. Гидроксиды. Определение, графические формулы. Классификация гидроксидов по кислотности, растворимости, силе. Химические свойства гидроксидов. Амфотерные гидроксиды.
- 1.12. Какие из приведенных гидроксидов имеют кислотный (а) или основной (б) характер: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HNO_3 , H_3AsO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 , H_2SeO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_3$?
- 1.13. Кислоты. Определение, классификация по составу, силе, основности; названия и графические формулы кислот. Понятие "кислотный остаток". Химические свойства кислот.
- 1.14. Соли. Определение, классификация (средние, кислые, основные, двойные, смешанные, комплексные). Названия солей, способы получения. Графические формулы. Приведите примеры всех типов солей и их графические формулы.
- 1.15. Дайте химические названия следующих минералов-солей: витерит BaCO_3 , галенит PbS , шеелит CaWO_4 , сильван KCl , ашарит MgHBO_3 , родонит MnSiO_3 , малахит $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. Назовите соли: Na_2SO_4 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, Na_2SO_3 , Na_2S , CaHPO_4 .
- 1.16. Напишите формулы и названия всех теоретически возможных солей, образующихся при взаимодействии:
 - а) серной кислоты с гидроксидом алюминия(III);
 - б) ортофосфорной кислоты с гидроксидом железа(III);
 - в) кремниевой кислоты (H_2SiO_3) с гидроксидом кальция(II).
- 1.17. Напишите химические формулы солей, соответствующих следующим названиям: фосфат кальция, дигидрофосфат железа(III), гидроксокарбонат меди(II), дигидрофосфат алюминия. Какие из этих солей являются средними, кислыми, основными?
- 1.18. У каких кислот не может быть кислых солей? Какие гидроксиды не дают основных солей?
- 1.19. Как из средней соли получить кислую, основную соли? Как перевести кислую соль в среднюю, в основную, а основную – в среднюю, в кислую? Приведите примеры.
- 1.20. Приведите примеры реакций соединения, разложения, замещения, обмена.

- 1.21. Какие реакции называются окислительно-восстановительными? Дайте определение "степени окисления" элемента.
- 1.22. Определите степень окисления хрома в соединениях CrO , Cr_2O_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2CrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, CrO_3 ; фосфора – в соединениях HPO_3 , H_3PO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Zn}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, CaHPO_4 .
- 1.23. Какие вещества бывают только восстановителями, какие – только окислителями? В каких случаях вещество может быть и окислителем и восстановителем? Приведите примеры.
- 1.24. Допишите продукты реакций, составьте электронные полуреакции окисления и восстановления, подберите коэффициенты в следующих уравнениях:
 $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KCl} + \dots$
 $\text{NaClO} + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} + \text{I}_2 + \dots$
 $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \dots$
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
 $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + \dots$
- 1.25. Укажите, в каких реакциях MnO_2 и KNO_2 являются окислителями, в каких – восстановителями и почему:
 $\text{MnO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \dots$
 $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \dots$
 $\text{KNO}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
 $\text{KNO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{HCl} + \dots$

2. Строение атома. Периодичность свойств элементов

Планетарная модель атома. Строение атома по Бору-Зоммерфельду. Квантовые числа. Принцип наименьшей энергии. Принцип Паули. Правило Гунда. Правило Клечковского. Количество электронов на уровнях и подуровнях. Электронные и электронно-ячеичные схемы атомов. *s*, *p*, *d*, *f* -элементы. Современные представления о строении атомов. Корпускулярно-волновой дуализм. Волновые свойства электрона. Квантование энергии. Соотношение Луи де Бройля. Волновая функция. Принцип неопределенности Гейзенберга. Атомная орбиталь.

Периодический закон. Периодическая система Д.И.Менделеева как естественная классификация элементов по структуре их электронных оболочек. Особенности заполнения энергетических уровней атомов

больших периодов. "Провалы" электронов. Периодичность свойств атомов. Радиусы атомов и ионов. Ионизационные потенциалы и энергия сродства к электрону. Электроотрицательность. Вторичная периодичность. *d*- и *f*-сжатие.

- 2.1. Строение ядра. Устойчивость ядер атомов, "магические" ядра. Понятие о радиоактивных рядах. Распространенность элементов в природе и ее связь со строением атомов.
- 2.2. Объясните различие между понятиями "орбита электрона" по Бору и "электронная орбиталь".
- 2.3. Напишите электронные формулы элементов № 17, № 19, № 24, № 34, № 47, № 53, № 56. Укажите, к каким элементам они относятся (*s*, *p*, *d*, *f*), их валентные электроны, максимальную и минимальную степени окисления.
- 2.4. Какова структура уровня с $n = 5$ в атоме вольфрама?
- 2.5. Какому элементу отвечает электронная конфигурация $\dots 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$?
- 2.6. К какому семейству элементов (*s*, *p*, *d*, *f*) относится элемент, имеющий в периодической системе номер 20?
- 2.7. Какой элемент является более активным металлом: Na, K, Ca?
- 2.8. Составьте конфигурации ионов Ni^{2+} , Co^{3+} , Mn^{2+} , Fe^{3+} , S^{2-} , Cl^- .
- 2.9. Как изменяются радиусы атомов, энергии ионизации, электроотрицательность в периодах и группах?

3. Химическая связь

Ковалентная связь.

Метод валентных связей (ВС). Механизмы образования ковалентной связи (обменный и донорно-акцепторный). Полярная и неполярная ковалентная связь. Локализованная и делокализованная связи. σ и π -связи. Свойства ковалентной связи: направленность, насыщенность, поляризуемость. Гибридизация орбиталей. Валентные возможности атомов. Пространственное строение молекул (комплексов), влияние неподеленных электронных пар (НЭП). Валентные углы.

Понятия о методе молекулярных орбиталей (МО). Энергетические диаграммы двухатомных гомо- и гетероядерных молекул, молекулярных ионов. Кратность связи. Магнитные свойства молекул.

Ионная связь и ее свойства: ненасыщаемость, ненаправленность. Эффективные заряды.

Металлическая связь, зонная теория металлической связи.

Водородная связь (межмолекулярная, внутримолекулярная). Влияние водородной связи на агрегатное состояние веществ, температуры плавления и кипения и другие физические свойства веществ. Межмолекулярные связи: специфические (донорно-акцепторная, водородная связь), неспецифические (ориентационные, индукционные, дисперсионные) взаимодействия. Агрегатное состояние веществ. Свойства твердых веществ с атомной, ионной, металлической, молекулярной решетками.

- 3.1. В чем различие между ковалентной и ионной связями, всегда ли можно разграничить ковалентную полярную и ионную связи?
- 3.2. В чем различие σ и π -связей? Какая из них не может быть без другой?
- 3.3. Напишите электронные и электронно-ячеичные формулы элементов № 13, № 31, № 21, № 33, № 51, № 23, № 36, № 17, № 25 и определите их возможные валентные состояния с учетом возбужденных состояний.
- 3.4. В рамках метода ВС изобразите, с участием каких электронов образуются химические связи в молекулах C_2 , N_2 , Cl_2 , NO , HF , $BeCl_2$, BF_3 , NH_3 , и укажите кратность связи в них.
- 3.5. Рассмотрите схему образования связей по донорно-акцепторному механизму при образовании NH_4^+ , H_3O^+ , $H_3N \cdot BF_3$.
- 3.6. Что такое гибридизация орбиталей? Какова возможная геометрия молекул для случаев sp -, sp^2 -, sp^3 -, sp^3d^2 -гибридизации? Почему в молекулах NH_3 , NH_3 , H_2O при одинаковом типе гибридизации атомных орбиталей углерода, азота и кислорода величина валентного угла НЭП различна?
- 3.7. Какие из приведенных ионов имеют форму плоского треугольника: CO_3^{2-} , NO_3^- , ClO_3^- , BO_3^{3-} ?
- 3.8. Почему не все молекулы, содержащие водород, образуют между собой водородные связи? Какие условия необходимы для образования подобных связей? Аномалии в свойствах веществ, обусловленные образованием водородных связей.
- 3.9. Как зависит энергия связи от ее длины, кратности, степени перекрывания атомных орбиталей?

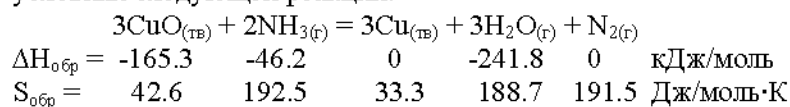
- 3.10. Определите преимущественный тип химической связи в молекулах HCl , NaCl , CuCl , P_4 , S_8 , H_2O , SF_6 , MnO .
- 3.11. Какова полярность связей в молекулах воды и углекислого газа? Почему при одинаковом характере связей молекула воды полярна, а углекислого газа – нет? Какова геометрия этих молекул?
- 3.12. Из приведенного ряда выберите соединения, содержащие ионную (а), ковалентную полярную (б), кратную (в) связи: N_2 , KOH , CO_2 , NH_4Br , Cl_2 , NaCl , H_2S .
- 3.13. Большинство переходных металлов имеют более высокие температуры плавления по сравнению со щелочными и щелочноземельными металлами. Как это можно объяснить? Какие типы химических связей характерны для переходных металлов?
- 3.14. В чем разница между понятиями "валентность" и "степень окисления" элемента в соединениях? Может ли валентность быть положительной или отрицательной? Каковы валентность и степень окисления азота в NH_4Cl ?
- 3.15. Определите степени окисления элементов в следующих соединениях: KNO_3 , KNO_2 , K_2MnO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, H_2SiF_6 , H_2O_2 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

4. Энергетика химических процессов

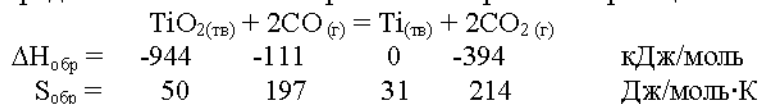
Основные понятия термодинамики: система, фаза, компонент. Термодинамические параметры и функции состояния систем. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия и энтальпия системы, связь с тепловым эффектом реакции. Закон Гесса и следствия из него. Стандартная энтальпия образования веществ как мера их стабильности. Энтропия как мера беспорядка системы. Энергия Гиббса и ее изменение в химических процессах. Второй закон термодинамики. Критерии самопроизвольного протекания реакций.

- 4.1. Назовите термодинамические параметры и функции, характеризующие состояния системы.
- 4.2. Напишите математическое выражение первого закона термодинамики и сформулируйте его.
- 4.3. Каков физический смысл понятия "внутренняя энергия", "энтальпия" системы? Укажите размерности этих величин.

- 4.4. Термохимические уравнения. Тепловые эффекты химических реакций.
- 4.5. Сформулируйте закон Гесса и следствия из него (закон Кирхгофа и Лавуазье-Лапласа). Запишите математические выражения этих законов в общем виде и для каких-либо конкретных реакций.
- 4.6. Что такое энтропия системы? Какова ее размерность?
- 4.7. Второй закон термодинамики. Энергия Гиббса и ее изменение в химических процессах. Критерий самопроизвольного протекания химических реакций.
- 4.8. Определите возможность протекания при стандартных условиях следующей реакции:



- 4.9. Определите возможность протекания при 2000К реакция:



5. Химическая кинетика и равновесие

Гомо- и гетерогенные системы. Понятие о скорости реакции. Активные молекулы, энергия активации. Закон действующих масс. Молекулярность и порядок реакции. Константа скорости. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Катализ и ингибирование реакций. Реакции автокаталитические, последовательные, параллельные, цепные.

Обратимые и необратимые реакции. Константа химического равновесия. Влияние различных факторов на равновесие. Принцип Ле-Шателье – Брауна.

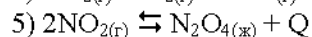
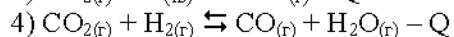
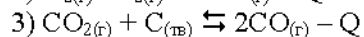
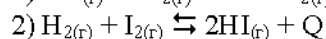
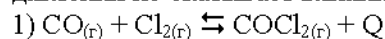
- 5.1. Сформулируйте определение скорости химической реакции для гомогенных и гетерогенных систем.
- 5.2. Запишите выражение для средней скорости реакции; единицы измерения.
- 5.3. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс.

- 5.4. Что такое активные молекулы, энергия активации, теория активных соударений?
- 5.5. Кинетическое уравнение. Порядок реакции. Константа скорости реакции, ее размерность для реакций различных порядков.
- 5.6. Многостадийные реакции, лимитирующая стадия. Какова связь между порядком и молекулярностью реакции?
- 5.7. Зависимость скорости реакции от давления и температуры. Уравнение Вант-Гоффа. Температурный коэффициент скорости реакции.
- 5.8. Катализ. Механизм действия катализаторов. Изобразите энергетическую схему реакции в отсутствие и в присутствии катализатора. Каталитические яды. Ингибиторы. Промоторы.
- 5.9. Сложные химические процессы, их виды (последовательные, параллельные, автокаталитические, цепные).
- 5.10. Обратимые реакции. Химическое равновесие. Общие и равновесные концентрации реакции реагентов и продуктов реакции. Константа химического равновесия, ее связь с величиной энергии Гиббса.
- 5.11. Влияние температуры, давления, концентраций веществ и катализатора на химическое равновесие.
- 5.12. Напишите выражение закона действующих масс для химического равновесия следующих реакций:
- $4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{Cl}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$
 - $\text{CO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{COCl}_{2(г)}$
 - $3\text{Fe}_{(тв)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_{4(тв)} + 4\text{H}_2(г)$
- 5.13. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе
- $$2\text{SO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(г)}$$
- составили: $[\text{SO}_2] = 0.04$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0.06$ моль/л, $[\text{SO}_3] = 0.02$ моль/л. Вычислить константу равновесия и исходные концентрации оксида серы(IV) и кислорода.
- 5.14. Как изменится скорость реакции
- $$\text{A}_{2(г)} + 2\text{B}_{(г)} \rightarrow 2\text{AB}_{(г)}$$
- если давление увеличить в шесть раз?
- 5.15. Как изменится скорость реакции
- $$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O},$$

протекающей в водном растворе, если реакцию смесь разбавить водой в два раза?

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

- 5.17. Укажите реакции из числа приведенных ниже, где изменение давления не оказывает влияния на смещение равновесия:



В каких из них равновесие сместится вправо при увеличении температуры системы?

6. Растворы

Дисперсные системы: суспензии, эмульсии, грубодисперсные системы. Истинные и коллоидные растворы. Критерий, отличающий коллоидные растворы от истинных. Растворитель и растворенное вещество. Растворение как физико-химический процесс. Вода как растворитель. Диаграмма состояния воды. Явления сольватации и гидратации. Тепловые явления при растворении. Зависимость растворимости от природы растворителя, растворенного вещества, температуры, давления, присутствия других веществ. Закон Генри. Способы выражения концентрации растворенного вещества. Электролиты и неэлектролиты. Свойства растворов неэлектролитов. Давление пара растворителя над раствором, температура замерзания и кипения растворов, законы Рауля. Осмотическое давление, закон Вант-Гоффа.

Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Ступенчатая диссоциация. Степень диссоциации электролитов. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Понятия кислоты и основания по теориям Аррениуса, Льюиса, Бренстеда-Лоури. Теория Дебая-Хюккеля для сильных электролитов. Активность ионов, коэффициент активности (кажущаяся степень диссоциации), ионная сила растворов.

Изотонический коэффициент, его физический смысл. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Кислотно-основные индикаторы. Буферные растворы. Труднорастворимые электролиты. Произведение растворимости. Влияние температуры, одноименных ионов и рН на растворимость веществ. Критерии образования осадков. Гидролиз солей. Гидролиз солей по катиону и аниону. Степень и константа гидролиза. Влияние концентрации соли, температуры и рН на степень гидролиза солей.

- 6.1. Какие силы обуславливают растворение веществ? Дайте определение понятия "растворитель" и "растворенное вещество".
- 6.2. Что такое сольватация (гидратация), сольваты (гидраты), кристаллогидраты? Приведите примеры их записи.
- 6.3. Строение молекулы воды. Тип гибридизации орбиталей атома кислорода в молекуле воды. Диаграмма состояния воды. Особенности воды как растворителя.
- 6.4. Способы выражения концентрации растворов (молярность, нормальность, моляльность, массовая доля, мольная доля). Растворы ненасыщенные, насыщенные, пересыщенные, разбавленные и концентрированные. Относительность этих понятий.
- 6.5. Что называется растворимостью вещества? Энергетические эффекты растворения твердых, жидких и газообразных веществ в зависимости от их природы, температуры и давления в свете принципа Ле-Шателье-Брауна. Закон Генри. Что называется парциальным давлением?
- 6.6. Как влияют на растворимость посторонние вещества? Что такое высаливание и какова причина данного явления?
- 6.7. Коллигативные свойства растворов: понижение давления пара, повышение температуры кипения, понижение температуры замерзания, осмотическое давление. Сформулируйте и запишите математические выражения для законов Рауля, Вант-Гоффа. Почему эти законы применимы к разбавленным растворам неэлектролитов?
- 6.8. Что такое температура кипения, температура плавления и от чего они зависят? Какой физический смысл имеют эбуллиоскопическая и криоскопическая константы? Какова их размерность?

- 6.9. Какое явление называется осмосом? Что называется осмотическим давлением?
- 6.10. Почему растворы кислот, щелочей и солей не подчиняются законам Рауля и Вант-Гоффа?
- 6.11. Что называется электролитами? В чем сущность теории электролитической диссоциации? Причины диссоциации веществ в воде и самой воды.
- 6.12. Что такое удельная электропроводность, эквивалентная электропроводность? Зависимость их от концентрации раствора.
- 6.13. Какие электролиты называются сильными, слабыми? Что такое степень диссоциации? От каких факторов она зависит?
- 6.14. Какой физический смысл имеет изотонический коэффициент? Как он связан со степенью диссоциации?
- 6.15. Что называется константой диссоциации? Какая связь существует между константой диссоциации, концентрацией и степенью диссоциации (закон разбавления Оствальда)? Как изменяется величина константы диссоциации разбавлением раствора, с изменением температуры?
- 6.16. Ступенчатая диссоциация кислот и оснований. Запишите ступенчатые и общие константы диссоциации для фосфорной кислоты, гидроксида алюминия. Кислые и основные соли.
- 6.17. Теория сильных электролитов Дебая-Хюккеля: активная концентрация, коэффициент активности, ионная сила растворов. Причина ассоциации ионов в растворе.
- 6.18. Что называется ионным произведением воды? Водородный показатель (рН), шкала рН. Расчет рН в растворах сильных кислот и щелочей, слабых кислот и оснований. Кислотно-основные индикаторы.
- 6.19. Буферные растворы, механизм их действия. Буферная емкость.
- 6.20. Условия практической необратимости хода реакций в растворах электролитов.
- 6.21. Гидролиз солей. Причина гидролиза. Гидролиз по катиону, по аниону. Необратимый гидролиз по катиону, по аниону. Реакция среды при гидролизе солей различной природы. Как можно усилить или подавить гидролиз?
- 6.22. Степень и константа гидролиза. Как константа гидролиза связана с ионным произведением воды и константами

диссоциации слабой кислоты и слабого основания? Запишите уравнения гидролиза солей: Na_2S , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 , Cr_2S_3 .

- 6.23. Произведение растворимости (ПР) как характеристика растворимости малорастворимых веществ. Почему понятие ПР нельзя применить к хорошо растворимым веществам? Условия выпадения осадков.
- 6.24. Как, используя произведение растворимости, объяснить растворение природных карбонатов в кислых водах?
- 6.25. При впадении одной реки в соленое озеро концентрация ионов кальция составляет $1.2 \cdot 10^{-3}$ моль/л, а другой – $1.5 \cdot 10^{-2}$ моль/л, концентрация сульфат-ионов в озере равна 0.1 моль/л. В устье какой реки можно ожидать выпадения осадка гипса, $\text{ПР}_{\text{CaSO}_4} = 1.3 \cdot 10^{-4}$?

7. Комплексные соединения

Координационная теория Вернера: центральный атом (ион), лиганды, координационное число, заряд комплексного иона, внешняя и внутренняя сферы. Типичные комплексообразователи и лиганды. Факторы, определяющие способность атомов и ионов выступать в качестве центрального атома и лигандов. Номенклатура комплексных соединений. Изомерия. Характер диссоциации комплексных соединений. Ступенчатые и общие константы устойчивости. Классификация комплексных соединений.

Современная теория строения комплексных соединений. Природа сил связи. Гибридизация орбиталей атомов при комплексообразовании и геометрия комплексов.

- 7.1. Укажите центральный атом, лиганды, координационное число, внешнюю и внутреннюю сферы в комплексных соединениях $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$.
- 7.2. Природа химической связи в комплексных ионах.
- 7.3. Чем являются лиганды в свете кислотно-основной теории Льюиса: кислотами, основаниями или ни тем, ни другим?
- 7.4. Что такое дентатность лигандов? Какую дентатность проявляют молекулы воды, аммиака, этилендиамина, сульфат- и галогенид-ионы?

- 7.5. Составьте формулы комплексных соединений хрома(III), если его координационное число равно 6, а лигандами могут быть: вода, аммиак, этилендиамин, хлорид-ионы. Укажите заряд комплексного иона.
- 7.6. Приведите примеры гидратной, геометрической и ионизационной изомерии.
- 7.7. Укажите выражения для ступенчатых и общих констант устойчивости комплексных ионов, входящих в состав соединений $K_3[Fe(CN)_6]$, $Na[Al(OH)_4]$, $[Ag(NH_3)_2]NO_3$, $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$.
- 7.8. Что такое двойные соли, как они диссоциируют в растворе? В чем их отличие от комплексных соединений?
- 7.9. Какой тип гибридизации орбиталей центрального атома в комплексных ионах $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, $[Fe(CN)_6]^{3-}$ и $[Ag(NH_3)_2]^+$?
- 7.10. Назовите комплексные соединения: $K_2[PtCl_4]$, $[Cr(NH_3)_6]Cl_3$, $[Ni(CN)_4]SO_4$, $K_3[CoF_6]$, $Na[Al(OH)_4]$, $[Cu(H_2O)_6]SO_4$.
- 7.11. Пользуясь теорией валентных связей, укажите, какие орбитали центральных атомов используются для образования связей с лигандами в комплексах $[Co(H_2O)_6]^{2+}$, $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, $Fe(CO)_5$?

8. Окислительно-восстановительные процессы

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР), их классификация (внутримолекулярные, межмолекулярные, самоокисление-самовосстановление). Электродный потенциал как количественная характеристика окислительно-восстановительных систем. Уравнение Нернста. Стандартный и реальный потенциалы. Стандартный водородный электрод. Гальванические элементы. Электрохимический ряд напряжений металлов. Аккумуляторы. Направление протекания ОВР.

Химическая и электрохимическая коррозия металлов, способы защиты от нее. Электролиз расплавов и растворов. Инертные и активные электроды. Процессы, происходящие на электродах.

- 8.1. Что называют электродным потенциалом? Какие процессы приводят к образованию двойного электрического слоя при погружении металлического электрода в раствор его соли?
- 8.2. Устройство водородного электрода. Стандартные условия. Стандартный электродный потенциал. Для чего используют

- водородный электрод? Как зависит потенциал водородного электрода от pH раствора?
- 8.3. Ряд напряжений металлов, условия его применения. Как можно использовать ряд напряжений металлов для определения направления протекания ОВР?
 - 8.4. Гальванические элементы. Как рассчитать ЭДС гальванического элемента? Концентрационные гальванические элементы.
 - 8.5. Разберите процессы, протекающие в гальваническом элементе, состоящем из цинковой пластинки в растворе сульфата цинка и медной пластинки в растворе сульфата меди.
 - 8.6. Какие процессы протекают на электродах при разрядке и зарядке свинцового аккумулятора?
 - 8.7. Коррозия металлов и ее виды. Механизм электрохимической коррозии. Протекторная защита, анодное и катодное покрытия. Какие процессы происходят при коррозии: а) никелированного железа, б) оцинкованного железа?
 - 8.8. Какой процесс называется электролизом? Что такое инертные и активные электроды? Электролиз растворов и расплавов.
 - 8.9. Напишите процессы, протекающие на катоде и инертном аноде в водных растворах CuCl_2 , NiSO_4 , KNO_3 , NaF , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3 .
 - 8.10. При электролизе раствора хлорида кальция на катоде выделилось 5.6 г водорода. Какой газ выделился на аноде и какова его масса?
 - 8.11. Составьте схему электролиза расплавов: а) гидроксида калия, б) сульфата меди, хлорида цинка.

9. Общая характеристика металлов

Особенности строения атомов металлов. Положение в Периодической системе. Металлическая связь и ее особенности. Проводники, полупроводники, диэлектрики.

Нахождение металлов в природе. Руды, полиметаллические руды. Принципы обогащения руд. Общие способы получения металлов: пирометаллургия, гидрометаллургия, электрометаллургия. Способ получения особо чистых металлов (термическое разложение карбониллов, иодидов и других соединений), метод зонной плавки.

d-Элементы. Строение атомов, особенности свойств элементов и их соединений. Изменение устойчивости соединений в высших степенях окисления по группам. Характер химических связей в соединениях *d*-элементов. Комплексообразование. Химическая активность, ее изменение по группам и периодам. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов *d*-элементов в разных степенях окисления. Полимерные гидроксиды. Изополи- и гетерополисоединения.

- 9.1. Металлы в природе. Обогащение руд: сепарация руды по удельному весу, магнитная сепарация и метод флотации.
- 9.2. Способы получения металлов: пирометаллургия, гидрометаллургия, электролиз (расплавов и растворов).
- 9.3. Положение металлов в Периодической системе. Особенности строения их электронной оболочки. Изменение свойств металлов и их соединений в группах и периодах. Физические свойства металлов. Их классификация по температурам плавления, удельному весу, структуре их электронных оболочек (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-элементы). Особенности свойств переходных металлов.
- 9.4. Химические свойства металлов: взаимодействие с неметаллами, кислотами-окислителями и "неокислителями", со щелочами, солями.
- 9.5. Сходство и различие свойств элементов соответствующих А и В групп Периодической системы.
- 9.6. Металлическая связь. Особенности электронной структуры атомов переходных металлов. Почему большинство металлов В-групп твердые и тугоплавкие, а щелочные и щелочноземельные – мягкие и легкоплавкие?
- 9.7. Зависимость свойств соединений металлов от степени окисления элемента. Как изменяются химические свойства в ряду $\text{CrO}-\text{Cr}_2\text{O}_3-\text{CrO}_3$ и $\text{Cr}(\text{OH})_2-\text{Cr}(\text{OH})_3-\text{H}_2\text{CrO}_4$?
- 9.8. Почему растворы гидроксида натрия и гидроксида калия разъедают стеклянную посуду, особенно при длительном кипячении? Напишите соответствующие уравнения реакций.
- 9.9. Добавление каких из указанных веществ усилит гидролиз карбоната натрия: а) NaOH , б) ZnCl_2 , в) H_2O , г) K_2S ?
- 9.10. Какие процессы лежат в основе получения алюминия из бокситов путем электролиза?

- 9.11. Почему из водных растворов нельзя получить сульфид и карбонат алюминия?
- 9.12. Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия: 1) с концентрированным раствором азотной кислоты, 2) с ее разбавленным раствором.
- 9.13. Допишите следующие уравнения реакций:
- 1) $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{разб}) \rightarrow$
 - 2) $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow$
 - 3) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
 - 4) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) \rightarrow$
 - 5) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб}) \rightarrow$
 - 6) $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow$
- 9.14. Какие процессы происходят при электролизе раствора сульфата меди с инертными электродами?

10. Общие свойства неметаллов

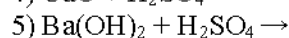
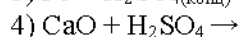
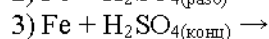
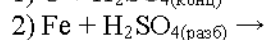
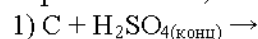
Строение атома и валентности *p*-элементов III-VIIa подгрупп. Изменение атомных радиусов, ионизационных потенциалов, сродства к электрону, электроотрицательностей элементов по периодам и группам. Изменение устойчивости соединений с высшей степенью окисления атомов по группам. Характер химической связи в соединениях. Склонность к образованию катионных и анионных форм, комплексообразование. Особенности свойств соединений элементов II и VI периодов. Изменение кислотно-основных и металлических свойств элементов по группам и периодам.

- 10.1. Положение неметаллов в Периодической системе. Электронная структура атомов, их размеры, проявляемые степени окисления.
- 10.2. Изменение свойств простых веществ и их соединений по группам и периодам. Зависимость свойств соединений от степени окисления элемента.
- 10.3. Водород. Особое положение в Периодической системе, изотопы, химические свойства водорода. Вода, ее свойства. Пероксид водорода и его свойства.
- 10.4. Галогены. Электронная структура атомов, возможные степени окисления. Размеры атомов, сродство к электрону,

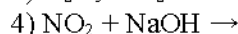
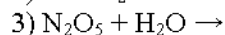
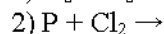
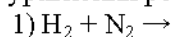
электроотрицательность. Окислительно-восстановительные свойства галогенов и их соединений.

10.5. Галогеноводороды. Соляная кислота, получение и химические свойства. Напишите соответствующие уравнения химических реакций.

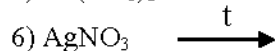
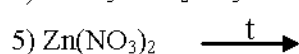
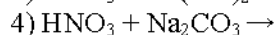
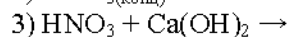
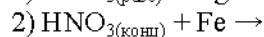
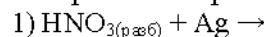
10.6. Элементы VIA-группы. Кислород, сера. Строение атомов. Аллотропия. Получение, свойства и применение кислорода и серы. Озон, его роль в природе. Сероводород, сульфиды. Серная кислота, ее свойства. Напишите уравнения реакций:



10.7. Элементы VA-группы. Азот, фосфор. Нахождение в природе, получение. Химические свойства азота и фосфора. Напишите уравнения реакций:



10.8. Азотная кислота. Получение, химические свойства, взаимодействие с металлами, основаниями, солями. Нитраты, их термическое разложение. Допишите реакции:



10.9. Фосфорная кислота и ее соли. Минеральные азот- и фосфорсодержащие удобрения.

10.10. Элементы IVA-группы. Углерод, кремний. Нахождение в природе, получение. Оксиды углерода и кремния. Угольная кислота. Карбонаты, гидрокарбонаты. Кремниевая кислота, силикаты. Допишите реакции:

