

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
УРАЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ им. А. М. ГОРЬКОГО

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Программа
для студентов первого курса
биологического факультета

Екатеринбург
Издательство Уральского университета
2001

Подготовлено
кафедрой неорганической химии

Утверждено
учебно-методической комиссией
химического факультета
21 мая 2001 г.

Составитель: Е. В. Закс

*Публикуется при финансовой поддержке
гранта № REC-005 фонда США «Гражданские исследования и развитие»
для независимых государств бывшего СССР (SRDF)*

Курс неорганической химии включает два раздела: общая химия и некоторые главы неорганической химии.

Основной задачей курса общей химии является создание теоретического фундамента для последующего изучения всех других химических дисциплин, предусмотренных учебным планом подготовки специалистов-биологов.

Задачи курса:

- формирование у студентов современных представлений о строении и свойствах химических веществ, закономерностях протекания химических реакций;
- развитие теоретического химического мышления;
- приобретение студентами навыков в экспериментальной работе, умений сформулировать цель эксперимента, провести наблюдение и сделать обоснованные выводы;
- применение студентами теоретических знаний при изучении химии элементов.

Введение. Химия – одна из фундаментальных наук о природе. Представления о дифференциации и интеграции химии с биологией, геологией и другими естественными науками. Роль фундаментальной химической науки в решении экологических проблем. Химическое производство и охрана биосферы.

Атомно-молекулярное учение. Основные положения атомно-молекулярного учения.

Основные понятия химии: *атом, молекула, химический элемент, простое и сложное вещество, химическое соединение, химический эквивалент.*

Агрегатное состояние вещества. Характерные особенности различных агрегатных состояний веществ. Понятия о стандартных условиях.

Основные типы структур неорганических соединений. Вещества с молекулярной и немолекулярной структурой. Атомные, ионные, металлические решетки. Кристаллическое и аморфное состояния вещества. Полимерное строение вещества.

Основные стехиометрические законы, их современная трактовка. Применимость стехиометрических законов к веществам с молекулярной и немолекулярной структурой.

Нестехиометрические соединения. Факторы, определяющие возможность существования нестехиометрических соединений.

Учение о строении атома. История развития представлений о строении атома. Модели строения атома. Теория Бора – Зоммерфельда.

Волновая теория строения атома. Двойственная природа электрона. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Уравнение Шредингера.

Понятие об электронном облаке. Электронная плотность. Квантовые числа как характеристики состояния электрона в атоме. S-, p-, d-, f-элементы. Понятия: *энергетический уровень, подуровень, электронный слой, электронная оболочка, атомная орбиталь (АО)*. Электронная конфигурация атома. Правила заполнения электронных оболочек атомов. Принцип минимума энергии. Правила Клечковского. Принцип Паули. Правило Гунда. Электронные и энергетические формулы атомов и ионов.

Понятие об эффективном заряде ядра атома. Экранирование заряда ядра электронами. Эффект проникновения электронов.

Периодический закон Д. И. Менделеева. Периодическая система. Периодичность свойств элементов. Химический этап в развитии периодического закона Д. И. Менделеева. Формулировка периодического закона, данная Д. И. Менделеевым. Физический этап в развитии периодического закона. Физический смысл порядкового номера, номера группы и периода. Ядерный этап в развитии периодического закона. Перспективы развития периодической системы элементов. Философское значение периодического закона.

Виды аналогий в периодической системе: горизонтальная, вертикальная, диагональная. Учение Некрасова о полных и неполных электронных аналогах.

Виды периодичности: главная, вторичная и внутренняя.

Периодичность свойств атомов элементов. Орбитальные и эффективные радиусы. Ковалентные, ван-дер-ваальсовы, металлические и ионные радиусы. Изменение атомных и ионных радиусов по периодам и группам. Эффекты d- и f-сжатия.

Ионизационный потенциал и энергия ионизации. Факторы, определяющие величину ионизационного потенциала. Закономерности изменения величин ионизационных потенциалов по периодам и группам.

Сродство к электрону. Факторы, определяющие величину сродства к электрону. Закономерности изменения величин сродства к электрону по периодам и группам.

Понятие об электроотрицательности элементов. Различная трактовка электроотрицательности. Шкалы Полинга и Малликена. Недостатки концепции электроотрицательности. Изменение величин электроотрицательности по периодам и группам.

Периодичность химических свойств элементов, простых веществ и химических соединений. Изменение валентности по периодам и группам. Изменение свойств элементов по периодам и группам в зависимости от структуры внешних и предвнешних электронных оболочек и радиусов атомов. Изменение химической активности металлов и неметаллов по периодам и группам. Изменение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов по периодам и группам.

Химическая связь и валентность. Природа химической связи и механизм образования химической связи. Валентные и невалентные силы сцепления. Основные типы химической связи

Теории ковалентной связи. Классическая теория Льюиса. Основные положения теории валентных связей (ВС). Особенности образования связи по донорно-акцепторному механизму. σ - и π -связи.

Количественные характеристики химических связей. Энергия связи. Длина связи. Кратность связи. Валентный угол. Полярность связи.

Концепция гибридизации атомных орбиталей и пространственное строение молекул и ионов. Особенности распределения электронной плотности гибридных орбиталей. Простейшие типы гибридизации: sp -, sp^2 -, sp^3 -, sp^3d -, sp^3d^2 -.

Влияние отталкивания электронных пар на пространственную конфигурацию молекул. Гибридизация с участием неподеленных электронных пар.

Локализованные и делокализованные связи. Многоцентровые связи. Делокализация π -электронной плотности в ионах кислородо-

содержащих неорганических кислот. Пространственная конфигурация молекул и ионов кислородосодержащих неорганических кислот.

Валентность химических элементов. История развития понятия валентности. Различные трактовки понятия валентности в современной химии. Валентность с позиции теории ВС. Координационное число химически связанного атома как характеристика, дополняющая валентность.

Теория молекулярных орбиталей (МО). Основные положения метода МО. Связывающие, несвязывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали. σ - и π -молекулярные орбитали. Энергетические диаграммы двухатомных молекул элементов 2-го периода. Относительная устойчивость двухатомных молекул и соответствующих молекулярных ионов. Сравнение теорий ВС и МО (на примере молекулы водорода).

Ионная связь. Классическая теория Косселя. Квантово-механическая трактовка ионной связи.

Концепция поляризации ионов. Поляризующее действие катионов. Поляризуемость анионов. Факторы, влияющие на поляризацию. Объяснение свойств неорганических соединений с позиции теории поляризации. Эффект контрполяризации и двойной поляризационный эффект.

Межмолекулярное взаимодействие. Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие.

Природа водородной связи. Водородная связь между молекулами фтороводорода, воды и аммиака.

Зависимость физических свойств веществ с молекулярной структурой от характера межмолекулярного взаимодействия. Влияние водородной связи на физические свойства веществ с молекулярной структурой.

Общие особенности физических свойств молекулярных кристаллов в сравнении с ионными и атомными кристаллами.

Элементы химической термодинамики. Химическая система (открытая, закрытая, изолированная). Внутренняя энергия системы. Изменение внутренней энергии в ходе химических превращений.

Понятие об энтальпии. Соотношение энтальпии и внутренней энергии системы. Изменение энтальпии в ходе химических превращений. Стандартная энтальпия образования веществ. Закон Гесса. Влияние температуры на изменение энтальпии реакции.

Энтропия. Влияние температуры на величину энтропии. Изменение энтропии системы при фазовых превращениях и при протекании химических реакций.

Изобарно-изотермический потенциал (свободная энергия Гиббса). Соотношение изменения свободной энергии Гиббса и изменений энтропии и энтальпии системы. Изменение свободной энергии Гиббса и направление протекания реакций. Возможность оценки направления и полноты протекания реакций по величине изменения свободной энергии Гиббса.

Элементы химической кинетики. Скорость химических реакций, протекающих в гомогенных и гетерогенных системах. Закон действия масс. Константа скорости химической реакции. Факторы, определяющие скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса. Энергия активации. Катализ и катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ. Ингибирование реакций. Механизм катализа. Порядок и молекулярность реакции.

Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Растворы. Растворение как физико-химический процесс. Сольватация. Сольваты. Особые свойства воды как растворителя. Гидраты. Кристаллогидраты.

Растворимость веществ. Истинные растворы. Растворение твердых, жидких и газообразных веществ. Влияние температуры, давления и природы веществ на их взаимную растворимость.

Способы выражения состава растворов: массовая доля, молярная и нормальная концентрации.

Равновесия в растворах электролитов. Электролитическая диссоциация. Влияние природы вещества на его способность к электролитической диссоциации в водном растворе. Механизм диссоциации. Гидратация ионов в растворе. Основания и кислоты с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ион гидроксония.

Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации электролитов. Факторы, определяющие степень диссоциации. Основные представления теории сильных электролитов. Истинная и кажущаяся степень диссоциации, концентрация ионов в растворе и активность, коэффициент активности. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации. Факторы, влияющие на величину константы диссоциации. Закон разбавления Оствальда.

Диссоциация воды. Константа диссоциации. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН), шкала рН.

Труднорастворимые электролиты. Произведение растворимости. Правило произведения растворимости. Влияние одноименных ионов на растворимость веществ. Перевод труднорастворимых осадков в растворимое состояние.

Гидролиз солей. Молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей. Степень гидролиза. Константа гидролиза. Влияние концентрации раствора, температуры, рН среды на степень гидролиза. Случаи полного гидролиза.

Гидролиз кислых солей. Гидролиз труднорастворимых солей. Полимеризация и поликонденсация продуктов гидролиза многозарядных ионов.

Обменные реакции между ионами в растворе. Ионные уравнения. Реакции обмена, осложненные реакциями гидролиза.

Комплексные соединения. Номенклатура комплексных соединений. Классификация комплексных соединений. Строение комплексных соединений. Теория Вернера. Комплексообразователь и лиганды. Понятие о координационном числе и дентатности лигандов. Теории связи в комплексных соединениях. Теория Льюиса – Сиджвика. Определение геометрической формы комплексных соединений с помощью метода валентных связей. Теория Косселя – Магнуса. Объяснение образования комплексных соединений с использованием теории поляризации. Теория кристаллического поля. Спектрохимический ряд лигандов. Устойчивость, магнитные и оптические свойства тетраэдрических и октаэдрических комплексов.

Диссоциация комплексных ионов в растворе. Константа нестойкости и устойчивости комплексных соединений. Факторы, определяющие устойчивость комплексных ионов в растворе. Особенности диссоциации двойных солей.

Окислительно-восстановительные процессы. Типы окислительно-восстановительных реакций. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Методы подбора коэффициентов окислительно-восстановительных реакций: электронного баланса и ионно-электронный (полуравнений).

Окислительно-восстановительные потенциалы. Электродные процессы, равновесие на границе металл – раствор. Электродный потенциал. Водородный электрод. Ряд напряжений металлов. Галь-

ванические элементы. Электродвижущая сила (ЭДС) гальванического элемента.

Определение направления окислительно-восстановительных реакций.

Химия элементов

1. Водород. Положение в периодической системе. Особенности строения атома и молекулы. Нахождение в природе, получение, химические свойства. Гидриды и их классификация. Вода, строение молекулы. Влияние водородной связи на свойства воды. Участие воды в окислительно-восстановительных реакциях.

2. Галогены (элементы VII А группы). Общая характеристика подгруппы галогенов. Нахождение в природе, получение. Специфические свойства фтора и его соединений. Галогеноводороды, получение, изменение физических и химических свойств в подгруппе. Кислородные соединения галогенов. Оксокислоты хлора: строение молекул, кислотные и окислительно-восстановительные свойства.

3. Халькогены (элементы VI А группы). Общая характеристика подгрупп халькогенов. Кислород. Молекулярный кислород и озон: строение молекул, физические и химические свойства. Озоновый слой в атмосфере, его роль и реакции, приводящие к разрушению. Пероксид водорода. Строение с позиции метода МО молекулы кислорода и пероксид-иона. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода. Сера. Взаимодействие с металлами и неметаллами. Сульфиды: классификация и растворимость. Полисульфиды. Тиокислоты и тиосоли. Оксид серы (IV). Сернистая кислота и ее соли, участие в окислительно-восстановительных реакциях. Серная кислота. Зависимость окислительных свойств серной кислоты от концентрации. Термическая устойчивость сульфатов. Общая характеристика элементов подгруппы серы. Соединения селена и теллура в степенях окисления +4 и –2. Проявление вторичной периодичности в свойствах соединений халькогенов в высшей степени окисления.

4. Общая характеристика элементов V А подгруппы. Азот, строение молекулы, химические свойства. Реакции, приводящие к фиксации атмосферного азота. Аммиак, физические и химические свойства. Соли аммония, их поведение при нагревании. Нитриды. Гидразин, гидроксилламин, строение молекул. Участие соединений азота и водорода в кислотно-основных и окислительно-восстановительных реак-

циях. Оксиды азота. Строение молекул, получение, поведение в растворах. Азотная и азотистая кислоты, строение молекул, устойчивость, кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Термическое разложение нитратов. Фосфор, аллотропные модификации. Оксокислоты фосфора, строение молекул, кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Полифосфорные кислоты. Конденсированные фосфаты. Термическая устойчивость и растворимость фосфатов. Биологическая роль азота и фосфора. Общая характеристика подгруппы мышьяка. Соединения мышьяка, сурьмы и висмута с водородом, кислородом, галогенами и серой. Кисотно-основные и окислительные свойства гидроксосоединений (III) и (V). Тиосоли мышьяка и сурьмы. Окислительные свойства соединений висмута (V).

5. Общая характеристика элементов IV A подгруппы. Углерод, его аллотропные модификации. Химические свойства углерода. Карбиды. Оксиды углерода (II) и (IV), строение молекул, химические свойства. Карбонилы металлов. Угольная кислота и ее соли, их термическая устойчивость. Кремний. Диоксид кремния и кремниевые кислоты. Силикаты и их полимерная структура, гидролиз в растворах. Общая характеристика элементов подгруппы германия. Сравнение кислотно-основных свойств гидроксидов в степени окисления (II) и (IV). α - и β -оловянные кислоты. Окислительно-восстановительные свойства соединений Sn (II), Sn (IV), Pb (IV).

6. Общая характеристика элементов III A подгруппы. Бор. Бораны как электронодефицитные соединения. Оксид бора и борные кислоты. Бораты, их строение и гидролиз. Алюминий, нахождение в природе, получение, физические и химические свойства. Оксид и гидроксид алюминия, их амфотерные свойства. Соли алюминия, их гидролиз. Подгруппа галлия. Химические свойства галлия, индия, таллия. Особенности химии таллия (I).

7. Общая характеристика элементов II A подгруппы. Получение, химические и физические свойства. Свойства оксидов и гидроксидов. Амфотерность гидроксида бериллия. Гидролиз солей магния и бериллия. Жесткость воды и методы ее устранения. Термическая устойчивость солей. Биологическая роль кальция и магния.

8. Общая характеристика элементов подгруппы щелочных металлов. Получение, их физические и химические свойства. Гидроксиды щелочных металлов. Малорастворимые соли. Особенности химии лития. Биогенная роль натрия и калия.

9. Переходные металлы: первый, второй и третий ряды. Изменение физических и химических свойств (устойчивость высшей степени окисления, величина стандартного электродного потенциала, склонность к комплексообразованию) в первом переходном ряду и побочных подгруппах.

Ранние 3d-элементы. Титан. Взаимодействие с неметаллами. Образование соединений внедрения. Перооксосоединения титана. Гидрооксосоединения титана (IV). Ванадий. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства соединений в разных степенях окисления. Ванадаты и изополиванадаты. Хром. Соединения хрома (III). Хроматы и дихроматы, получение, окислительно-восстановительные свойства. Марганец. Соединения марганца (II), (IV) и (VI), получение и участие в окислительно-восстановительных реакциях. Соединения марганца (VII), их аналогия с соединениями хлора (VII). Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакции.

Поздние 3d-элементы. Элементы триады железа. Краткая характеристика триады. Причина близости свойств. Кисотно-основные свойства гидроксидов железа, кобальта, никеля. (II) и (III). Способность к комплексообразованию. Ферраты, их окислительные свойства. Биологическая роль железа и кобальта. Элементы I B подгруппы. Особенности свойств меди, серебра, золота. Комплексные соединения элементов подгруппы меди. Элементы II B группы. Общая характеристика, сходство с непереходными элементами. Кисотно-основные свойства и устойчивость гидроксидов. Комплексные соединения цинка и кадмия, их отличие от комплексов других d-металлов. Ртуть, причины образования кластера Hg_2^{2+} . Особенности химии соединений ртути.

Список литературы

1. Общая химия / Под ред. Е. М. Соколовской, Л. С. Гузея. М.: МГУ, 1989.
2. *Ахметов Н. С.* Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 1998.
3. *Карпетьянц М. Х., Дракин М. С.* Общая и неорганическая химия. М.: Химия, 1992.
4. *Суворов А. В., Никольский А. Б.* Общая химия. СПб.: Химия, 1997.
5. *Князев Д. А., Смартыгин С. Н.* Неорганическая химия. М.: Высш. шк., 1990.
6. *Зубович И. А.* Неорганическая химия. М.: Высш. шк., 1989.

ВОПРОСЫ К СЕМИНАРСКОМУ ЗАНЯТИЮ
ПО ТЕМЕ «АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ.
ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН»

Атомно-молекулярное учение

1. Какие частицы называются атомами и молекулами? Приведите примеры.
2. Современное определение понятия *химический элемент*.
3. Определение понятия *вещество*. Какие вещества называются простыми и сложными?
4. Отличаются ли понятия *вещество* и *химическое соединение*. Чем отличается химическое соединение от смеси?
5. Какие соединения называются стехиометрическими, а какие – нестехиометрическими? Причины существования нестехиометрических соединений.

Стехиометрические законы

1. Какие законы называются стехиометрическими? Что означает термин *стехиометрия*?
2. Классическая и современная формулировки закона сохранения материи и движения. Значение закона для химии.
3. Классическая и современная формулировки закона постоянства состава.
4. Определение понятия *эквивалент элемента*, *эквивалент сложного вещества*, *эквивалентная масса*.
5. Формулировка закона эквивалентов.
6. Классическая и современная формулировки закона кратных отношений, открытого Дальтоном.
7. Закон Авогадро и его значение.
8. Границы применимости стехиометрических законов и области их использования.

Строение атома

1. Какие открытия послужили основой для создания моделей строения атома?
2. Объясняет ли планетарная модель строения атома, предложенная Резерфордом, линейчатые спектры газообразных атомов?
3. Сформулируйте основные положения теории строения одно-электронных атомов Бора.

4. На основании теории Бора объясните возникновение линейчатого спектра газообразного водорода.
5. Принцип неопределенности Гейзенберга. Волны де Бройля.
6. Уравнение Шредингера для атома водорода в сферических координатах.
7. Что характеризуют радиальная и угловая части волновой функции в уравнении Шредингера для атома водорода?
8. Что называется электронным облаком и орбиталью?
9. Что характеризует главное квантовое число и какие значения оно может принимать?
10. Что характеризует орбитальное квантовое число, какие значения оно принимает и какова форма s-, p- и d- орбиталей?
11. Что характеризует магнитное квантовое число, какие значения оно принимает? Одинаковую ли энергию имеют электроны с различными значениями m при одинаковых значениях n и l ?
12. Какое количество s-, p- и d- орбиталей возможно для данного значения n ?
13. Какое состояние электрона называется вырожденным?
14. Что такое спин электрона и спиновое квантовое число?
15. Что такое электронная конфигурация атома? Какие существуют формы изображения электронной конфигурации атома?
16. Назовите принципы заполнения электронами в атоме энергетических уровней, подуровней, орбиталей.
17. Сформулируйте правила Клечковского.
18. Как формулируется принцип Паули? Рассчитайте максимальное количество электронов на s-, p- и d- орбиталях. Чему равно число электронов, находящихся на энергетическом уровне?
19. Сформулируйте правило Гунда. Распределите электроны по орбиталям (ячейкам) в атомах углерода, азота, лития и аргона.

Периодический закон

1. Почему в периодической системе Д. И. Менделеева некоторые элементы расположены не в соответствии с ростом их атомных масс?
2. Какая зависимость существует между порядковым номером элемента в периодической системе Д. И. Менделеева и длиной волны в характеристическом рентгеновском спектре (закон Мозли)?
3. Физическая сущность порядкового номера элемента в периодической системе Д. И. Менделеева.

4. Физическая сущность номера периода в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.

5. Физический смысл номера группы для элементов главных подгрупп периодической системы Д. И. Менделеева.

6. Изобразите распределение электронов в атомах $_{24}\text{Cr}$ и $_{29}\text{Cu}$ и обозначьте переход («провал») электронов с 4s на 3d- орбитали.

7. Изобразите распределение электронов в атомах $_{57}\text{La}$ и $_{58}\text{Ce}$, $_{71}\text{Lu}$ и $_{72}\text{Hf}$, и укажите, какой из них относится к d-, а какой к f- элементам?

8. Типы аналогий в периодической системе Д. И. Менделеева. Примеры диагональных аналогов для Mg и Si.

9. Какие элементы называются полными и неполными электронными аналогами в соответствии с учением об электронных аналогах Б. Некрасова?

10. Периодическое изменение свойств элементов. Все ли свойства элементов изменяются периодически?

11. Орбитальный и эффективный радиусы атома.

12. Изменение величины радиусов атомов в малых и больших периодах. Что называется d- и f- сжатием?

13. Изменение величины радиусов атомов в главных и побочных подгруппах периодической системы Д. И. Менделеева?

14. Энергия и потенциал ионизации.

15. Изменение потенциалов ионизации в периодах и группах.

16. Сродство атома к электрону.

17. Закономерности изменения сродства атома к электрону по периодам и группам.

18. Электроотрицательность элемента, количественные способы ее выражения. Что называется относительной электроотрицательностью элемента?

19. Шкала электроотрицательности Малликена.

20. Шкала электроотрицательности Полинга. Можно ли считать электроотрицательность элементов строго постоянной величиной в их соединениях с различными типами связей?

21. Изменение величины относительной электроотрицательности элементов по периодам и группам.

22. Почему в пределах главного периода физические и химические свойства элементов изменяются неравномерно?

23. Что называется вторичной периодичностью и как она объясняется на основании теории строения атома?

ВОПРОСЫ К СЕМИНАРСКОМУ ЗАНЯТИЮ ПО ТЕМЕ «ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ»

1. Какова причина образования химической связи между атомами?
2. Типы химической связи
3. Какова природа валентных и невалентных сил при образовании химической связи?
4. Определение понятия *валентность*. Ковалентность, гетеро-валентность, степень окисления, координационное число.

Теории ковалентной связи

1. Сущность электронной теории Льюиса.
2. Изобразите строение следующих молекул по теории Льюиса: PCl_5 , HF , O_2 . Во всех ли приведенных молекулах соблюдается правило октета для всех связанных атомов?
3. Механизм образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный. Природа донорно-акцепторной связи.
4. Какая связь называется полярной? Как оценить полярность связи между атомами?
5. Сущность метода валентных связей (ВС).
6. Что называется валентностью атома согласно теории ВС?
7. Какие связи называются σ - и π -связями?
8. Какие связи называются локализованными и делокализованными? Укажите локализованные и делокализованные связи в молекуле серной кислоты. Почему в этой молекуле кратность связи S–O равна 1,5?
9. Как объясняет метод ВС направленность и насыщенность ковалентной связи?
10. Гибридизация валентных орбиталей в методе ВС. Типы гибридизации.
11. Как установить геометрическую форму молекулы по методу ВС?
12. Сущность метода молекулярных орбиталей (МО).
13. Какие молекулярные орбитали называются связывающими и разрыхляющими?
14. Каким понятием в методе МО заменено понятие «валентность»?
15. Основные достоинства и недостатки методов ВС и МО при описании ковалентной связи.

Теория ионной связи

1. Сущность теории ионной связи по Косселю.
2. Квантово-механическая трактовка ионной связи.
3. «Эффективный заряд» атома.
4. Характеристика ионной связи.
5. Структура ионных соединений.
6. Что называется поляризацией ионов?
7. Поляризуемость и поляризующее действие ионов. Влияние строения электронной оболочки, радиуса и заряда ионов на поляризующее действие и поляризуемость.
8. Укажите молекулы с более высокой долей ионной связи в рядах: $\text{FeCl}_3 - \text{FeCl}_2$; $\text{ZnCl}_2 - \text{CaCl}_2$; $\text{BeCl}_2 - \text{MgCl}_2$. Объясните причину этого явления.
9. Укажите соединения с более выраженными основными свойствами: $\text{Ca}(\text{OH})_2 - \text{Zn}(\text{OH})_2$; $\text{Cr}(\text{OH})_3 - \text{Cr}(\text{OH})_2$; $\text{Sb}(\text{OH})_3 - \text{Bi}(\text{OH})_3$.
10. На основании поляризационных свойств ионов объясните различную термическую диссоциацию иодидов и хлоридов.
11. На основании понятия «контрполяризация» объясните различную термическую диссоциацию соединений в рядах: $\text{SrCO}_3 - \text{CaCO}_3$; $\text{NaHCO}_3 - \text{H}_2\text{CO}_3$; $\text{CuSO}_4 - \text{Na}_2\text{SO}_4$.
12. Как влияет поляризация ионов на изменение температуры плавления веществ с одинаковой кристаллической решеткой?
13. Объясните увеличение интенсивности окраски в рядах соединений:

- а) AgCl – AgBr – AgI
(белый) (светло-желтый) (желто-оранжевый)
- б) $\text{Pb}(\text{OH})_2$ – PbO – PbS
(белый) (оранжевый) (черный)

Невалентные силы сцепления

1. Какая связь называется водородной?
2. Природа водородной связи, ее энергия и механизм образования.
3. Как влияет водородная связь на свойства соединений? Приведите примеры.
4. Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия.

5. Факторы, определяющие энергию межмолекулярного взаимодействия. Энергия межмолекулярного взаимодействия в сравнении с энергией химического взаимодействия.

6. Какие физические свойства веществ с молекулярной структурой зависят от характера межмолекулярного взаимодействия?

7. Объясните изменение агрегатного состояния в ряду галогенов Cl_2 (газ) – Br_2 (ж.) – I_2 (тв.).

8. Какая связь называется металлической?

9. Современные теории, объясняющие природу металлической связи.

Учебное издание

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Программа курса
для студентов первого курса биологического факультета

Составитель Елена Владиславовна Закс

Редактор и корректор В. И. Попова
Компьютерная верстка Н. В. Комардиной

ЛР № 020257 от 22.11.96. Подписано в печать 05.09.2001. Формат 60x84 $\frac{1}{16}$.
Бумага для множительных аппаратов. Гарнитура Times.
Уч.-изд. л. 0,84. Усл. печ. л. 0,93. Тираж 100 экз. Заказ

Издательство Уральского университета. 620083, Екатеринбург, пр. Ленина, 51.

Отпечатано в ИПЦ «Издательство УрГУ». 620083, Екатеринбург, ул. Тургенева, 4.