

## **Пояснительная записка**

Основная задача семинарских занятий заключается в том, чтобы сформировать у студентов основы химического мышления, привить им навыки систематизации фактов, их анализа и объяснения. Поэтому основное внимание на этих занятиях уделяется вопросам теоретического характера, задающим уровень и направленность изучения всего теоретического материала, вопросам по выявлению закономерностей в изменении свойств и поведении рядов сходных веществ (в пределах группы, семейства, периода) и обоснованию выявленных закономерностей с привлечением представлений структурной химии и химической термодинамики.

Реализация указанного подхода на практике сталкивается с рядом *трудностей*. Это, прежде всего, – переход от описательной химии средней школы к химии вузовского курса, сопровождающийся формированием новой системы понятий и направленный на развитие практического мышления. Существенная проблема связана с тем, что неорганическая химия изучается студентами на 1-ом курсе, когда их физико-математическая подготовка еще недостаточно глубока. И, наконец, дополнительные трудности связаны с отсутствием единого учебника, который охватывал бы всю программу университетского курса неорганической химии. Хотя последний факт может рассматриваться и как положительный, позволяющий первокурсникам познакомиться с различным уровнем теоретического обоснования материала, различными принципами его систематизации, глубиной трактовки фактов в различной учебной литературе. Список рекомендуемой литературы приводится в конце пособия. Целесообразно также рекомендовать студентам отдельные оригинальные публикации, содержащие сведения о новых достижениях науки, пока не попавшие в учебную литературу.

Объектом рассмотрения и обсуждения на семинарских занятиях являются узловые *вопросы* раздела программы, а также наиболее сложные вопросы, в которых студенту труднее всего разобраться. В пособии чаще всего используется форма вопросов, предполагающая

сопоставление возможностей теоретических концепций в объяснении фактов или явлений; форма, требующая выявления закономерностей и нацеленная на проведение анализа, объяснения. Преимущества вопросов в такой форме могут быть проиллюстрированы на примере двух формулировок одного и того же вопроса, который можно предложить студентам: "Свойства гидроксида алюминия" и "Как можно объяснить амфотерный характер гидроксида алюминия?". В первом случае, готовясь к семинару, студент может ограничиться запоминанием факта амфотерности гидроксида алюминия. Во втором случае требуется рассмотрение причин амфотерности.

С учетом разнообразия рассматриваемого в курсе неорганической химии фактического материала, разного уровня его теоретического объяснения в пособии отличается стиль формулировки вопросов: "Почему ..., как можно объяснить ..., сопоставьте..., проанализируйте ..." и т. д. Развитию логического мышления и лучшему усвоению материала способствует и вариационный анализ изучаемых объектов, т. е. рассмотрение их поведения при изменении в том или ином направлении. В химии достаточно много вариантов ответа на вопрос: "Что будет, если...?" Поиск ответов позволяет проанализировать на семинарском занятии различные подходы к решению поставленной проблемы. Количество вопросов, требующих определения некоторых понятий, формулировки законов и написания формул, в пособии невелико. Все задания, связанные с проведением расчетов, написанием химических реакций и подбором в них коэффициентов выносятся на практические занятия.

При рассмотрении вопросов неорганической химии априори подразумевается, что студенты умеют характеризовать *свойства химических элементов* и образуемых ими соединений на основании их положения в периодической системе по следующей схеме:

1. Общие сведения о химическом элементе (название, химический символ, относительная атомная масса).
2. Положение химического элемента в периодической системе (порядковый номер, период, группа, подгруппа).
3. Строение атома элемента (заряд ядра; число протонов и нейтронов в ядре; число электронов; их распределение по энергетическим уровням, подуровням и атомным орбиталям – формула электронной конфигурации).

4. Свойства простого вещества, образуемого данным элементом (металл, неметалл, агрегатное состояние при обычных условиях, тип химической связи в веществе).
5. Высший оксид и соответствующий ему гидроксид (формулы, валентность и степень окисления элемента в соединении), их кислотно-основные свойства.
6. Летучее водородное соединение (формула, валентность и степень окисления элемента в соединении).
7. Другие соединения элемента (формулы, катионная или анионная форма).

Основные требования к знаниям и умениям студентов приведены в пособии по каждому разделу темы.

Успешное проведение семинарских занятий предполагает использование определенных *методических приемов*. Студенты заранее знакомятся с вопросами, подлежащими обсуждению. В ряде случаев при обсуждении проблемных вопросов можно заранее назначить докладчиков и оппонентов и предусмотреть возможность их индивидуальных консультаций преподавателем. Весьма эффективным является использование методики альтернативных вариантов: представление на одном занятии различных точек зрения на основании литературы и выбор каждым студентом собственной позиции. Такой подход к организации занятий предполагает взаимодействие преподавателя и студента на качественно ином уровне, не как активного (преподаватель) и пассивного (студент) начал, а как равноправных партнеров в поиске истины. Примером реализации такого подхода может быть рассмотрение вопроса о пространственной конфигурации молекул, например объяснение углового строения молекулы воды с точки зрения метода гибридизации атомных орбиталей, с одной стороны, и метода Гиллеспи, с другой стороны.

В наибольшей степени выработке критического мышления способствует проведение семинара в ходе дискуссии, для организации которой можно использовать следующие методические приемы:

- разделение группы на подгруппы по 2–3 человека и обсуждение проблемы в подгруппах,
- обсуждение в группах по 4–6 человек и представление точки зрения группы на проблему перед всей аудиторией,

- изучение конкретного материала, представленного преподавателем (ксерокопии статей, графики, таблицы) с последующим обсуждением,
- запись вариантов решения проблемы на доске и общий разбор достоинств и недостатков каждого предложенного варианта.

С учетом обучающей функции семинарских занятий необязательно выставлять оценку в баллах по каждому выступлению студентов в ходе семинара. Можно рекомендовать оценивать наиболее обстоятельные выступления, выставляя определенную сумму баллов в конце занятия за работу на семинаре каждому студенту. При этом максимальная оценка может быть поставлена за суммарную работу на семинаре или за одно короткое выступление, но демонстрирующее глубокое понимание предмета. Дополнительные баллы начисляются за подготовку докладов. Обязательно оцениваются также выступления наиболее слабые и отказ от выступлений. Итоговый контроль за усвоением темы осуществляется с помощью тестовой работы.

# АТОМ. СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБОЛОЧЕК АТОМОВ

**Необходимо знать.** Ядерная модель атома. Состав атомных ядер. Волновая теория строения атома. Корпускулярно-волновой дуализм электрона. Принцип неопределенности. Понятие об электронном облаке. Электронная плотность. Радиальное распределение электронной плотности в атоме водорода. Волновая функция. Атомная орбиталь. Вероятность и плотность вероятности. Квантовые числа как характеристика состояния электрона в атоме. Принцип Паули и емкость электронных оболочек. Правило Хунда. Порядок заполнения атомных орбиталей.

**Необходимо уметь.** 1. Использовать представление о квантовании энергии для объяснения происхождения линейчатых спектров. 2. Вычислять энергию перехода электрона в атоме и объяснять происхождение линий в спектре водорода. 3. Объяснять физический смысл волновой функции электрона, понятий "орбиталь", "электронная плотность", "плотность вероятности". 4. Характеризовать энергетическое состояние электрона в атоме набором квантовых чисел и записывать формулы конфигураций электронных оболочек атомов, используя буквенное обозначение орбитального квантового числа. 5. Изображать графически радиальное распределение электронной плотности и форму орбиталей.

1. Определите понятие «атом».
2. Из каких частиц состоит атомное ядро? Какой состав имеют ядра: дейтерия  ${}^2\text{H}$ , трития  ${}^3\text{H}$ , лития  ${}^7\text{Li}$ , никеля  ${}^{56}\text{Ni}$ , железа  ${}^{56}\text{Fe}$ , олова  ${}^{118}\text{Sn}$ , свинца  ${}^{120}\text{Sn}$ ?
3. Что такое изотопы? Приведите примеры.
- 4\*. Составьте уравнения ядерных превращений:



- 5\*. В 1974 г. осуществлен синтез элемента 107 с массовым числом 261 при взаимодействии ядер висмута-209 и хрома-54. Составьте уравнение реакции.
- 6\*. Что такое дефект массы? Рассчитайте дефект при образовании  ${}^{12}\text{C}$  из протонов, нейтронов и электронов.
7. В чем особенность природы микрообъектов (электронов, протонов, фотонов и др.)? Какие представления квантовой механики используются для характеристики поведения электрона в атоме?
8. Что отражает принцип неопределенности В. Гейзенберга? В чем заключается его физический смысл?

9. Как можно охарактеризовать состояние электронов в атоме? Что такое квантовые числа?

10. Какие значения может принимать главное квантовое число? Объясните смысл значений  $n = 0$  и  $n = \infty$ .

11. Поглощает или выделяет атом энергию, если его электрон переходит с 1 на 3 слой, с 3 на 2 слой? Может ли свободный электрон излучать энергию? Может ли он поглотить квант света? Каким энергетическим изменениям в атоме соответствуют  $\gamma$ - и рентгеновское излучения?

12. Дайте определения следующих понятий: электронный слой, энергетический уровень и подуровень, атомная орбиталь. Какие одинаковые характеристики имеют электроны, находящиеся на одном энергетическом уровне, подуровне, атомной орбитали?

13. Что такое волновая функция? Плотность вероятности? Радиальная плотность вероятности?

14. Какими характеристиками различаются атомные орбитали  $3s$  и  $3p$ ,  $3p$  и  $3d$ ,  $3s$  и  $5s$ ,  $3p$  и  $5p$ ? Различаются ли по энергии и форме атомные орбитали:  $p_x$ ,  $p_y$  и  $p_z$ ;  $d_{x^2-y^2}$  и  $d_{z^2}$ ;  $d_{xy}$  и  $d_{yz}$ ? Почему магнитное поле снимает вырождение  $p$ - и  $d$ -орбиталей?

15. Изобразите на отдельных графиках кривые радиального распределения электронной плотности в атоме для  $n = 1, 2, 3$ ; для  $1s$ ,  $2s$ , и  $2p$  орбиталей. Почему  $s$ -орбитали экранируются от ядра внутренними, заполненными электронными орбиталями меньше, чем  $p$ - и  $d$ -орбитали?

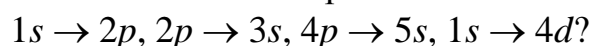
16. Почему в атоме водорода энергия орбиталей  $3s$  и  $3p$  одинаковая, а в атоме хлора – разная?

17. Что означает одноэлектронное приближение для атома, у которого более одного электрона?

18. Приведите энергетическую диаграмму взаимного расположения в атоме энергетических уровней и подуровней для  $n = 1, 2, 3$ .

19. Как изменяется по мере увеличения заряда ядра относительное расположение  $ns$ - и  $(n - 1)d$ -орбиталей?

20. Какому из приведенных ниже переходов в атоме водорода соответствует фотон с наименьшей энергией:



21. Охарактеризуйте основное и возбужденное состояние атома.

22. Напишите электронные формулы атомов элементов первых четырех периодов: La, Ce, Lu, Hf, Th, Pa, Cm, Ir, Db.

23. С учетом положения элемента в периодической системе приведите схему распределения электронов на атомных орбиталях внешнего (или внешнего и предпоследнего) слоя для Cr, Mn, Fe, Pd, In, Xe, Ba.

24\*. Составьте электронные формулы ионов  ${}_{22}\text{Ti}^{3+}$ ,  ${}_{25}\text{Mn}^{2+}$ ,  ${}_{29}\text{Cu}^{2+}$ ,  ${}_{65}\text{Tb}^{4+}$ ,  ${}_{78}\text{Pt}^{2+}$  в основном состоянии. Определите число неспаренных электронов.

25. Что понимают под релятивистским эффектом в химии?

## ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

### ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

**Необходимо знать.** Периодический закон. Периодическая система. Структура периодической системы. Периодичность свойств атомов химических элементов. Эффективный заряд ядра. Радиусы атомов и ионов. Энергия ионизации. Энергия сродства к электрону. Электроотрицательность. Вторичная периодичность. Внутренняя периодичность.

**Необходимо уметь.** 1. Использовать периодическую систему Д. И. Менделеева для определения электронных конфигураций атомов элементов.

2. Характеризовать свойства химических элементов на основании их положения в периодической системе. 3. Объяснять закономерности в изменениях радиусов и энергий ионизации и сродства к электрону атомов в периодах и группах периодической системы.

1. В чем заключается основная причина периодического изменения свойств химических элементов?

2. Исходя из закономерностей заполнения электронных оболочек реальных атомов электронами, выведите периодическую систему химических элементов. Определите число элементов в каждом периоде.

3. По каким признакам элементы помещаются в одну группу? Приведите конкретные примеры.

4. Что общего в строении атома и химических свойствах у хрома и серы; хлора и марганца?

5. Определите положение в периодической системе  $s$ -,  $p$ -,  $d$ - и  $f$ -элементов. В каких периодах и почему впервые появляются  $d$ - и  $f$ -элементы?

6. Существует ли верхняя граница периодической системы? С какими проблемами сталкиваются ученые при синтезе элементов с большими порядковыми номерами?

7. Могут ли существовать атомы с атомными массами меньше массы атома водорода  ${}^1_1\text{H}$ ? Что вы знаете о мезоатомах?

8. Выпишите из различных учебников формулировки периодического закона. Существует ли между ними принципиальное различие? Можете ли вы дополнить эти формулировки с учетом современных достижений науки?

## **ПЕРИОДИЧНОСТЬ СВОЙСТВ АТОМОВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ**

1. Перечислите основные параметры, характеризующие свойства атомов химических элементов.

2. Как вы понимаете, что такое эффективный заряд ядра? Почему при монотонном увеличении заряда ядра и общего количества электронов в атоме эффективный заряд ядра не изменяется монотонно?

3\*. Используя правила Слэтера, рассчитайте значение  $Z^*$  для валентных электронов кальция, марганца и мышьяка.

В чем заключается различие понятий: эффективный радиус атома (или иона) и орбитальный радиус? Одинаковы ли их численные величины?

4. В чем заключается различие между ковалентными, металлическими и ван-дер-ваальсовыми радиусами? Совпадают ли между собой величины этих радиусов для атома одного и того же элемента? Как можно определить эффективный радиус атома?

5. Будут ли одинаковы ковалентные радиусы атомов: азота в молекулах  $\text{N}_2$  и  $\text{N}_2\text{H}_4$ ; кислорода в молекулах  $\text{O}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}_2$ ; углерода в кристаллах алмаза и графита?



6. Насколько обоснованно с позиций современных представлений об ионных радиусах следующее соотношение (для одного и того же элемента):  $r_{\text{катион}} \ll r_{\text{атом}} \ll r_{\text{анион}}$ ?

7. Чем объяснить, что орбитальные радиусы иона (0,074 нм) и атома хлора (0,073 нм) практически одинаковы, а величина эффективного радиуса его иона (0,181 нм) намного больше орбитального?

8. Как согласовать различие в длине двойных и тройных связей между одинаковыми атомами с тем фактом, что каждый элемент характеризуется определенным табличным значением атомного радиуса?

9. Ионы  $\text{Li}^+$  и  $\text{H}^-$  имеют одинаковое число электронов. Радиус какого иона больше?

10. Какое влияние на величину атомного радиуса оказывают: эффективный заряд ядра, электронная конфигурация внешнего слоя атома, число электронных слоев?

11. Как изменяются радиусы атомов элементов по периоду и группе? Монотонно ли это изменение? В чем особенность изменения радиусов атомов  $d$ -и  $f$ -элементов в группах по сравнению с  $s$ - и  $p$ -элементами?

12. Чем объясняется относительно большая разница в радиусах атомов лантана и гафния, находящихся в одном периоде в соседних группах?

13. Что такое энергия ионизации? Потенциал ионизации? В каких единицах они измеряются? Какие факторы определяют величину ионизационного потенциала атома?

14. Как изменяются энергии ионизации атомов элементов главных и побочных подгрупп; элементов одного периода? Чем обусловлена немонотонность изменения величин энергий ионизации атомов по периоду (рассмотрите на примере  $2p$ -элементов)?

15. Какой из атомов с приведенными ниже электронными конфигурациями имеет наименьшую энергию ионизации:  $1s^2$ ,  $1s^2 2s^2 p^2$ ,  $1s^2 2s^2 p^5$ ,  $1s^2 2s^2 p^6$ ,  $1s^2 2s^2 p^6 3s^1$ ; наибольшую вторую энергию ионизации:  $1s^2 2s^2 p^6$ ,  $1s^2 p^6 3s^1$ ,  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2$ ,  $1s^2 p^6 3s^2 p^1$ ?

16. Атомы цезия (№ 55) и золота (№ 79) на внешнем электронном уровне имеют один электрон. Первая энергия ионизации цезия 3,89 эВ, а золота намного больше – 9,22 эВ. В чем заключается причина этого различия?

17. Почему последовательные потенциалы ионизации атома возрастают? Чем объясняются скачки в их изменениях?

18. Что такое энергия сродства к электрону? Почему некоторые атомы обладают отрицательным сродством к электрону?

19. Чем обусловлена немонокотность изменения величин энергии сродства к электрону атомов элементов по периоду (рассмотрите на примере элементов II периода)?

20. Расположите в порядке увеличения энергии сродства к электрону атомы со следующими конфигурациями внешнего электронного слоя: 1)  $ns^1$ ;  $ns^2$ ,  $ns^2p^1$ ,  $ns^2p^5$ ; 2)  $2s^2p^5$ ,  $3s^2p^5$ ,  $4s^2p^5$ ,  $5s^2p^5$ .

21. Сравните между собой величины энергий ионизации и сродства к электрону у следующих пар атомов: азота и кислорода; фтора и хлора. Могут ли эти величины служить характеристикой степени проявления металлических и неметаллических свойств для указанных пар элементов?

22. Что такое электроотрицательность? Как численно определяют величину электроотрицательности по Малликену? По шкале Полинга?

23. Дайте определение вторичной периодичности свойств элементов. Приведите примеры.

24. В чем проявляется диагональное сходство у бериллия и алюминия, углерода и фосфора?

## ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

### МЕТОД ВАЛЕНТНЫХ СВЯЗЕЙ И ВАЛЕНТНОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

**Необходимо знать.** Природа химической связи. Различные трактовки понятия валентности в современной химии. Координационное число и степень окисления элемента в его соединениях. Основные положения метода валентных связей. Двухцентровые двухэлектронные связи. Насыщаемость связи. Механизмы образования связи. Донорно-акцепторное взаимодействие. Одинокные и кратные связи. Сигма ( $\sigma$ )- и пи ( $\pi$ )-связи и их разновидности. Направленность химических связей. Концепция гибридизации атомных орбиталей. Представление о методе Гиллеспи.

**Необходимо уметь.** 1. По типу перекрывания атомных орбиталей различать  $\sigma$ - и  $\pi$ -связи. 2. Оценивать кратность связи по числу  $\sigma$ - и  $\pi$ -связей. 3. Определять степень окисления элементов по формуле вещества. 4. Составлять формулы соединений и сложных ионов по известным степеням окисления образующих их элементов. 5. Различать понятия степени окисления и координационного числа. 6. Оценивать пространственную конфигурацию молекул и молекулярных ионов.

1. Что такое химическая связь? Какова ее природа?
2. Что такое молекула? Какие молекулярные частицы вы знаете?
3. Сформулируйте основные положения метода валентных связей (ВС), используя в качестве примера схему образования химической связи в молекуле  $H_2$ . Какие допущения использует данный метод?
4. Какие характеристики химической связи можно измерить экспериментально? Рассчитать?
5. Постройте энергетическую диаграмму образования молекулы  $H_2$  из атомов и дайте определение понятий «энергия химической связи» и «длина химической связи». Перечислите взаимодействия между образующими молекулу частицами, которые должны быть учтены при расчете энергии связи. Какая зависимость наблюдается между энергией и длиной химической связи? В каких единицах они измеряются?
6. Рассмотрите схему образования связей по донорно-акцепторному механизму на конкретных примерах. Как и почему меняется устойчивость катионов в ряду  $NH_4^+ - H_3O^+ - H_2F^+$ ? Образуются ли подобные ионы с фосфором, серой и хлором?
7. Проанализируйте возможность оценки валентности по следующим характеристикам: 1) числу электронов, используемых атомом для образования общих электронных пар; 2) числу атомных орбиталей, участвующих в образовании связи; 3) числу реально образуемых связей. Сопоставьте значения валентности азота, оцененные при использовании различных определений ее, на примере молекул и ионов  $NH_3, NH_4^+, N_2H_4, N_2H_5^+, N_2H_6^+, HNO_3, NO_2, NO_3^-$ . Всегда ли совпадают валентность и число химических связей атома элемента в соединении?
8. Какие электроны атомов, согласно спиновой теории валентности, определяют валентность элемента?
9. Почему объяснение возможной валентности элемента путем сопоставления энергии возбуждения при переходе атома в валентное

состояние и энергии возникающих химических связей не может считаться вполне обоснованным?

10. Можно ли предсказать валентность для элементов второго и третьего периодов? Возможен ли такой подход к определению валентности *d*- и *f*-элементов? Является ли валентность характеристикой атома в индивидуальном состоянии или в составе соединения?

11. Как меняется валентность химических элементов при повышении температуры? Сравните устойчивость при разных температурах  $\text{BeCl}_2$  и  $\text{BeCl}$ ;  $\text{AlCl}_3$  и  $\text{AlCl}$ ;  $\text{NH}_3$  и  $\text{NH}_2$ ;  $\text{CH}_4$  и  $\text{CH}_3(\text{CH}_2, \text{CH})$ . Что происходит с радикалами при понижении температуры?

12. Чем определяется координационная ненасыщенность атома в соединении? Всегда ли валентно насыщенный атом в соединении является и координационно насыщенным?

13. В чем заключается различие следующих характеристик атома элемента: валентности, степени окисления, координационного числа? Сравните их значения для атомов натрия и хлора в соединении  $\text{NaCl}$ .

14. Определите степень окисления атомов кислорода в  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{KO}_2$ ,  $\text{KO}_3$ . Сравните значения этих величин, приводимые в учебниках Я. А. Угая и Н. С. Ахметова. Укажите особенности определения степени окисления у каждого автора.

15. В соответствии с методом ВС сера, например, может иметь валентности 2, 4 и 6. Со фтором она образует все соединения, в которых проявляет указанные валентности, а с водородом – только  $\text{H}_2\text{S}$ . С чем это связано?

16. Приведите примеры соединений, при рассмотрении состава которых не используется и не может быть использовано понятие «валентность».

17. В чем суть концепции гипервалентных связей?

18. Приведите примеры молекул и ионов, в которых химическая связь делокализована (носит многоцентровый характер).

19. Рассмотрите особенности связи в электронодефицитных структурах на примере молекулы диборана.

20. В чем сущность, каковы возможности и принципиальные недостатки концепции резонанса? Рассмотрите возможные резонансные структуры молекул азотной кислоты, оксида азота (IV), оксида азота (V), бензола.

21\*. Как расценивается в современной химии возможность использования представлений об участии  $d$ -АО внешнего слоя при объяснении свойств химических элементов?

22. Как согласовать теоретическую ограниченность метода ВС и возможность использования его представлений при изучении неорганической химии?

## КЛАССИФИКАЦИЯ И СВОЙСТВА СВЯЗЕЙ

**Необходимо знать.** Количественные характеристики химических связей. Энергия связи. Длина связи. Валентный угол. Степень ионности связи. Дипольный момент связи.

**Необходимо уметь.** 1. По кратности связи давать качественную оценку энергии и длины связей в ряду соединений. 2. Исходя из пространственной конфигурации молекулы и дипольных моментов связей, оценивать дипольный момент молекулы.

1. Как классифицируются валентные связи в зависимости от природы взаимодействующих атомов (типы химических связей) и от способа перекрывания атомных орбиталей (виды и разновидности химических связей). Какие из типов химических связей можно классифицировать на виды и разновидности ( $\sigma$ - и  $\pi$ -связи)?

2. При перекрывании каких орбиталей могут образовываться только  $\sigma$ -связи,  $\sigma$ - и  $\pi$ -связи, только  $\pi$ -связи? Какие из этих разновидностей связей образуются в результате перекрывания  $ss$ ;  $sp_x$ ;  $p_x p_x$ ;  $p_y p_y$ ;  $d_{xz} d_{xz}$ ;  $p_z d_z$ -орбиталей? Какие из них возникают при образовании только одиночных или кратных связей?

3. Возможно ли вращение относительно друг друга атомов или атомных группировок, связанных одиночными или кратными связями?

4. Зависит ли устойчивость  $\sigma$ - и  $\pi$ -связей в простых и сложных веществах от положения взаимодействующих элементов в периодической системе? Как это сказывается на сравнительной устойчивости молекул  $N_2$  и  $P_2$ ,  $O_2$  и  $S_2$ ,  $F_2$  и  $Cl_2$  и полимерных цепей  $-\text{Э}-\text{Э}-$ , образуемых атомами углерода и кремния, азота и фосфора, кислорода и серы? В чем заключается отличие в понятиях  $\pi$ -связь и  $\pi$ -связанность?

Как сказывается на свойствах р-элементов II периода способность их атомов к образованию прочных *рπ*-связей?

5. Какие разновидности  $\pi$ -связей и сколько таких связей в соединениях могут образовывать элементы, расположенные ниже второго периода? Какое правило используется для характеристики? Существуют ли исключения из этого правила?

6. Выпишите из справочника значения энергии диссоциации молекул с одинаковой кратностью связи. Чем вы можете объяснить различия энергии в рядах: 1)  $\text{Li}_2$ ,  $\text{Na}_2$ ,  $\text{K}_2$ ,  $\text{Rb}_2$ ,  $\text{Cs}_2$ ;  $\text{H}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ . Приведите примеры, иллюстрирующие зависимость энергии связи от кратности связи.

7\*. В чем различие между энергией атомизации и энергией диссоциации связей? Для каких молекул оно проявляется?

8. Какова кратность связей в молекулах  $\text{F}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$ ; в анионах  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ?

9. Как зависит длина связи от атомных радиусов и кратности связи? Приведите примеры.

10\*. Выпишите из учебников определение понятия «жесткость связи». В каких случаях целесообразно его применение?

11. Что такое дипольный момент химической связи? Молекулы? Какие свойства вещества зависят от величины дипольного момента молекулы? Приведите по два примера полярных и неполярных гетероядерных молекул.

12. Объясните отрицательный эффективный заряд на атоме углерода в молекулах  $\text{CO}$  и  $\text{CS}$ ? Почему молекула  $\text{CS}$  более полярна, чем  $\text{CO}$ , несмотря на то, что разность электроотрицательностей элементов в первой из них меньше, чем во второй? (По Полингу относительные электроотрицательности  $\text{C}$ ,  $\text{O}$ ,  $\text{S}$  равны соответственно 2,5; 3,5 и 2,5.)

13. Рассмотрите возможность оценки степени ионности связи по величине эффективных зарядов химически связанных атомов; по величине дипольного момента молекулы или дипольного момента связи; по разности электроотрицательностей элементов, образующих связь.

14. Чем обусловлены принципиальные недостатки концепций электроотрицательности элементов и поляризации ионов? Какую информацию можно получить, используя величины электроотрицательности элементов; представления концепции поляризации ионов?

15. Перечислите основные факторы, определяющие поляризуемость анионов и поляризующее действие катионов. Рассмотрите изменение степени ионности связи в ряду хлоридов элементов третьего периода на основе концепции поляризации ионов.

16. С помощью каких известных вам моделей можно описать пространственную конфигурацию молекул? Что должны учитывать данные модели?

17. В чем сущность концепции гибридизации атомных орбиталей? Каковы формы и взаимная ориентация гибридных орбиталей при  $sp$ -,  $sp^2$ -,  $sp^3$ -,  $sp^3d$ - и  $sp^3d^2$ -гибридизации? Какие разновидности химических связей могут образовывать гибридные орбитали?

18. Учитывая ориентацию гибридных орбиталей центрального атома, оцените форму молекул  $H_2O$ ,  $CO_2$ ,  $NO_2$ ,  $NH_3$ ,  $BH_3$ ,  $CCl_4$ ,  $SiCl_4$ . Как объяснить, что молекулы с одинаковым числом атомов могут различаться по форме?

19. Какие из приведенных ионов имеют форму плоского треугольника:  $BO_3^{3-}$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $SO_3^{2-}$ ,  $NO_3^-$ ,  $ClO_3^-$ ,  $BrO_3^-$ ?

20. Как и почему изменяется форма частиц при переходе от  $BF_3$  к  $BF_4^-$ ; от  $NH_3$  к  $NH_4^+$ ; от  $H_2O$  к  $H_3O^+$ ?

21. Одинакова ли энергия связи всех четырех атомов кислорода с атомом серы в молекуле  $H_2SO_4$ ; в ионе  $SO_4^{2-}$ ?

21. В чем сущность модели локализованных электронных пар Гиллеспи? Пользуясь данной моделью, опишите пространственную конфигурацию молекулы  $H_2O$ .

## МЕТОД МОЛЕКУЛЯРНЫХ ОРБИТАЛЕЙ

**Необходимо знать.** Молекулярные орбитали. Связывающая орбиталь. Разрыхляющая орбиталь. Энергетические диаграммы молекул. Порядок заполнения (заселения) электронами молекулярных орбиталей. Диаграммы МО двухатомных молекул элементов второго периода.

**Необходимо уметь.** 1. Осуществлять графически линейную комбинацию атомных орбиталей и описывать образование молекулярных орбиталей.

2. Классифицировать молекулярные орбитали: по типу атомных орбиталей, по характеру связи (связывающие, несвязывающие, разрыхляющие), по симметрии электронной плотности. 3. Строить энергетические диаграммы молекулярных орбиталей для двухатомных молекул и молекулярных ионов, образованных элементами малых периодов периодической системы. 4. По харак-

теру заполнения электронами орбиталей определять порядок связи в молекуле; устанавливать зависимость между порядком связи и энергией связи, ее длиной; различать пара- и диамагнитные молекулы.

1. Сформулируйте основные положения метода молекулярных орбиталей (МО) в сравнении с основными положениями метода ВС.

2. Что такое молекулярная орбиталь? Какие из перечисленных ниже характеристик атомных орбиталей (АО) определяют их способность образовывать МО: близость энергии; одинаковая относительно оси химической связи симметрия; одинаковая форма; заселенность; протяженность?

3. Что такое связывающая МО? Разрыхляющая МО? Энергия какой из них больше? Что такое несвязывающая МО?

4. Изобразите энергетическую диаграмму МО, образующихся из  $s$ -АО двух атомов одного элемента.

5. В чем заключается различие  $\sigma$ - и  $\pi$ -МО? Какие из этих видов МО формируются из  $ss$ -,  $p_xp_x$ -,  $p_y p_y$ -,  $p_z p_z$ -АО?

6. Перечислите, с какими  $p$ - и  $d$ -АО не взаимодействуют  $s$ -АО (таких орбиталей 6).

7. Почему не образуются МО из сильно различающихся по энергии АО?

8. Образуются ли МО при взаимодействии  $1s$ -АО элементов второго периода? Дайте развернутый ответ.

9. Изобразите энергетическую диаграмму МО, образующихся их  $p$ -АО двух атомов одного элемента.

10. В соответствии с какими правилами ведется заселение электронами молекулярных орбиталей и как определяется кратность (порядок) связи?

11. Объясните, почему при одинаковой кратности связи молекула  $\text{H}_2^+$  значительно устойчивее (имеет большую энергию связи), чем  $\text{H}_2^-$ ?

12. Постройте энергетические диаграммы МО двухатомных молекул  $\text{O}_2$ , образуемых атомами элементов второго периода, и определите порядок связи в этих молекулах.

13. Постройте энергетические диаграммы молекулярных частиц  $\text{CO}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{LiH}$ . Напишите их электронные формулы. Укажите порядок связи. Какие из этих частиц диамагнитны? Парамагнитны?

14. Сравните, используя представления метода МО, энергии связей в молекулах и молекулярных ионах в пределах следующих рядов: 1)  $\text{N}_2$ ,  $\text{N}_2^+$ ,  $\text{N}_2^-$ ; 2)  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_2^+$ ,  $\text{O}_2^-$ ,  $\text{O}_2^{2-}$ ; 3)  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}^+$ ,  $\text{NO}^-$ ; 4)  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}^+$ ,  $\text{CO}^-$ .



15. Известно, что потенциал ионизации молекулы азота больше, чем атома, а у кислорода наоборот – потенциал ионизации атома больше, чем молекулы. Как можно объяснить это, используя представления метода МО?

16\*. С учетом энергий атомных орбиталей

	1s(H)	1s(F)	2s(F)	2p(F)
E, эВ	-13,6	-1000	-40	-17,4

составьте энергетическую диаграмму молекулы HF.

17\*. Постройте приближенные энергетические диаграммы трех- и четырехатомных молекул на примере CO<sub>2</sub> и CH<sub>4</sub>.

18. Перечислите наиболее существенные, на Ваш взгляд, достоинства и недостатки метода МО. Сравните возможности методов МО и ВС при описании химических связей. Выделите общие подходы, используемые при описании химической связи данными методами.

## ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ В КООРДИНАЦИОННЫХ СОЕДИНЕНИЯХ

**Необходимо знать.** Комплексообразователи. Лиганды. Классификация лигандов по способности к донорно-акцепторному и дативному взаимодействиям. Номенклатура координационных соединений. Химическая связь в комплексных соединениях.

**Необходимо уметь.** 1. Определять понятия: комплексообразователь (центральный атом), лиганд, внешняя и внутренняя сфера комплексного соединения, степень окисления и координационное число комплексообразователя. 3. Классифицировать комплексы по характеру заряда и природе лигандов. 4. Определять способность атомов и ионов выступать в роли комплексообразователей или лигандов. 5. Составлять названия комплексных соединений.

1. Найдите в учебниках определения координационных (комплексных) соединений, сравните их. Укажите внутреннюю и внешнюю сферы, комплексообразователь (центральный атом) и лиганды в следующих соединениях: [Zn(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>](NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>; Na<sub>3</sub>[Co(NO<sub>2</sub>)<sub>6</sub>·H<sub>2</sub>O]; [Cu(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]SO<sub>4</sub>; K[Ag(CN)<sub>2</sub>], Cr(CO)<sub>6</sub>. Назовите их по номенклатуре ИЮПАК.

2. Приведите примеры моно-, би- и полидентатных лигандов; σ-донорных и π-акцепторных лигандов.

3. Составьте формулы и приведите названия комплексных ионов хрома (III), если координационное число его равно 6, а в качестве лигандов выступают  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{F}^-$ .

4. Как метод ВС трактует химическую связь в координационных соединениях? Какими свойствами, согласно методу ВС, должны обладать типичные комплексообразователи и типичные лиганды? Чем обусловлена координационная ненасыщенность атомов в соединениях? Приведите примеры соединений, в которых атомы были бы и валентно, и координационно насыщенными; валентно насыщенными и координационно не насыщенными.

5. Какие из ниже приведенных частиц обладают свойствами типичных лигандов, а какие – комплексообразователей:

- |   |   |
|---|---|
| 1) $\text{H}_2\text{O}$ , $\text{OH}^-$ , $\text{OH}^-$ , $\text{H}_3\text{O}^+$ , $\text{H}^+$ ; | 4) $\text{C}_2$ , $\text{CO}$ , $\text{CO}_2$ , $\text{CF}_4$ ;                               |
| 2) $\text{NH}_3$ , $\text{PH}_3$ , $\text{H}_2\text{S}$ , $\text{HJ}$ ;                           | 5) $\text{K}^+$ , $\text{Be}^{2+}$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Fe}^{3+}$ , $\text{Cu}^{2+}$ ; |
| 3) $\text{F}$ , $\text{F}_2$ , $\text{F}^-$ , $\text{HF}$ ;                                       | 6) $\text{N}_2$ , $\text{NH}_3$ , $\text{NH}_4^+$ , $\text{NO}$ , $\text{NO}_3^-$ .           |

6. Какое место в периодической системе занимают элементы со свойствами типичных комплексообразователей? Как объяснить склонность атомов этих элементов к комплексообразованию?

7. Каким образом изменяется способность к комплексообразованию по группе у *s*-элементов?

8. Почему правильной формулой гидрата аммиака является  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , а хлорида аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ?

9. Как можно объяснить устойчивость комплексных ионов  $[\text{AlF}_6]^{3-}$ ,  $[\text{SiF}_6]^{2-}$ ,  $[\text{BF}_4]^-$  и нестабильность аналогичных хлоридных и иодидных комплексных ионов и, наоборот, устойчивость иодидного комплекса  $[\text{AgI}_2]^-$  и неустойчивость фторидного?

10. Пользуясь методом ВС, определите тип гибридизации АО комплексообразователя и геометрическую форму следующих ионов:  $[\text{BF}_4]^-$ ,  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$ ,  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ ,  $[\text{AlF}_6]^{3-}$ ,  $[\text{SiF}_6]^{2-}$ ,  $[\text{PF}_6]^-$ ,  $[\text{PbF}_6]^{2-}$ .

11. Как теория кристаллического поля объясняет схему расщепления энергетических уровней *d*-орбиталей в тетра- и октаэдрическом поле лигандов?

12. В рамках теории кристаллического поля объясните парамагнетизм комплекса  $[\text{FeF}_6]^{4-}$  и диамагнетизм  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ . Какие комплексные соединения называются высоко- и низкоспиновыми?

13. Объясните порядок расположения в спектрохимическом ряду лигандов  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CN}^-$ .

14. Сформулируйте основные положения теории поля лигандов.  
15. Приведите 2–3 примера координационных соединений, используемых в медицине.

## МЕЖМОЛЕКУЛЯРНОЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ. ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

**Необходимо знать.** Ван-дер-ваальсовы силы. Водородная связь. Ион-дипольное взаимодействие.

**Необходимо уметь.** 1. Объяснять различие жидкого, газового и кристаллического состояния и влияние межмолекулярного и межатомного взаимодействия на агрегатное состояние вещества.

1. Чем отличается по своей природе ван-дер-ваальсово взаимодействие между атомами и молекулами от химического взаимодействия? Как это влияет на свойства связей (энергию, длину, направленность)?

2. Какой тип межмолекулярного взаимодействия реализуется между полярными молекулами; полярными и неполярными; неполярными молекулами? От чего зависит энергия взаимодействия между указанными частицами, в чем заключаются его особенности? Какой из этих трех типов вносит наибольший вклад в энергию взаимодействия молекул? Приведите примеры.

3. Как можно объяснить тот факт, что энергия межмолекулярного взаимодействия между неполярными атомами Хе (35,5 кДж/моль) больше, чем в случае полярных молекул HCl (21,1 кДж/моль) и NH<sub>3</sub> (29,6 кДж/моль)?

4. Какие физические характеристики вещества зависят от энергии межмолекулярного взаимодействия?

5. Какое вещество имеет самую низкую температуру кипения?

6. Используя справочные данные, постройте графики зависимости температуры кипения от молекулярной массы для следующих рядов соединений: 1) гелий–радон; 2) фтор–йод; 3) фтороводород–иодоводород; 4) вода—теллуrowодород; 5) метан–гидрид свинца. Объясните характер полученных зависимостей.

7. В каком случае между молекулами возникает водородная связь? К чему сводится механизм образования водородной связи?

8. Между какими из приведенных молекул могут образовываться водородные связи: HF, HI, H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>Te, NH<sub>3</sub>, PH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?

9. Приведите примеры внутримолекулярной водородной связи. Как влияет внутримолекулярная водородная связь на растворимость вещества, его температуры плавления и кипения, вязкость в жидком состоянии?

10. Чем отличается симметричная водородная связь от ассиметричной?

10. В чем причина различия межъядерных расстояний кислород–водород в решетке льда (0,1 и 0,15 нм); в димере уксусной кислоты (0,1 и 0,276 нм)?

11. Укажите причину образования полигидрофторидов калия: KN<sub>2</sub>F<sub>3</sub>, KN<sub>3</sub>F<sub>4</sub>, KN<sub>4</sub>F<sub>5</sub>, K<sub>2</sub>N<sub>5</sub>F<sub>7</sub>.

12. Приведите 1 - 2 примера клатратных соединений. Какова природа взаимодействия в них?

13. Какие типы химических связей реализуются в кристаллах следующих солей: NaHCO<sub>3</sub>, NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>, NH<sub>4</sub>F?

## КОНДЕНСИРОВАННЫЕ СИСТЕМЫ

**Необходимо знать.** Кристаллы. Типы химической связи в кристаллах. Ионные, молекулярные, ковалентные, металлические кристаллы. Кристаллы идеальные и реальные. Нестехиометрические соединения и факторы, определяющие возможность их существования. Изоморфизм.

**Необходимо уметь.** 1. Различать характер химической связи между структурными единицами в ионных, атомно-ковалентных, атомно-металлических, молекулярных кристаллах. 2. Объяснять влияние типа химической связи на энергию кристаллической решетки и температуру плавления и возгонки веществ. 3. Пользоваться моделями (рисунками) кристаллических решеток и определять по ним координационные числа атомов (ионов, молекул).

1. В чем отличие между аморфными и кристаллическими структурами?

2. Почему сера и селен легко образуют стекло, а кислород нет?

3. Приведите известные вам классификации кристаллических структур. Дайте обоснование целесообразности классификации по типам химической связи.

4. Охарактеризуйте молекулярные, ковалентные и ионные кристаллы. Для каждого из типов кристаллов приведите по 3 - 4 примера веществ.

5. Рассмотрите распределение электронов по орбиталям в атомном кристалле. Приведите зонные диаграммы для различных твердых веществ. Что такое валентная зона? Зона проводимости? Запрещенная зона?

6. Объясните, почему при наличии в кристалле порядка  $10^{20}$ - $10^{23}$  электронов разность энергий МО составляет  $10^{-10}$ , а не  $10^{-20}$ - $10^{-23}$  эВ.

7. Какие вещества являются металлами? Полупроводниками? Диэлектриками? Можно ли между ними провести четкие границы?

8. Что является геометрическим образом кристаллической структуры? Что такое элементарная ячейка? Сколько существует типов элементарных ячеек?

9. Как можно охарактеризовать кристаллические структуры по типу плотнейшей упаковки? Приведите примеры.

10. Приведите примеры нескольких различных веществ, имеющих одну и ту же кристаллическую структуру. Как называется данное явление?

11. Что такое полиморфизм (аллотропия)? Приведите примеры полиморфных модификаций различных веществ.

12. На примере полиморфных модификаций углерода рассмотрите зависимость свойств вещества от его кристаллической структуры.

13. Охарактеризуйте проблему понятия «индивидуальное химическое вещество». Что мы понимаем под стехиометрическими и нестехиометрическими соединениями? Приведите примеры нестехиометрических твердых соединений.

14. Укажите основные виды дефектов, приводящих к нарушению стехиометрии неорганических соединений.

15. Как и почему изменяется дефектность всех кристаллических тел с повышением температуры?

16. Соблюдение каких принципов необходимо при образовании твердых растворов внедрения? Замещения? Приведите конкретные примеры.

# ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

## ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

**Необходимо знать.** Внутренняя энергия. Тепловой эффект реакции. Энтальпия. Закон Гесса. Энтропия и неупорядоченность системы. Энтропийный и энтальпийный факторы и направление процесса. Энергия Гиббса и самопроизвольное протекание реакций. Стандартные условия.

**Необходимо уметь.** 1. Отличать характер изменения энтальпии системы при экзо- и эндотермическом процессе. 2. Формулировать понятия "энтальпия (теплота) образования вещества", "энтропия системы". 3. Составлять энтальпийные диаграммы и вычислять энтальпию процесса, пользуясь законом Гесса. 4. Предвидеть характер изменения энтропии в реакции по ее уравнению и агрегатному состоянию исходных веществ и продуктов. 5. Определять влияние температуры на направление химического процесса.

1. Что называется системой? Какие параметры характеризуют состояние системы? В чем состоит отличие открытых, закрытых и изолированных химических систем? Приведите примеры каждой системы.

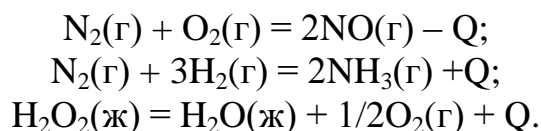
2. Какие термодинамические процессы называются изобарными, изохорными, адиабатическими, изотермическими?

3. Какой физический смысл имеет функция состояния системы – внутренняя энергия системы? Можно ли величину внутренней энергии измерить экспериментально?

4. Какую функцию состояния называют энтальпией? Что является мерой ее изменения?

5. Какие факторы определяют величину изменения энтальпии реакции? Зависит ли эта величина от энергии активации, пути и условий протекания процесса, присутствия катализатора?

6. Изобразите на энергетической диаграмме изменение энтальпии для следующих реакций:



В какой из них тепловой эффект равен изменению внутренней энергии системы, в какой больше, в какой меньше?

7. Какие химические реакции называют экзотермическими, эндотермическими? Приведите примеры. Могут ли быть экзотермическими процессы диссоциации молекул на атомы, на ионы; эндотермическими – процессы образования молекул из атомов, из других молекул?

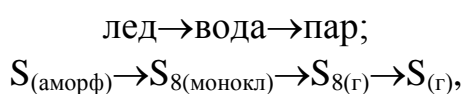
8. Что определяет понятие «энтальпия образования вещества»? Сформулируйте условия стандартизации этой характеристики. Почему необходим выбор стандартного состояния?

9. Энтальпия образования воды в каком агрегатном состоянии наибольшая? В каком случае выделится наибольшее количество теплоты? Нарисуйте энтальпийную диаграмму образования воды из газообразных водорода и кислорода.

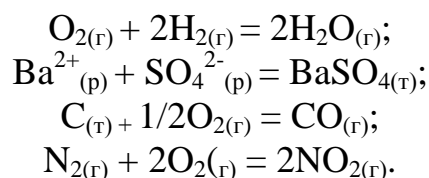
10. Что определяет понятие «энтропия системы»? В каких пределах может изменяться ее значение?

11. Почему стандартная энтропия образования в справочниках представлена как изменение величины ( $\Delta_f H^0_{298}$ ), а стандартная энтропия – как абсолютная величина ( $S^0_{298}$ )?

12. Не проводя расчета, определите изменение энтальпии и энтропии (укажите знак  $\Delta H$  и  $\Delta S$ ) в ходе превращений:



а также в ходе химических реакций:



13. Энтропия какого вещества (твердого или газообразного) увеличивается быстрее при повышении температуры? Почему?

14. Что определяет понятие «энергия Гиббса системы» (изобарно-изотермический потенциал)? Как можно рассчитать  $\Delta G$  образования вещества? Укажите условия стандартизации этой величины.

15. Изменение какой величины – энтальпии или энтропии – в основном определяет величину  $\Delta G$  при высоких и при низких температурах?

16. Учитывая роль энтальпийного и энтропийного факторов и температуры в определении величины  $\Delta G$ , определите общие типы

реакций, различающихся возможностью и температурными условиями протекания.

17. Возможны ли случаи, когда реакции с  $\Delta G < 0$  практически не идут? Как это можно объяснить?

18. Как изменяется энергия Гиббса по мере приближения системы к равновесию? Укажите интервал значений  $\Delta G$ , который соответствует обратимым реакциям?

19.  $\Delta_f G^0_{298}$   $\text{H}_2\text{SO}_4$  равна  $-698$  кДж/моль, для  $\text{H}_2\text{O}$  эта величина равна  $-193$  кДж/моль. Можно ли на основании этих данных судить об относительной реакционной способности указанных веществ?

20. Все оксиды азота являются соединениями эндотермическими. Какой из них и почему может быть получен при непосредственном взаимодействии азота и кислорода?

21. Какими способами можно получить термодинамически неустойчивые вещества, например  $\text{O}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ ?

22\*. Калорийность пищевых продуктов отождествляется с теплотой полного сгорания соответствующих веществ. Используя справочные данные, определите набор продуктов, необходимых для обеспечения жизнедеятельности студента, затрачивающего в среднем 3 000 ккал в сутки.

## ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

**Необходимо знать.** Скорость химической реакции и факторы, ее определяющие: концентрация реагирующих веществ, давление, температура, наличие катализатора, взаимная ориентация молекул в момент столкновения. Закон действия масс. Константа скорости химической реакции.

Динамическое равновесие. Константа химического равновесия. Взаимосвязь константы равновесия и энергии Гиббса. Принцип Ле Шателье.

**Необходимо уметь.** 1. Записывать выражение скорости и константы равновесия по уравнению реакции для гомогенной и гетерогенной систем. 2. Использовать принцип Ле Шателье для определения условий (температура, давление) смещения химического равновесия в сторону выхода продукта реакции.

1. Какая информация заложена в стехиометрическом уравнении реакции? Дает ли оно представление о механизме реакции, скорости реакции?



2. Приведите по одному примеру реакций, идущих при комнатной температуре с очень большой скоростью («мгновенно»), с измеримой скоростью и неизмеримо медленно.

3. Что такое гомогенная реакция? Гетерогенная?

4. Сформулируйте основной закон химической кинетики. Почему скорость реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ?

5. Какой физический смысл константы скорости химической реакции? Какие факторы определяют ее величину?

6. Почему в большинстве случаев реальное увеличение скорости реакции с увеличением концентрации реагирующих веществ не совпадает с величиной, рассчитанной, согласно закону действующих масс, на основании стехиометрического уравнения реакции?

7. Экспериментальное кинетическое уравнение скорости реакции  $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$ :

$$v = k[\text{H}_2] \cdot [\text{Br}_2]^{1/2}.$$

Как это согласуется с законом действующих масс?

8. Перечислите основные факторы, влияющие на скорость химической реакции.

9. Как можно объяснить тот факт, что при увеличении температуры на  $10^\circ$ , когда число столкновений реагирующих газообразных молекул увеличивается незначительно, скорость реакции возрастает весьма существенно (в 2–4 раза)? Применимо ли правило Вант-Гоффа к реакциям рекомбинации атомов или радикалов?

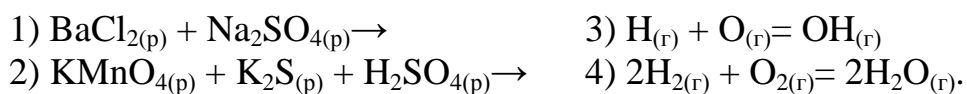
10. Какой смысл вкладывается в понятие энергии активации? Можно ли количественно энергию активации оценить как суммарную энергию диссоциации всех химических связей в молекулах реагирующих веществ?

11. Какое уравнение выражает зависимость константы скорости реакции от энергии активации? Какую информацию о реакции можно получить из него?

12. Энергия активации в одном случае равна 30 кДж/моль, во втором 60 кДж/моль. Какая реакция протекает с большей скоростью при комнатной температуре? Температурный коэффициент скорости какой реакции выше? Почему?

13. Как объяснить возможность протекания реакций с нулевой энергией активации? Приведите примеры.

14. Какие из приведенных реакций могут протекать с нулевой энергией активации:



15. Всегда ли при столкновении активных молекул между ними происходит взаимодействие?

16. Какие реакции называются фотохимическими? Приведите примеры.

17. Дайте определение цепных реакций. Когда и кем они были открыты. Рассмотрите возможные элементарные стадии зарождения, развития и обрыва цепи при протекании реакции взаимодействия водорода и хлора.

18. Отличаются ли по природе активные частицы в цепных и нецепных реакциях? Отличается ли механизм зарождения активных частиц в том и другом случае?

19. Реакция взаимодействия фтора с водородом начинается в темноте, хлора с водородом – при освещении ультрафиолетовым светом, кислорода с водородом – при воздействии открытым пламенем. Как можно это объяснить?

20. Дайте определение понятий «порядок реакции», «молекулярность реакции». Приведите примеры реакций, для которых эти характеристики совпадают и отличаются.

## ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

1. Какое состояние в системе характеризуется как химическое равновесие? На основании чего можно судить о нарушении химического равновесия? Является ли неизменность концентраций реагирующих веществ однозначным признаком наступления химического равновесия?

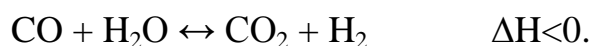
2. Какие факторы определяют величину константы химического равновесия? Какую информацию о химической реакции позволяет получить эта величина?

3. Как согласовать тот факт, что зависимость скорости от концентрации реагирующих веществ для реакции  $3\text{H}_{2(\text{r})} + \text{N}_{2(\text{r})} = 2\text{NH}_{3(\text{r})}$  не соответствует выражению  $v = k[\text{H}_2]^3[\text{N}_2]$ , в то время как константа равновесия может быть выражена через концентрации реагентов в соответствии с законом действующих масс:

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]}$$

Как будут изменяться скорости прямой и обратной реакций при изменении условий равновесия?

4. Один из способов получения водорода основан на реакции



Какие условия необходимы для смещения химического равновесия в сторону образования водорода?

5. В соответствии с уравнением реакции



сдвигу равновесия вправо будут благоприятствовать повышение давления и понижение температуры. С какой целью синтез аммиака ведут при повышенных температурах и в присутствии катализатора?

6. Процесс растворения в воде кальцинированной соды экзотермический. Тем не менее с повышением температуры ее растворимость увеличивается. Как это согласуется с принципом Ле Шателье?

7. В каких системах соблюдается принцип Ле Шателье? Рассмотрите приложение данного принципа в живых организмах, сообществах организмов, в природе в целом.

8. В чем заключается механизм действия катализатора? Влияет ли катализатор на положение равновесия обратимых реакций?

9. Рассмотрите основные принципы выбора катализаторов для химических реакций. Дайте общую характеристику ингибиторам. Почему одна и та же реакция неодинаково ускоряется в присутствии различных катализаторов?

10. Приведите примеры гомогенной и гетерогенной каталитических реакций. Что такое ферментативный катализ?

11. Остается ли катализатор неизменным после завершения реакции?

12\*. Приведите примеры химических периодических реакций (реакция Белоусова–Жаботинского, кольца Лизеганга) и периодических процессов в природе.

# РАСТВОРИМОСТЬ ВЕЩЕСТВ. РАСТВОРЫ НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. РЕАКЦИИ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ

**Необходимо знать.** Электролиты и неэлектролиты. Механизм диссоциации электролитов в водном растворе. Сольватация (гидратация) ионов в растворе. Сильные и слабые электролиты. Ступенчатая диссоциация. Константа и степень диссоциации. Кислоты и основания. Ионное произведение воды. Водородный показатель pH. Произведение растворимости. Константа нестойкости (константа устойчивости) комплексов в растворе. Реакции ионного обмена и условия их одностороннего протекания. Гидролиз солей.

**Необходимо уметь.** 1. Объяснять влияние температуры на растворимость веществ в зависимости от энтальпии процесса. 2. Пользоваться справочниками для оценки растворимости данных веществ. 3. Записывать уравнения диссоциации слабых электролитов по ступеням и выражение константы диссоциации каждой ступени. 4. По значениям рК сравнивать силу кислот и оснований. 5. Объяснять влияние прочности связи Н–Э на силу бескислородных кислот и влияние числа кислородных атомов на прочность связи Н–О и силу кислородсодержащих кислот. Классифицировать кислородсодержащие кислоты по их силе. 6. Определять условия перевода трудно растворимых осадков в растворимое состояние. 7. Выражать уравнением реакции образование и ионизацию комплексов в растворе. 8. Составлять выражение константы образования (константы устойчивости) и константы ионизации (константы нестойкости) комплекса. 9. Предсказывать возможность осуществления ионных реакций и записывать их уравнения. 10. Сравнить относительную склонность к гидролизу ионов в зависимости от их заряда и размера. 11. Объяснять влияние температуры, концентрации ионов  $H^+$ ,  $OH^-$ , одноименных ионов на смещение ионного равновесия.

1. Какие свойства растворов обуславливают их сходство как с химическими соединениями, так и со смесями.

2. Как изменяется объем системы при образовании растворов:  
а) жидких, б) газообразных, в) твердых?

3. Почему эндотермические процессы растворения могут самопроизвольно протекать в стандартных условиях, в то время как эндотермические химические реакции, как правило, термодинамически возможны при повышенных температурах?

4. Можно ли предсказать сравнительную растворимость в воде и бензоле HI, CCl<sub>4</sub> и I<sub>2</sub>; сравнительную растворимость в воде MgSO<sub>4</sub> и BaSO<sub>4</sub>?

5. Почему воду называют универсальным растворителем? Какие взаимодействия возможны между водой и растворенным веществом? Какие типы соединений возможны в растворах? Рассмотрите на примере конкретных систем: H<sub>2</sub>O–NaCl, H<sub>2</sub>O–CH<sub>3</sub>COOH, H<sub>2</sub>O–CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O–AlCl<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O–сахар.

6. Являются ли электролитами в водном растворе следующие вещества: CaCl<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub>Cl, CH<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>S, HI, CH<sub>3</sub>COOH, BaSO<sub>4</sub>, K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>], [Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>](NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, [Pt(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>]?

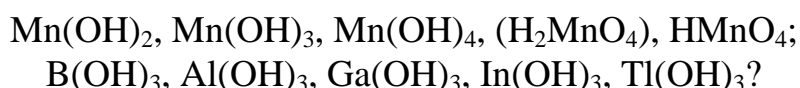
7. В чем заключается сущность теории электролитической диссоциации С. Аррениуса?

8. Как можно представить схему механизма электролитической диссоциации?

9. Что называется кислотой, основанием, солью (кислой, средней, основной) с точки зрения теории электролитической диссоциации?

10. Какой особенностью обладают амфотерные гидроксиды? Как двояким образом можно объяснить амфотерные свойства гидроксидов?

11. Как изменяются кислотно-основные свойства в рядах:



Рассмотрите характер изменения кислотно-основных свойств гидроксидов элементов в зависимости от их положения в периодической системе.

12. Какие электролиты называются сильными (слабыми)? Приведите примеры. Что характеризует степень диссоциации электролита?

13. Существует ли взаимосвязь между константой диссоциации, степенью диссоциации и концентрацией раствора?

14. Почему в случае сильных электролитов используют понятия «кажущаяся степень диссоциации», «эффективная концентрация» и «активность» ионов?

15. Как изменяются истинная и кажущаяся степени диссоциации при разбавлении растворов серной кислоты, хлорида калия, хлорида аммония, уксусной кислоты?

16. Одинаковая ли масса ионов водорода (г) находится в растворах различных кислот одного и того же состава: а) 0,1 н; б) 0,1 М; в) 10 %?

17. Как классифицируются по силе следующие кислоты:  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_6\text{TeO}_6$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? В подтверждение ответа рассчитайте значение  $pK_a$  этих кислот.

18. Для кислородсодержащих кислот наблюдается корреляция их силы с числом периферических атомов кислорода, например:

	$pK_a$	сила кислот
$(\text{OH})_n\text{Э}$	8–11	слабые
$(\text{OH})_n\text{ЭO}$	2–4	средней силы
$(\text{OH})_n\text{ЭO}_2$	-1 – (-3)	сильные
$(\text{OH})_n\text{ЭO}_3$	-10	очень сильные.

Как это можно объяснить?

19. Какое свойство комплексных ионов характеризуется величиной их константы нестойкости (константы устойчивости)?

20. Что такое ионное произведение воды и рН? Проанализируйте, оказывают ли влияние (и какое?) на процесс диссоциации воды на ионы  $\text{H}^+_{(p)}$  и  $\text{OH}^-_{(p)}$  ( $\Delta H^0_{298} = 55,5$  кДж/моль) и на рН раствора следующие факторы: повышение температуры; введение в воду ионов  $\text{H}^+$ ,  $\text{OH}^-$ .

21. Возможны ли в водном растворе веществ следующие значения рН: 0; 14; <0, >14? Можно ли рассчитать рН раствора 2 М  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 5 М  $\text{NaOH}$ ?

22\*. Какой физический смысл имеют криоскопическая и эбулиоскопическая константы? Укажите их размерность. От чего зависят эти величины?

23\*. Сформулируйте законы Рауля, приведите их математическое выражение.

24\*. Какие растворы называются гипо-, гипер- и изотоническими?

25\*. При одинаковой ли температуре будут замерзать (закипать) 0,1-моляльные растворы глюкозы, тростникового сахара, натрия хлорида и кальция хлорида?

26\*. Какое явление называется осмосом? Сформулируйте закон Вант-Гоффа и приведите его математическое выражение.

27\*. Почему растворы кислот, щелочей и солей не подчиняются законам Рауля и Вант-Гоффа?

28. Сформулируйте общие условия протекания реакций обмена в растворах.

29. К каким растворам и каких электролитов применимо понятие «произведение растворимости» (ПР)?

30. Какие из ниже перечисленных факторов влияют на численное значение ПР трудно растворимого вещества: температура раствора, величина поверхности осадка, концентрация ионов вещества в растворе, энтальпия образования вещества и энтальпия образования его ионов в растворе, энергия гидратации ионов в растворе, энергия кристаллической решетки вещества, молекулярная масса вещества?

31. Пользуясь величинами ПР веществ, сравните их растворимость в пределах одного ряда:

- 1)  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{AgCl}$ ;            3)  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{PbI}_2$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ .  
2)  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  и  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ ;

Можно ли по величине ПР сравнить растворимость веществ всех трех приведенных рядов?

32. Какие условия должны выполняться, чтобы образовавшийся в растворе в результате реакции обмена трудно растворимый электролит начал выделяться из раствора?

33. Приведите примеры гидролиза солей по катиону; по аниону; по катиону и аниону. Напишите ионные уравнения гидролиза этих солей.

34. Рассмотрите возможный механизм гидролиза, учитывая, что в водном растворе содержатся гидратированные ионы. За счет образования и разрыва каких связей идет процесс гидролиза?

35. Как зависит гидролизуемость ионов от их заряда, радиуса, поляризуемости и поляризующего действия; температуры и концентрации раствора?

36. Почему гидролиз солей идет преимущественно по первой стадии и во многих случаях в незначительной степени? Какие условия способствуют практически полному гидролизу солей? В каких случаях гидролиз может осложниться полимеризацией продуктов и образованием многоядерных комплексов?

37. Приведите примеры солей, которые практически полностью гидролизуются уже в обычных условиях. Чем это обусловлено?

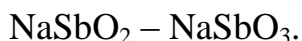
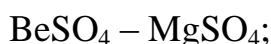
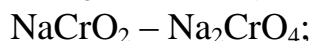
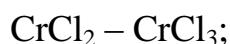
38. Чем определяется возможность гидролиза трудно растворимых солей? Подвергаются ли гидролизу  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{PbS}$ ,  $\text{FeS}$ ?

39. Сформулируйте общее правило, позволяющее оценить среду водных растворов солей.

40. Какова реакция среды водных растворов  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{NaHSO}_3$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ?

41. Как объяснить, что в растворе  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  – среда щелочная,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  – слабо щелочная, а в растворе  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  – слабо кислая?

42. В растворах какой соли в каждой из пар при одинаковой их концентрации (моль/л) величина рН ниже:



43. Приведите примеры солей, способных в растворе к взаимному усилению гидролиза. Объясните, почему при смешивании растворов  $\text{AlCl}_3$  и  $\text{K}_2\text{S}$  и растворов  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  в обоих случаях образуется одно и то же трудно растворимое вещество?

44. Влияют ли порядок сливания и температура растворов при получении легко гидролизующихся солей на их состав? Почему при осаждении карбонатов тяжелых металлов чаще используются растворы гидрокарбонатов, а не карбонатов натрия и калия? Существует ли опасность образования кислых солей и загрязнения ими осадков?

45. Какие условия (температура, концентрация исходных растворов, порядок их смешивания) должны быть выбраны для получения карбонатов цинка, никеля? Какой раствор, карбоната или гидрокарбоната натрия, следует использовать? Оказывает ли влияние на состав осадка избыток одного из исходных растворов?

46. Рассмотрите возможные типы ионных равновесий в водных растворах. Приведите соответствующие им константы.

## ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

**Необходимо знать.** Степень окисления элемента. Зависимость степеней окисления элементов от их положения в периодической системе Д.И. Менделеева. Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель. Восстановитель. Направление окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительные потенциалы. Гальванический элемент. Электролиз.



**Необходимо уметь.** 1. Отличать реакции с изменением и без изменения степени окисления элементов. 2. В окислительно-восстановительных реакциях отличать окислитель, восстановитель. 3. Составлять уравнения реакций и подбирать коэффициенты в них, пользуясь степенями окисления элементов. 4. Составлять уравнения реакций, пользуясь методом полуреакций. 5. Использовать электродные потенциалы полуреакций для предсказания осуществимости окислительно-восстановительных реакций. 7. Записывать схему электродных процессов на катоде (аноде) при электролизе.

1. Чем отличается окислительно-восстановительная система от окислителя или восстановителя? Может ли одно и то же вещество образовывать несколько окислительно-восстановительных систем? Какие существуют способы изображения окислительно-восстановительных систем?

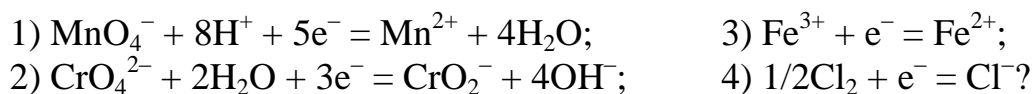
2. От каких факторов зависят окислительно-восстановительный и стандартный окислительно-восстановительный потенциалы окислительно-восстановительной системы в водном растворе?

3. Какое уравнение выражает зависимость окислительно-восстановительного потенциала системы от концентрации окисленной и восстановленной форм и температуры?

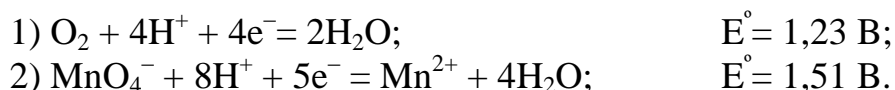
4. В каких пределах значений окислительно-восстановительных потенциалов окислительно-восстановительные системы термодинамически устойчивы в водных растворах?

5. Является ли водный раствор перманганата калия термодинамически устойчивым? Почему при длительном хранении водный раствор перманганата калия обесцвечивается и в нем образуется осадок?

6. Оказывает ли влияние pH раствора на величину окислительно-восстановительного потенциала следующих систем:



7. Пользуясь уравнением Нернста, выведите формулы, отражающие зависимость величины окислительно-восстановительного потенциала от pH для систем:



8. Как и почему изменяется величина окислительно-восстановительного потенциала каждой из систем:



при введении в раствор ионов  $\text{CN}^-$ ; при добавлении аммиака?

9. Всегда ли между системами с разными окислительно-восстановительными потенциалами реакция протекает с заметной скоростью?

10. Какую характеристику окислительно-восстановительных реакций можно получить, используя стандартные значения окислительно-восстановительных потенциалов систем (рассмотрите возможности оценки направления реакции, константы равновесия)? Как согласуется такая характеристика с термодинамической?

11. По величинам стандартных окислительно-восстановительных сравните окислительную способность  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$  и  $\text{MnO}_2$ ;  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и  $\text{KClO}_3$  в кислой среде.

12. По величинам стандартных окислительно-восстановительных потенциалов сравните восстановительные свойства двухзарядных ионов:  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Cr}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Ti}^{2+}$ .

13. Используя значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, оцените наиболее вероятный продукт окисления иодид-ионов ( $\text{I}_2$ ,  $\text{IO}^-$ ,  $\text{IO}_3^-$ ) под действием дихромата калия.

14. Какую информацию о свойствах металла можно получить по его положению в ряду напряжений? Рассмотрите реакции растворения металлов в кислотах, воде; реакции взаимного вытеснения металлов из водных растворов солей.

15. По значениям стандартных окислительно-восстановительных потенциалов постройте ряд напряжений неметаллов. Как изменяется химическая активность галогенов с увеличением их порядкового номера?

16. Почему медь, нерастворимая в воде, растворяется в водных растворах щелочных цианидов? Укажите окислитель в этом процессе?

17. С учетом величины электродного потенциала водорода в водных растворах щелочей и способности металлов к образованию в щелочных растворах гидроксокомплексов оцените, какие металлы могут растворяться в щелочах.

18. Какие реакции протекают на электродах (инертных) при электролизе водных растворов кислот, щелочей, солей?

19. Чем отличаются реакции, протекающие на неактивных ( $\text{Pt}$ ,  $\text{C}$ ) и активных ( $\text{Cu}$ ,  $\text{Ni}$ ,  $\text{Fe}$ ) электродах при электролизе растворов солей?

20. Почему при электролизе водных растворов солей не выделяются металлы, стоящие в ряду напряжений левее цинка?

21. Какие процессы протекают на медном аноде, содержащем примеси золота и цинка, при электролизе водного раствора?

22. Чем обусловлена возможность протекания окислительно-восстановительных реакций в катодном и анодном пространстве при электролизе водных растворов?

23. Какие окислительно-восстановительные реакции протекают в катодном пространстве при электролизе концентрированной азотной кислоты; в анодном пространстве при электролизе хлората калия?

24. Как и почему изменяются при электролизе концентрации водных растворов следующих веществ:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NiCl}_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CuBr}_2$ ? Электроды инертные.

## ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

**Необходимо знать.** Строение атомов химических элементов. Их валентные электроны и орбитали. Влияние эффекта экранирования и проникновения электронов к ядру на характер изменения атомных и ионных радиусов элементов в периодах и подгруппах. Характер изменения в периодах и подгруппах энергий ионизации и сродства к электрону элементов. Внутренняя и вторичная периодичность. Характерные степени окисления и отвечающие им типы соединений. Химические свойства простых веществ, соединений элементов с водородом, кислородом, галогенами, халькогенами. Оксиды и гидроксиды. Влияние степени окисления на кислотно-основные свойства соединений *p*- и *d*-элементов. Соли. Комплексные соединения.

**Необходимо уметь.** 1. По электронной конфигурации атома предсказывать возможные степени окисления элемента. 2. Объяснять характер изменения в периодах и подгруппах радиусов атомов, характерных координационных чисел и устойчивых степеней окисления элементов. 3. Оценивать изменение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов элемента с ростом его степени окисления.

## ГЕЛИЙ И Р-ЭЛЕМЕНТЫ VIII ГРУППЫ

1. Известно, что кислород может входить в состав соединений в виде катиона  $O_2^+$  (диоксигенил-катион). Сопоставьте потенциалы ионизации атомов благородных газов с потенциалом ионизации молекулы кислорода и сделайте на этом основании вывод, для какого из элементов подгруппы гелия наиболее вероятно образование химических соединений и с каким элементом?

2. Можно ли в рамках методов ВС и МО объяснить возможность образования химических соединений атомами благородных газов? В каких степенях окисления атомы рассматриваемых элементов могут входить в состав соединений и какие валентности следует для них ожидать? Какие из благородных газов являются химически инертными?

3. Пользуясь методом МО, объясните, почему существуют катионы  $XeF^+$ ,  $NeH^+$ ,  $Ne_2^+$ ,  $NeXe^+$ , но не существуют анионы  $XeF^-$ ,  $NeH^-$ .

4. Почему химия криптона, ксенона и радона – это в основном химия фторидных и кислородных соединений? Чем объяснить неустойчивость хлоридов этих элементов? На основании данных по взаимодействию фторида ксенона с водой при различных рН сделайте вывод об изменении устойчивости его соединений с повышением степени окисления.

5. Какие свойства наиболее выражены для соединений ксенона? Известны соли ксеноновых кислот. Можно ли получить сами кислоты? Можно ли сформулировать общее правило об относительной устойчивости солей и соответствующих им кислот? Что можно положить в основу такого правила?

6. Можно ли гидраты аргона и его аналогов (общая формула  $Э \cdot 6H_2O$  или  $8Э \cdot 46H_2O$ ) и соединения типа  $Xe \cdot 2C_6H_5OH$  считать химическими соединениями? Чем обусловлено повышение устойчивости подобных соединений в ряду аргон-ксенон?

7. На различии в каких свойствах базируются основные принципы разделения инертных газов? Предложите принцип химического разделения аргона и ксенона; криптона и ксенона.

8\*. С использованием модели Гиллеспи и концепции гибридизации атомных орбиталей предскажите геометрическую форму молекул  $XeF_2$ ,  $XeF_4$ ,  $XeF_6$ ,  $XeOF_4$ ,  $XeO_2F_2$ ,  $XeO_3$ ,  $XeO_4$ , анионов  $XeO_4^{2-}$ ,  $XeO_6^{4-}$ .

## ВОДОРОД

1. Сопоставив энергии ионизации и сродства к электрону, электроотрицательность, характерные типы связей и физические свойства водорода и *p*-элементов VII группы, водорода и *s*-элементы I группы, оцените, насколько обосновано относить водород к элементам VII группы или элементам I группы?

2. В чем причина уникальности свойств водорода и отсутствие элементов – аналогов его?

3. Все ли изотопы водорода встречаются в природе? Какая вода – оксид протия, оксид дейтерия или оксид трития замерзает при более высокой температуре?

4. Химические связи каких типов могут образовывать атомы водорода?

5. В виде каких ионов водород может входить в состав ионных соединений? При каких условиях могут существовать ионы  $H^+$ ?

6. Могут ли молекулы, атомы и ионы водорода входить в координационную сферу в качестве лиганда или комплексообразователя?

7. Какие из форм, в которых может находиться водород  $H$ ,  $H^+$ ,  $H^-$ ,  $H_2$ ,  $H_2^+$ ,  $H_2^-$ ,  $H_3^+$ , стабильны при стандартных условиях в виде изолированных частиц; в составе химических соединений? В виде каких ионов наиболее вероятно существование водорода в верхних слоях атмосферы Земли (ионосфере)?

8. Может ли молекулярный водород проявлять окислительно-восстановительные свойства? Сравните по активности молекулярный и атомный водород. Объясните, почему в отличие от компактной высокодисперсная платина ("платиновая чернь") вызывает самовозгорание водорода на воздухе?

9. Как могут быть классифицированы по строению и свойствам гидриды элементов Периодической системы?

10. При гидратации катиона водорода образуются ион гидроксония  $H_3O^+$  и тригидрат гидроксония  $H_3O^+ \cdot 3H_2O$ . Одинаковы ли все три химические связи в катионе  $H_3O^+$ ? Какие химические связи реализуются в  $H_3O^+ \cdot 3H_2O$ ?

11. Как и почему изменяется энтропия при протекании реакции нейтрализации?

## **P-ЭЛЕМЕНТЫ VII ГРУППЫ**

1. Охарактеризуйте возможные валентности и степени окисления атомов *p*-элементов VII группы.
2. Как изменяются устойчивость высших степеней окисления галогенов в соединениях в ряду Cl–At? В чем заключается вторичная периодичность в изменении свойств галогенов в этом ряду?
3. Почему фтор в своих соединениях не проявляет положительную степень окисления?
4. Проанализируйте закономерности в изменении радиусов атомов, энергии ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности атомов по ряду фтор–астат.
5. Как можно объяснить наблюдаемую для галогенов закономерность в изменении энергии химической связи в молекулах Э<sub>2</sub>? Как это влияет на термическую устойчивость молекул и реакционную способность простых веществ?
6. В рамках метода МО охарактеризуйте образование связи в частицах F<sub>2</sub><sup>-</sup>; F<sub>2</sub>, F<sub>2</sub><sup>+</sup>. Как изменяются порядок и энергия связи в рассматриваемых частицах. Ответ подтвердите справочными данными.
7. Как объяснить характер изменения температур плавления и кипения и изменение агрегатного состояния свободных галогенов в ряду фтор–йод?
8. Могут ли атомы, ионы или молекулы галогенов входить в координационную сферу комплексных соединений? Чем обусловлена полимерная структура многих хлоридов?
9. Рассмотрите общие принципы получения свободных галогенов. Используя значения окислительно-восстановительных потенциалов, рассмотрите возможность получения галогенов химическим путем.
10. Рассмотрите общие методы получения галогеноводородов. Насколько применим каждый из них для получения отдельных галогеноводородов?
11. Как и почему изменяются температуры плавления и кипения в ряду галогеноводородов? Сопоставьте характер этого изменения и изменения соответствующих структур в ряду свободных галогенов.
12. Как и почему изменяется термическая устойчивость молекул, сила кислот и восстановительная активность в ряду галогеноводородов? Чем принципиально отличается по свойствам плавиковая кислота от остальных галогеноводородных кислот?

13. Как объяснить существование дифторидов? Возможно ли образование других дигалогенидов? Как устроен анион  $\text{HF}_2^-$  и как с позиции методов ВС и МО можно представить механизм образования химической связи в этом анионе?

14. Какие процессы протекают при растворении галогенов в воде? Как взаимодействует хлор с водой и растворами щелочей при разных температурах? Почему щелочь лучше, чем вода, связывает хлор? Какие предположения можно сделать о взаимодействии  $\text{At}_2$  с водой?

15. Рассмотрите строение, химические свойства и способы получения оксидов хлора.

16. Как изменяются сила кислот, устойчивость и окислительная способность в ряду  $\text{HClO}-\text{HClO}_4$ ? Какова пространственная конфигурация ионов  $\text{ClO}_2^-$ ,  $\text{ClO}_3^-$ ,  $\text{ClO}_4^-$ ? Как изменяется кратность связи в ряду  $\text{ClO}_2^- \rightarrow \text{ClO}_3^- \rightarrow \text{ClO}_4^-$ ?

17. Как и почему изменяются свойства и состав кислот в ряду хлорная–бромная–иодная? Наблюдается ли здесь вторичная периодичность? Какова пространственная конфигурация иона  $\text{IO}_6^{5-}$ ?

18. Как можно объяснить, что кислородсодержащие кислоты хлора, брома и иода менее устойчивы и обладают более сильными окислительными свойствами, чем соответствующие им соли?

19. Каковы возможные пути разложения хлорной извести  $\text{CaOCl}_2$ ?

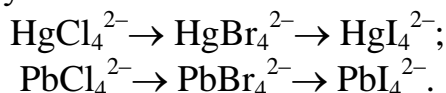
20. Почему растворимость иода в растворе иодида калия выше, чем в воде? Существует ли аналогичная зависимость для хлора? В чем заключается разница в понятиях полигалогениды и полимерные галогениды? Приведите примеры тех и других.

21. В чем проявляется металлический характер иода? Приведите примеры окислительно-восстановительных реакций, в которых иод выступает в качестве окислителя; восстановителя.

22. Перечислите факты, иллюстрирующие особенности химии фтора в сравнении с химией остальных галогенов. Чем обусловлены эти особенности?

23. Известно соединение  $\text{H}-\text{O}-\text{F}$ , реагирующее с водой с образованием пероксида водорода и плавиковой кислоты. Определите степень окисления фтора в данном соединении и назовите его.

24. Как изменяется устойчивость комплексных анионов в рядах:



Объясните наблюдаемые закономерности.

25\*. Интергалогенидные соединения. Рассмотрите геометрическую форму молекул  $\text{ClF}_3$ ,  $\text{ClF}_5$ ,  $\text{ClF}_7$ . Охарактеризуйте их отношение к воде и водным растворам щелочей. Приведите примеры анионгалогенатов и катионгалогенов.

## **P-ЭЛЕМЕНТЫ VI ГРУППЫ**

1. Охарактеризуйте возможные валентности и степени окисления атомов *p*-элементов VI группы. Как изменяется устойчивость соединений элементов в высших степенях окисления по ряду сера – полоний? Как проявляется вторичная периодичность в этом ряду? Все ли *p*-элементы VI группы относятся к халькогенам?

2. Объясните наблюдаемые закономерности в изменении величин энергии ионизации и сродства к электрону по ряду кислород – полоний. С учетом этого оцените, какого типа связи (ионные, полярные, неполярные) наиболее характерны для атомов рассматриваемых элементов.

3. Сравните по устойчивости и условиям существования ионы  $\text{O}^{2-}$  и  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{O}^-$  и  $\text{S}^-$ .

4. Сравните величины энергии связей  $-\text{Э}-\text{Э}-$  по ряду кислород–теллур и сопоставьте *p*-элементы VI группы по их склонности к образованию гомоцепей  $-\text{Э}-\text{Э}-$ . Только ли более низкая энергия связи между атомами в пероксидном мостике  $-\text{O}-\text{O}-$  по сравнению с персульфидным  $-\text{S}-\text{S}-$  является причиной наличия большей реакционной способности пероксидов, чем персульфидов?

5. Каковы условия существования и как изменяется устойчивость двухатомных молекул  $\text{Э}_2$  по ряду кислород–теллур?

6. Охарактеризуйте кратность химической связи в молекуле  $\text{O}_2$ , используя представления теорий ВС и МО.

7. Как изменяются свойства простых веществ в ряду кислород–полоний?

8. Известно, что твердые кислород и сера имеют молекулярную кристаллическую решетку. Какую кристаллическую решетку имеет полоний?

9. Сравните окислительную способность (используя стандартные потенциалы) озона, атомарного и молекулярного кислорода в водных растворах. Объясните различие.



10. Рассмотрите, как и почему изменяются физические и химические свойства (температура кипения и плавления, агрегатное состояние, термическая устойчивость, сила кислот, окислительно-восстановительная способность), а также пространственная конфигурация молекул в ряду халькогеноводородов. Существует ли аналогия в характере изменения свойств в рядах халькогеноводородов?

11. Какие соединения образует кислород со щелочными металлами? Почему  $\text{Na}_2\text{O}_2$  используется для регенерации воздуха на подводных лодках?

12. Пользуясь методом ВС, предскажите геометрическую конфигурацию молекул  $\text{Cl}_2\text{O}$  и  $\text{OF}_2$ . Какая из молекул  $\text{OF}_2$  или  $\text{H}_2\text{O}$  более полярна?

13. Какие окислительно-восстановительные системы образует пероксид водорода, изобразите их в виде полуреакций. Какие свойства, окислительные или восстановительные, более характерны для пероксида водорода? Что можно сказать об устойчивости пероксида водорода как вещества?

14. Подвергаются ли гидролизу следующие соли:  $\text{CaS}$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{HgS}$ ,  $\text{KHS}$ ,  $\text{Na}_2\text{Se}$ ? Какие факторы следует принимать во внимание при составлении ответа?

15. Чем объяснить, что многие сульфиды тяжелых металлов имеют непостоянный состав? Приведите примеры полупроводниковых халькогенидов.

16. Чем объяснить, что для оксидов серы (VI), селена и теллура (IV и VI) характерна полимерная структура?

17. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства в рядах диоксидов и триоксидов серы, селена и теллура?

18. Как изменяются устойчивость, окислительно-восстановительная способность и кислотные свойства в ряду  $\text{H}_2\text{SO}_3$ – $\text{H}_2\text{TeO}_3$ ?

19. Сравните свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты.

20. Как и почему меняются свойства и состав серной, селеновой и теллуровой кислот? Наблюдается ли вторичная периодичность в этом ряду?

21. Каковы особенности строения молекул политионовых кислот и тиосерной кислоты? Можно ли сравнивать относительную устойчивость тиосульфатов и тиоселенатов?

22. Почему дисульфат калия в водных растворах можно использовать только как сульфатирующий агент, а пероксодисульфат калия - еще и как сильный окислитель? Приведите примеры реакций.

23. Каковы особенности процессов электролиза разбавленной и концентрированной серной кислоты; растворов сульфата и гидросульфата натрия (разбавленных и насыщенных)?

24. Могут ли существовать в смеси  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{Te}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SeO}_3$ ? Ответ проиллюстрируйте записью соответствующих уравнений реакций.

25. Как можно объяснить различие в составе соединений *p*-элементов VI группы с фтором, хлором и бромом? Какова пространственная конфигурация молекул гексафторида и дихлорида серы? Как можно объяснить низкую реакционную способность и повышенную устойчивость гексафторида серы?

26. Для *p*-элементов VI группы известны соединения типа  $\text{ЭО}_2\text{Г}_2$  (где Г – галоген). Какими свойствами они обладают? Какова геометрическая конфигурация этих молекул?

27. Рассмотрите возможные типы взаимодействий в кристаллогидратах: а)  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ; б)  $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ; в)  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

## Р-ЭЛЕМЕНТЫ V ГРУППЫ

1. Охарактеризуйте валентность и степени окисления *p*-элементов V группы. Как изменяется устойчивость соединений этих элементов в высшем валентном состоянии по ряду азот–висмут? Сравните наблюдаемые закономерности для *p*-элементов V, VI и VII групп. В чем проявляется вторичная периодичность у *p*-элементов V группы?

2. На основании приведенных данных сформулируйте требующую объяснения закономерность и дайте объяснение.

Э – Э	Е, кДж/моль	Э – Н	Е, кДж/моль
N – N	160	N – H	388
P – P	214	P – H	323
As – As	134	As – H	281
Sb – Sb	126	Sb – H	256

Какое влияние на свойства веществ, образуемых *p*-элементами V группы, могут оказывать наблюдаемые закономерности?

3. Насколько характерна для соединений *p*-элементов V группы склонность к образованию донорно-акцепторной связи? Какие из таких соединений относятся к типичным лигандам? Как меняется эта тенденция по группе? Сравните устойчивость солей аммония с аналогичными солями элементов этой же группы.

4. Чем объясняется малая реакционная способность молекулярного азота? Как согласовать ее со способностью атомов азота образовывать прочные химические связи с атомами других элементов? Может ли молекула азота выступать в качестве лиганда?

5. Опишите в рамках теории ВС и МО механизм образования химических связей в молекуле азота.

6. Каковы условия существования двухатомных молекул ряда азот–висмут?

7. Почему для азота, в отличие от фтора, мышьяка и сурьмы, не характерна аллотропия?

8. Какова геометрическая конфигурация молекул белого фосфора? Чем объяснить неустойчивость молекулы P<sub>4</sub>?

9. Как и почему изменяются температуры кипения и плавления в ряду веществ азот–висмут?

10. Проиллюстрируйте нарастание металлического характера простых веществ в ряду фосфор–висмут на примере их взаимодействия с азотной кислотой (концентрированной и разбавленной).

11. Оцените термодинамическую возможность фиксации азота путем взаимодействия его с водой с образованием нитрата аммония; при взаимодействии с кислородом; водородом.

12. Какие водородные соединения образуют *p*-элементы пятой группы? Какова пространственная форма молекул этих соединений?

13. Объясните характер изменения физических и химических свойств однопипных водородных соединений в ряду азот–висмут (температуры плавления и кипения, термическая устойчивость молекул, окислительно-восстановительная способность). Какие из водородных соединений азота могут играть роль окислителя?

14. Как и почему изменяется склонность к реакциям присоединения у водородных соединений в ряду NH<sub>3</sub>–BiH<sub>3</sub>? Чем объяснить неустойчивость солей фосфония слабых кислот?

15. С учетом строения молекул  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_2\text{OH}$ ,  $\text{N}_2\text{H}_4$  охарактеризуйте их способность к донорно-акцепторному взаимодействию, ассоциации, самоионизации, взаимодействию с водой.

16. Смесь гидразина и  $\text{N,N}$ -диметилгидразина используется в качестве ракетного топлива. Почему? Составьте уравнение соответствующей реакции.

17. Запишите структурные формулы азидоводорода и азид-иона. Одинаковы или различны длины связей азот-азот в этих частицах? Ответ подтвердите справочными данными.

18. Какие оксиды азота и при каких условиях могут быть получены при непосредственном взаимодействии веществ? Известно, что все оксиды азота имеют  $\Delta_f H_{298}^0 > 0$ , в то время как оксиды остальных  $p$ -элементов пятой группы –  $\Delta_f H_{298}^0 < 0$ . Как это можно объяснить?

19. Почему нейтральную частицу  $\text{NO}_2$  правильнее называть молекулярным радикалом? Будут ли отличаться по геометрической конфигурации частицы  $\text{NO}_2$  и  $\text{NO}_2^+$ ?

20. Как объяснить, что образование оксида азота (III) из монооксида и диоксида азота идет с нулевой энергией активации?

21. Какие особенности строения характерны для оксидов фосфора и мышьяка? Как это объяснить?

22. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства оксидов азота.

23. Какие частицы присутствуют в разбавленном, концентрированном растворах и в безводной азотной кислоте? Назовите их. Запишите соответствующие уравнения реакций.

24. Применяя правило кратности связей и представление о координационном числе фосфора, рассмотрите строение фосфорных кислот. Объясните основность кислот и степень окисления фосфора в них.

25. Охарактеризуйте термическую устойчивость, силу, летучесть и окислительную способность ортофосфорной кислоты. Сопоставьте их с соответствующими характеристиками азотной кислоты.

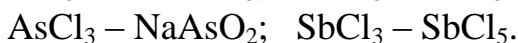
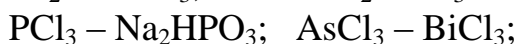
26. Рассмотрите и объясните изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств и состава в ряду гидроксидов  $p$ -элементов V группы.

27. Сравните устойчивость и реакционную способность кислот и их солей:  $\text{HNO}_2$  и  $\text{KNO}_2$ ;  $\text{HNO}_3$  и  $\text{KNO}_3$ . Можно ли считать, что этот пример иллюстрирует общую закономерность?

28. Приведите примеры неорганических полимеров на основе фосфора. Рассмотрите особенности строения полифосфонитрилхлорида.

29. В чем особенность гидролиза солей Bi (III) и Sb (III)?

30. Сравните гидролизуемость соединений:



31. Приведите примеры соединений с металлами *p*-элементов V группы. Охарактеризуйте тип химической связи в этих соединениях.

## ***P*-ЭЛЕМЕНТЫ IV ГРУППЫ**

1. Охарактеризуйте возможные валентности и степени окисления *p*-элементов IV группы в соединениях. В чем проявляется вторичная периодичность в этой группе?

2. Какая форма – катионная или анионная – более характерна для *p*-элементов четвертой группы в их соединениях?

3. Как объяснить то, что углерод в природе встречается и в форме простого вещества и в форме соединений с водородом и кислородом, в то время как кремний исключительно в форме кислородных соединений?

4. Как объяснить, что для углерода более характерно образование связей C–C, а для кремния Si–O–Si? Сопоставьте значения энергий связей Э–Э и Э–O.

5. Сопоставьте склонность к образованию комплексных соединений у *p*-элементов четвертой группы. Рассмотрите, исходя из строения атомов, способность углерода и кремния (IV), германия и свинца (II, IV) в соединениях к проявлению донорной и акцепторной функций.

6. Сравните особенности структуры, физические и химические свойства аллотропных модификаций углерода. Чем объяснить наличие в случае углерода четырех аллотропных модификаций? Можно ли ожидать существования сходных модификаций у кремния и герма-

ния? Какой тип гибридизации АО приписывают атому углерода в алмазе, графите и карбине? Что представляет собой аморфный углерод?

7. Сравните отношение фосфора, серы, хлора и кремния к растворам щелочей. В чем заключается особенность растворения кремния в щелочах?

8. Сравните свойства водородных соединений углерода и кремния. Чем объясняется неустойчивость водородных соединений кремния? Возможно ли образование непредельных силанов?

9. Сравните температуры плавления и кипения, реакционную способность и окислительно-восстановительные свойства водородных соединений элементов в ряду углерод–свинец.

10. Чем объяснить устойчивость оксида углерода (II)? Охарактеризуйте его химические свойства.

11. К какому классу соединений можно отнести продукты реакции взаимодействия оксида углерода (II) с металлами? Какова природа химической связи в них? Какие особенности молекул CO обуславливают их способность входить в координационную сферу?

12. Сравните свойства и структуру оксидов углерода (IV) и кремния (IV). Объясните, почему CO<sub>2</sub> газообразен и имеет низкую температуру плавления, а диоксиды остальных элементов – твердые вещества с высокими температурами плавления или разложения.

13. Какой состав характерен для гидроксидов Э (IV)? Какие из них имеют молекулярное строение и каков состав молекул?

14. Сравните кислотно-основные свойства гидроксидов Э (II) и Э (IV).

15. Какие из тетрагалогенидов гидролизуются в обычных условиях по схеме:



Какие продукты могут образовываться при гидролизе других тетрагалогенидов?

16. Как можно объяснить, что из числа комплексных галогенидов кремния стабильны только фториды; германия – фториды и хлориды; олова – все галогениды?

17. Почему невозможно получить из водных растворов карбонаты алюминия, хрома (III), железа (III), олова (IV)?

18. Почему цианид-ион называют псевдогалогенид-ионом? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

19. Какие особенности иона  $\text{CN}^-$  обуславливают легкое вхождение его в координационную сферу комплексов?

20. В чем заключаются особенности осаждения цианидов из водных растворов? Почему не получен  $\text{Fe}(\text{CN})_3$ ?

21. С учетом гибридизации орбиталей центрального атома изобразите геометрическую конфигурацию молекул  $\text{SnCl}_4$ ,  $\text{GeCl}_4$ ,  $\text{SiF}_4$ , ионов  $\text{SnCl}_4^{2-}$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_6^{2-}$ ,  $\text{SiF}_6^{2-}$ ,  $\text{PbCl}_6^{2-}$ .

22. С учетом гибридизации орбиталей центрального атома изобразите геометрическую конфигурацию ионов  $\text{CNO}^-$ ,  $\text{NCS}^-$ ,  $\text{OCN}^-$  и  $\text{NCN}^{2-}$ . Докажите изоэлектронность этих ионов между собой и с молекулой  $\text{CO}_2$ .

23. Соединения каких типов характерны для элементов ряда углерод–висмут с металлами? Каков характер химических связей в карбидах? Почему иногда среди карбидов выделяют группы ацетиленидов и метанидов? Приведите примеры соединений этих типов. Как они будут взаимодействовать с водой?

## **P-ЭЛЕМЕНТЫ III ГРУППЫ**

1. Какие валентности и степени окисления характерны в соединениях для *p*-элементов III группы?

2. Чем можно объяснить резкое изменение химических свойств при переходе от бора к алюминию?

3. Приведите перечень сходных для бора и кремния химических свойств. Чем обусловлено сходство химии этих элементов?

4. Охарактеризуйте склонность атомов *p*-элементов III группы к образованию ионных связей, связей Э–Э, Э–О–Э, Э–N–Э.

5. Каковы особенности химических связей в молекуле  $\text{B}_2\text{H}_6$ ? Можно ли процесс димеризации молекул  $\text{BH}_3$  объяснить образованием водородных связей; связей по донорно-акцепторному механизму?

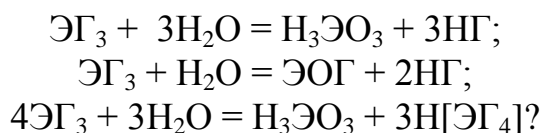
6. Как объяснить, что галогениды бора не склонны, подобно  $\text{BH}_3$ , к полимеризации, в то время как  $\text{AlCl}_3$  димеризован?

7. Охарактеризуйте закономерность в изменении кислотно-основных свойств гидроксидов *p*-элементов III группы. В чем заключаются особенности диссоциации в водных растворах борной кислоты?

8. Рассмотрите особенности строения борных кислот; особенности строения гидроксида алюминия. Проанализируйте возможность при-

менения к этим веществам следующих определений: полимерные гидроксиды, конденсированные кислоты, изополикислоты, многоядерные комплексы.

9. Какие из галогенидов *p*-элементов III группы могут гидролизываться в соответствии с приведенными схемами:



10. Чем можно объяснить сходство в физических свойствах  $\text{C}_6\text{H}_6$  и  $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$ ;  $\text{BN}$  и  $\text{C}_{(\text{графит})}$ ;  $\text{BN}$  и  $\text{C}_{(\text{алмаз})}$ ?

11. Чем можно объяснить химическую инертность оксида алюминия? Каким путем этот оксид можно перевести в растворимое состояние?

12. Охарактеризуйте особенности строения газообразного (при разных температурах) и кристаллического хлорида алюминия.

13. Какие ионы могут находиться в разбавленном растворе тетрабората натрия?

14. В чем проявляется и чем обусловлено сходство химии таллия и алюминия; таллия и щелочных металлов?

## ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА *P*-ЭЛЕМЕНТОВ

1. Проанализируйте необходимый справочный материал и сформулируйте характерные для *p*-элементов закономерности в изменении (по группе и по периоду) величин атомных радиусов, энергий ионизации и сродства к электрону. В чем состоит своеобразие изменения указанных характеристик для *p*-элементов III группы?

2. Как изменяется по группе устойчивость соединений *p*-элементов в высших степенях окисления? В чем проявляется периодичность в изменении этой характеристики?

3. Как и почему изменяется по группе склонность *p*-элементов к образованию катионной и анионной форм? Зависит ли эта способность от степени окисления элемента?



4. Как можно объяснить изменение по группе наиболее характерных для *p*-элементов в высших степенях окисления координационных чисел в составе гидроксидов и галогенидов?

5. Как изменяется по группе склонность *p*-элементов к образованию координационных соединений? Почему способность к образованию координационных соединений отсутствует у С (IV)?

6. Как сказывается способность большинства *p*-элементов II периода к образованию прочных *sp*-связей на химии этих элементов?

7. У какого из *p*-элементов каждой группы и в чем конкретно проявляются первые признаки металлического характера? Какую общую закономерность в изменении металлического и неметаллического характера элементов можно сформулировать для *p*-элементов?

8. Как изменяется по группе и по периоду кислотно-основной характер гидроксидов *p*-элементов?

9. Как изменяется по группе и по периоду склонность *p*-элементов к образованию гидридов разного типа (ковалентных, ионных, гидридов внедрения, гидридокомплексов)?

10. Как изменяется по группе и по периоду склонность *p*-элементов к образованию галогенидов разного типа (галогеноангидридов, солей, галогенокомплексов)?

## **S-ЭЛЕМЕНТЫ I И II ГРУПП**

1. Какие общие особенности можно выделить в химии *s*-элементов I и II группы?

2. При систематическом рассмотрении свойств *s*-элементов калий и его аналоги с большим порядковым номером, а также кальций и его аналоги выделяются в отдельные группы. Литий же и натрий, бериллий и магний обычно рассматриваются отдельно от них. Чем это обусловлено?

3. Химические связи каких типов характерны для *s*-элементов I и II группы?

4. В чем заключаются особенности металлической связи? Какие свойства металлов обусловлены таким типом связи?

5. Почему склонность к образованию координационных соединений более характерна для *s*-элементов II группы? Как изменяется эта

склонность в пределах каждой группы? С какими лигандами образуются наиболее прочные комплексы?

6. Можно ли чисто химическим путем получить рассматриваемые металлы в свободном состоянии? Каковы условия их получения путем электролиза?

7. Как согласовать характер изменения величин энергии ионизации атомов щелочных металлов и величин электродных потенциалов металлов в рядах: Li–Cs; Be–Ba?

8. Пользуясь справочной и учебной литературой, приведите примеры, подтверждающие проявление диагональной периодичности свойств в направлении литий→магний, бериллий→алюминий.

9. Какие из рассматриваемых металлов могут растворяться в воде, кислотах, щелочах, в водных растворах солей?

10. Сравните структуру и свойства гидридов щелочных и щелочноземельных металлов и бериллия; бериллия и магния.

11. Какие ионы находятся в узлах кристаллической решетки оксидов:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{KO}_2$ ,  $\text{BaO}_2$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{KO}_3$ ?

12. Чем можно объяснить повышение устойчивости пероксидов *s*-элементов по группе? Как можно объяснить, что термодинамическая устойчивость оксидов *s*-элементов II группы увеличивается от BeO к CaO, а затем понижается?

13. Как согласовать усиление основных свойств (возрастает кажущаяся степень диссоциации) в ряду гидроксидов лития–цезия с тем, что все эти гидроксиды – ионные соединения?

14. Сравните склонность соединений *s*-элементов I и II группы к образованию кристаллогидратов и двойных солей, а также их склонность к гидролизу. На примере сульфатов рассмотрите, как изменяется в пределах каждой группы термическая устойчивость и растворимость солей.

## ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА *d*-ЭЛЕМЕНТОВ

1. Какие электроны принято считать валентными у атомов *d*-элементов? Каковы возможности спиновой теории валентности в оценке валентности *d*-элементов? Какие из *d*-элементов проявляют постоянную валентность и чем это обусловлено?

2. Как изменяется по группе устойчивость соединений *d*-элементов в высшем валентном состоянии? Наблюдается ли в данном случае вторичная периодичность?

3. Какой характер изменения свойств *d*-элементов в группах? В каких периодах наблюдается аналогия в свойствах?

4. *d*-элементы какой группы по комплексу свойств сильнее всего отличаются от всех остальных *d*-элементов?

5. Проиллюстрируйте конкретными примерами нарастание сходства в свойствах *d*-элементов по периоду. У элементов какого периода сходство проявляется особенно сильно? Какие соображения можно принять во внимание при объяснении указанной закономерности?

6. Как зависит склонность *d*-элементов к образованию соединений в катионной форме от проявляемой элементом валентности? Для каких *d*-элементов в наибольшей мере характерны соединения в катионной форме?

7. Чем обусловлена склонность *d*-элементов к образованию координационных соединений? Проанализируйте в этом аспекте роль следующих факторов:  $(n-1)d$  - и *np*-АО; атомных и ионных радиусов (с учетом эффекта *d*-сжатия); плотности зарядов ионов; их поляризующего действия. У каких из *d*-элементов склонность к образованию координационных соединений выражена слабее всего?

8. Как и почему изменяются кислотно-основные свойства однопериодных гидроксидов по группе; гидроксидов одного элемента в разной степени окисления?

9. На основании приведенных данных сформулируйте общую для большинства *d*-элементов закономерность и объясните ее.

$\Delta_f G_{298}^0$ кДж/моль	$\Delta_f G_{298}^0$ кДж/моль	$\Delta_f H_{298}^0$ кДж/моль
TiO <sub>2</sub> -889	V <sub>2</sub> O <sub>5</sub> -1427	CrO <sub>3</sub> -594
ZrO <sub>2</sub> -1025	Nb <sub>2</sub> O <sub>5</sub> -1776	MoO <sub>3</sub> -744
HfO <sub>2</sub> -1054	Ta <sub>2</sub> O <sub>5</sub> -1908	WO <sub>3</sub> -842

10. В каком валентном состоянии проявляется сходство в химии *d*- и *p*-элементов одной группы? Проиллюстрируйте на конкретном примере.

11. Основные типы комплексных соединений, образуемых *d*-элементами: ацидокомплексы, аквакомплексы, гидроксокомплексы, π-комплексы, хелатные комплексы.

12. Изомерия комплексных соединений.
13. Карбонилы *d*-металлов. Особенности строения и характер химических связей. Правило Сиджвика\*.
14. Кластерные соединения, образуемые *d*-элементами.

## ***d*-ЭЛЕМЕНТЫ IV И V ГРУПП**

1. Сопоставьте и объясните характер изменения в группах атомных радиусов, энергии ионизации, устойчивости соединений в высших степенях окисления, склонности к комплексообразованию, образованию нестехиометрических соединений и соединений внедрения.
2. Чем можно объяснить исключительно высокое сходство химических свойств циркония и гафния; ниобия и тантала? Чем объясняется сходство в химии соединений *d*-элементов IV и V групп: тантала и ванадия; циркония и ниобия?
3. Чем объясняется высокая химическая инертность в обычных условиях циркония и гафния; ниобия и тантала?
4. Почему даже незначительные примеси кислорода, азота, углерода в рассматриваемых металлах резко понижают их пластичность, ковкость?
5. Чем обусловлены трудности получения чистых *d*-металлов IV и V групп?
6. Как перевести в раствор цирконий и гафний; ниобий и тантал?
7. Рассмотрите особенности структуры гидроксида титана (IV). Характерны ли аналогичные особенности для других гидроксидов рассматриваемых элементов?
8. Как различаются кислотно-основные свойства гидроксидов, образованных: а) одним и тем же элементом в разных степенях окисления; б) разными элементами одной подгруппы в одинаковой степени окисления?
9. Какие свойства (солей или галогенангидридов) характерны для галогенидов рассматриваемых элементов? Сравните разные галогениды одного элемента; одинаковые по составу галогениды разных элементов.
10. Как можно объяснить разнообразие фторидных комплексов рассматриваемых элементов?

11. Чем объясняются высокие координационные числа элементов У и У1 периода рассматриваемых подгрупп?
12. Сравните гидролизуемость соединений в каждой из пар:  $\text{TiCl}_2$  и  $\text{TiCl}_4$ ;  $\text{TiOCl}_2$  и  $\text{TiCl}_4$ ;  $\text{TiCl}_4$  и  $\text{ZrCl}_4$ ;  $\text{TiOCl}_2$  и  $\text{ZrOCl}_2$ .
13. В какой катионной форме могут существовать  $\text{Ti}$  (IV) и  $\text{Zr}$  (IV) в водном растворе?
14. Пользуясь справочной и учебной литературой, опишите отношение бинарных соединений титана с фосфором, углеродом, азотом к наиболее распространенным лабораторным реактивам.

## ***d*-ЭЛЕМЕНТЫ VI И VII ГРУПП**

1. Какие степени окисления наиболее характерны для *d*-элементов VI; *d*-элементов VII групп? Возможно ли предсказание каких-либо степеней окисления этих элементов исходя из особенностей электронных конфигураций их атомов?
2. Чем обусловлена близость атомных радиусов молибдена и вольфрама, технеция и рения и как это сказывается на изменении свойств в рядах хром–молибден; марганец–рений?
3. Какая форма – катионная или анионная – характерна для рассматриваемых элементов в низших степенях окисления; в высших степенях окисления их атомов?
4. Каково отношение хрома, молибдена и вольфрама к кислотам и щелочам? Какие реакции протекают при сплавлении этих металлов с окислительными щелочными смесями? Каков химизм процесса растворения вольфрама в смеси азотной и плавиковой кислот?
5. Объясните причину пассивирования хрома азотной кислотой, царской водкой, при анодном окислении хрома. Почему хром не пассивируется в смеси азотной и плавиковой кислот? Как можно предотвратить пассивирование?
6. Различаются ли по составу оксиды, образующиеся при прокаливании на воздухе хрома и вольфрама; марганца и рения?
7. Охарактеризуйте отношение к разбавленным и концентрированным соляной и серной кислотам оксидов:  $\text{CrO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CrO}_3$ ;  $\text{MnO}$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .
8. Как и почему изменяются кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства гидроксидов в рядах:  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ – $\text{H}_2\text{WO}_4$  и

$\text{HMnO}_4\text{--HReO}_4$ ;  $\text{Cr(OH)}_2\text{--Cr(OH)}_3\text{--H}_2\text{CrO}_4$  и  $\text{Mn(OH)}_2\text{--MnO}_2\cdot n\text{H}_2\text{O--HMnO}_4$ ?

9. Какие продукты образуются при действии растворов щелочей на растворы солей Cr (II) и Mn (II) на воздухе и в инертной атмосфере? Как влияет температура на состав продуктов?

10. Сравните ионы, образуемые марганцем в разной степени окисления по их склонности в водном растворе к участию в следующих реакциях: гидролизу, восстановлению в кислой среде; окислению в щелочной среде; диспропорционированию; переходу в щелочной среде в анионную форму.

11. Какие из перечисленных ниже свойств характерны для солей хрома (II, III, VI): соли в катионной форме; в анионной форме; соли как в катионной, так и в анионной формах; склонность к реакциям присоединения с образованием двойных солей или комплексных соединений; легкая гидролизуемость в растворе; переход в щелочном растворе в гидроксокомплексы; легкое окисление; наличие окислительных свойств?

12. Сравните гидролизуемость следующих соединений:  $\text{CrCl}_2$ ,  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{CrO}_2\text{Cl}_3$ ;  $\text{CrCl}_3$  и  $\text{Na}_3[\text{Cr(OH)}_6]$ ;  $\text{Na}_3[\text{Cr(OH)}_6]$  и  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ ;  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$  и  $\text{CrO}_2\text{Cl}_2$ .

13. Как влияет pH раствора на состав хромат-, молибдат- и вольфрамат-ионов? В какой среде могут существовать ионы  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{MoO}_4^{2-}$ ,  $\text{Mo}_8\text{O}_{26}^{4-}$ ?

14. Рассмотреть схему процесса обратимого превращения  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  в  $\text{CrO}_4^{2-}$  в растворах. Почему при добавлении к растворам хромата и дихромата калия растворов соли бария в обоих случаях выпадают одинаковые осадки?

15. Почему сравнительно устойчивые в сухом состоянии манганаты в водном растворе разлагаются? Охарактеризуйте химизм протекающего процесса.

16. Какие из перечисленных галогенидов обладают свойствами солей:  $\text{CrCl}_2$ ,  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{MoCl}_5$ ,  $\text{WCl}_6$ ,  $\text{MnCl}_2$ ,  $\text{MnCl}_4$ ,  $\text{ReCl}_6$ ,  $\text{ReCl}_7$ ?

17. Почему для молибдена и вольфрама более чем для хрома, а для рения более чем для марганца характерно образование кластерных галогенидов?

18. С учетом стандартных окислительно-восстановительных потенциалов охарактеризуйте окислительные свойства соединений хрома (VI) и марганца (VII) в зависимости от pH среды.

19. Напишите возможные координационные формулы соединений  $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{Cr}(\text{CN})_3 \cdot \text{Co}(\text{CN})_3 \cdot 6\text{NH}_3$ . Какие типы изомерии они могут иллюстрировать?

20. Чем можно объяснить, что при большом различии в свойствах соединений хрома и серы, марганца и хлора в низших степенях окисления соединения этих же элементов в высших степенях окисления имеют сходство?

21. Приведите примеры кластерных соединений хрома, молибдена и вольфрама. Почему для молибдена и вольфрама более, чем для хрома, характерно образование кластерных соединений?

22. Приведите примеры гетерополисоединений для *d*-элементов VI группы.

23. Сравнить окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (II, III, VI) в кислой и щелочной среде.

## ***d*-ЭЛЕМЕНТЫ VIII ГРУППЫ**

1. Какие из перечисленных ниже факторов лежат в основе деления *d*-элементов VIII группы на семейства железа и платиновых металлов и на триады Fe–Ru–Os, Co–Rh–Ir, Ni–Pd–Pt: аналогия в структуре двух внешних электронных слоев атомов; близость размеров атомов; близость энергий ионизации; близкие значения наиболее характерных валентных состояний и степеней окисления атомов; одинаковые значения максимальных валентностей и степеней окисления атомов; аналогия в химических свойствах элементов и их соединений?

2. Какие степени окисления наиболее характерны для элементов семейства железа? Можно ли их предсказать, основываясь на особенностях электронных конфигураций атомов? Какие максимальные степени окисления возможны в группах Fe–Ru–Os; Co–Rh–Ir; Ni–Pd–Pt?

3. Чем обусловлена склонность атомов или ионов *d*-элементов VIII группы к образованию координационных соединений? Могут ли атомы рассматриваемых элементов в нулевой степени окисления образовывать координационные соединения?

4. Охарактеризуйте отношение металлов семейства железа и платиновых к воде, кислотам, щелочам, «царской водке». Чем объясняется высокая химическая инертность платиновых металлов? В какой

степени окисления ионы железа переходят в раствор при взаимодействии с кислотами?

5. Какие процессы происходят при коррозии железа? Влияет ли на коррозию и как присутствие в воздухе газов  $O_2$ ,  $CO_2$ ,  $H_2S$ ,  $SO_2$ ?

6. Какой металл разрушается первым при коррозии, протекающей на поврежденной поверхности железа: оцинкованного, луженого, никелированного? Рассмотрите химизм процесса коррозии в этих случаях.

7. В чем специфика отношения рассматриваемых металлов к водороду? Гидриды какого типа образуют эти металлы?

8. Охарактеризуйте общие принципы получения оксидов и гидроксидов железа, кобальта и никеля (II и III).

9. Сравните отношение оксидов и гидроксидов железа, кобальта и никеля (II и III) к кислотам (серной, соляной, азотной) и щелочам.

10. Чем объяснить разнообразие встречающихся формул гидроксида железа (III):  $Fe(OH)_3$ ,  $FeOON$ ,  $HFeO_2$ ,  $Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$ ,  $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ ? Возможно ли такое разнообразие записи формул гидроксида железа (II); гидроксида кобальта (III)?

11. Какие соли железа – Fe (II) или Fe (III) – сильнее подвергаются гидролизу? Какие продукты, помимо  $FeOH^{2+}$ ,  $Fe(OH)_2^+$  и  $Fe(OH)_3$ , могут образовываться при гидролизе солей железа (III)?

12. Учитывая электронную структуру атомов железа, кобальта и никеля, поясните, почему карбонилы этих элементов могут иметь разный состав.

13. Охарактеризуйте особенности структуры  $\pi$ -комплексов на примере ферроцена. Сформулируйте проблему оценки валентности железа в ферроцене.

14. Какой характер химических связей в следующих комплексных соединениях:  $Fe(CO)_5$ ;  $[Co(NH_3)_6]Cl_3$ ;  $[Fe(H_2O)_6]SO_4 \cdot H_2O$ ;  $K_4[Fe(CN)_6]$ ?

15. Имеются разбавленные растворы одинаковой молярной концентрации следующих веществ:  $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4$ ;  $3KCN \cdot Co(CN)_3$ ;  $KNO_2$ . Расположите эти вещества в ряд по величине электропроводности растворов.

16. Какие типы изомерии можно иллюстрировать с помощью следующих пар соединений:  $[Pt(NH_3)_4Cl_2]Br_2$  и  $[Pt(NH_3)_4Br_2]Cl_2$ ;  $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$  и  $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ ;  $[Pt(NH_3)_4][PtCl_6]$  и  $[Pt(NH_3)_4Cl_2][PtCl_4]$ ?

17. Как можно объяснить, что комплексные соединения кобальта (II) более устойчивы, чем кобальта (III)?



18. В чем проявляется сходство химии шести элементов семейства платиновых?

19. Почему химическая активность металлов резко понижается при переходе от элементов семейства железа к элементам семейства платиновых? Назовите наиболее активные из платиновых металлов. Какой из них растворяется в азотной кислоте?

20. Сравнить окислительно-восстановительные свойства соединений железа (II, III, VI) в кислой и щелочной среде.

21. Сравнить окислительно-восстановительные свойства соединений кобальта и никеля (II, III, VI) в кислой и щелочной среде.

## ***d*-ЭЛЕМЕНТЫ I И II ГРУПП**

1. Можно ли на основании одинаковости электронных конфигураций внешних слоев сделать заключение о сходстве химических свойств *s*-элементов и *d*-элементов I и II групп?

2. Как согласовать способность *d*-элементов I группы проявлять степень окисления выше единицы с электронной конфигурацией этих атомов?

3. Чем объяснить, что для ртути в отличие от цинка и кадмия характерна переменная степень окисления?

4. Химическая связь какого типа наиболее характерна в соединениях для *d*-элементов I и II групп?

5. Сопоставьте склонность к комплексообразованию *d*-элементов I и II групп? Какие координационные числа характерны для них в степенях окисления +1, +2, +3? Приведите примеры комплексных соединений. Какие структуры, октаэдрические, плоские квадратные или тетраэдрические преобладают в химии золота (III)?

6. Как изменяется химическая активность металлов по рядам: медь–золото; цинк–ртуть? Как можно объяснить наблюдаемую закономерность?

7. Как согласовать положение меди в ряду напряжений и ее способность растворяться на воздухе в концентрированных HCl и CH<sub>3</sub>COOH; взаимодействовать с газообразным HCl; растворяться в водных растворах щелочных цианидов?

8. Какие химические реакции лежат в основе пирометаллургических и гидрометаллургических методов получения меди; цианидного

способа получения золота; методов получения цинка и ртути из их сульфидов; электрометаллургических методов получения рассматриваемых металлов?

9. Каковы условия получения, кислотно-основные, окислительно-восстановительные свойства и устойчивость оксидов *d*-элементов I и II групп?

10. Сравните устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства гидроксидов: CuOH и Cu(OH)<sub>2</sub>; AuOH и Au(OH)<sub>3</sub>; Zn(OH)<sub>2</sub> и Cd(OH)<sub>2</sub>; Hg(OH)<sub>2</sub> и Hg<sub>2</sub>(OH)<sub>2</sub>.

11. В чем заключается различие в реакциях растворения Cu(OH)<sub>2</sub> и Zn(OH)<sub>2</sub> в кислотах, щелочах и водном растворе аммиака?

12. Сравните кислотно-основной характер следующих соединений: Zn(OH)<sub>2</sub> и [Zn(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>](OH)<sub>2</sub>; Cu(OH)<sub>2</sub> и [Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>](OH)<sub>2</sub>.

13. Какие свойства соединений серебра обуславливают их применение в фотографическом процессе?

14. Чем различаются продукты, образующиеся при взаимодействии с аммиаком, солей ртути и солей цинка и кадмия?

15. Проанализируйте, как влияют на способность *d*-элементов II группы образовывать координационные соединения следующие факторы: малые атомные и ионные радиусы (*d*-сжатие); сильное поляризующее действие ионов Э<sup>2+</sup> с 18-электронной оболочкой; способность (*n*-1)*d*-электронных пар атомов к π-дативному взаимодействию.

16. Напишите уравнения реакций, позволяющих перевести металлические серебро и золото в химические соединения.

17. Какие химические реакции лежат в основе возможных методов получения тетрахлорозолотой кислоты?

18. Как взаимодействует ртуть с азотной кислотой, если используется избыток кислоты; избыток ртути? Как предотвратить диспропорционирование ртути (I)?

19. Чем обусловлена слабая диссоциация хлорида, цианида ртути (II) и некоторых других ее солей?

20. Используя приведенные данные:

	<i>E</i> <sup>0</sup> , В
$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Hg}$	0,85
$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e} = 2\text{Hg}$	0,79
$2\text{Hg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Hg}_2^{2+}$	0,91

сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах ртути и ее соединений.

## ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА *f*-ЭЛЕМЕНТОВ

1. Охарактеризуйте положение *f*-элементов в периодической системе.
2. В чем заключаются особенности электронной структуры атомов *f*-элементов по сравнению с *s*-, *p*- и *d*-элементами?
3. Сформулируйте закономерности в изменении величин атомных радиусов и энергий ионизации в рядах: церий–лютеций; торий–лоуренсий.
4. В чем заключается сущность "эффекта лантаноидного сжатия" и на свойствах каких элементов сказывается его влияние?
5. На чем основано подразделение лантаноидов - на подсемейства тория и берклия, т. е. чем обусловлена внутренняя периодичность свойств этих элементов?
6. Какие электроны и орбитали атомов *f*-элементов могут участвовать в образовании химических связей?
7. Какие закономерности в изменении степеней окисления элементов можно проследить в рядах *4f* и *5f*-элементов?
8. Чем обусловлено большое сходство химических свойств лантаноидов? Почему это сходство меньше у актиноидов? Проанализируйте влияние в этом аспекте особенностей электронной структуры атомов, близости (вследствие *f*-сжатия) атомных радиусов, ионизационных потенциалов.
9. Охарактеризуйте склонность *f*-элементов к образованию координационных соединений.
10. Какая форма соединений – катионная или анионная – и почему более характерна для *f*-элементов? Как зависит склонность к образованию соединений в катионной и анионной формах от проявляемой атомом валентности?
11. Как можно объяснить, что *f*-металлы химически активнее *d*-металлов?
12. Для каких актиноидов известны катионные формы  $\text{ЭO}_2^+$ ,  $\text{ЭO}_2^{2+}$ ?

## Литература

### *Основная*

1. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 1997.
2. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 1998.
3. Степин Б. Д., Цветков А. А. Неорганическая химия. М.: Высш. шк., 1994.

### *Дополнительная*

1. Зайцев О. С. Общая химия. М.: Химия, 2000.
2. Хьюи Дж. Неорганическая химия. Строение вещества и реакционная способность. М.: Химия, 1987.
3. Кемпбел Дж. Современная общая химия: В 3 т. М.: Мир, 1975.
4. Уэллс А. Структурная неорганическая химия: В 3 т. М.: Мир, 1987.
5. Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия: В 2 т. М.: Мир, 1971.
6. Реми Г. Курс неорганической химии: В 2 т. М.: Мир, 1963 -1966.
7. Спицын В. И., Мартыненко Л. И. Неорганическая химия. М.: Изд-во МГУ, 1991.
8. Общая химия в формулах, определениях, схемах / Под ред. В. Ф. Тикавого. Мн.: Университетское, 1996.
9. Суворов А. В., Никольский А. Б. Общая химия. С.Пб.: Химия, 1997.
10. Князев Д. А., Смарыгин С. Н. Неорганическая химия. М.: Высш. шк., 1990.
11. Некрасов Б. В. Основы общей химии: В 2 т. М.: Химия, 1972 – 1973.
12. Шукарев С. А. Неорганическая химия. В 2 т. М.: Высшая школа, 1970 –1974.
13. Гринберг А. А. Введение в химию комплексных соединений. М.; Л.: Химия, 1966.
14. Джонсон Д. Термодинамические аспекты неорганической химии. М.: Мир, 1985.
15. Ахметов Н. С. Актуальные вопросы курса неорганической химии. М.: Просвещение, 1991.
16. Ленский А. С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию. М.: Высш. шк., 1989.
17. Шаскольская М. П. Очерки о свойствах кристаллов. М.: Наука, 1987.
18. Фигуровский Н. А. Очерк общей истории химии. М.: Наука, 1968.
19. Свиридов В. В., Попкович Г. А., Васильева Г. И. Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии. Мн.: Вышэйш. Шк., 1989.

### *Справочники*

1. Справочник химика. Т. 1–6 и дополнительный. Л.: Химия, 1965–1968.
2. Краткий химический справочник. М.: Химия, 1977.
3. Карапетьянц М. Х. и др. Основные термодинамические константы неорганических и органических веществ. М.: Химия, 1968.
4. Лурье Ю. Ю. Справочник по аналитической химии. Л.: Химия, 1971 (или издание любого другого года выпуска).

5. Рабинович В. А, Хавин З. Я. Краткий химический справочник. Л.: Химия, 1991.
6. Лидин Р. А., Андреева Л. Л., Молочко В. А. Справочник по неорганической химии. М.: Химия, 1987.
7. Турова Н. Я. Справочные таблицы по неорганической химии. Л.: Химия, 1977.
8. Писаренко В. В. Справочник лаборанта-химика. М.: Высш. шк., 1970.
9. Gmelins Handbuch der anorganischen Chemie. Berlin-Heidelberg-New York: Springer-Verlag, 1924 – 1988.

## СОДЕРЖАНИЕ

<b>Пояснительная записка</b> .....	3
<b>Атом. Строение электронных оболочек атомов</b> .....	7
<b>Периодический закон и периодическая система химических элементов</b>	9
Периодическая система химических элементов.....	9
Периодичность свойств атомов химических элементов.....	10
<b>Химическая связь</b>	12
Метод валентных связей и валентность химических элементов.....	12
Классификация и свойства связей.....	14
Метод молекулярных орбиталей.....	16
Химическая связь в координационных соединениях.....	18
Межмолекулярное взаимодействие. Водородная связь.....	20
Конденсированные системы.....	21
<b>Химические реакции</b>	22
Химическая термодинамика.....	22
Химическая кинетика.....	25
Химическое равновесие.....	27
Растворимость веществ. Растворы неэлектролитов.	
Электролитическая диссоциация. Реакции в водных растворах.....	28
Окислительно-восстановительные процессы.....	33
<b>Химия элементов</b> .....	35
Гелий и <i>p</i> -элементы VIII группы.....	36
Водород.....	37
<i>p</i> -Элементы VII группы.....	38
<i>p</i> -Элементы VI группы.....	40
<i>p</i> -Элементы V группы.....	42
<i>p</i> -Элементы IV группы.....	45
<i>p</i> -Элементы III группы.....	47
Общая характеристика <i>p</i> -элементов.....	48

<i>s</i> -Элементы I и II групп.....	49
Общая характеристика <i>d</i> -элементов.....	50
<i>d</i> -элементы IV и V групп.....	51
<i>d</i> -элементы VI и VII групп.....	52
<i>d</i> -элементы VIII группы.....	54
<i>d</i> -элементы II и I групп.....	56
Общая характеристика <i>f</i> -элементов.....	58
<b>Литература</b> .....	59