

**Министерство общего и профессионального образования
Российской Федерации
Томский политехнический университет**

ХИМИЯ

**Руководство по ведению
РАБОЧЕЙ ТЕТРАДИ**

(для изучающих курс в условиях дистанционного образования)

Томск 1998

УДК 54(076.1)

Савельев Г.Г., Смолова Л.М. Химия. Руководство по ведению рабочей тетради: Методические указания. - Томск: Изд. ТПУ, 1998. - 46 с.

Настоящие методические указания подготовлены на кафедре общей и неорганической химии для студентов 1 курса, изучающих курс химии в условиях дистанционного образования, нехимических специальностей.

Составители: проф., доктор хим. наук Г.Г.Савельев
доц., канд. хим. наук Л.М.Смолова

Рецензент: доц., канд. хим. наук Н.Ф.Стась

Учебное пособие рассмотрено и рекомендовано к изданию методическим семинаром кафедры общей и неорганической химии
" ____ " _____ 1998 г.

Зав. кафедрой ОНХ докт. хим. наук

В.Н.Лисецкий

Одобрено учебно-методической комиссией ЦДО
Председатель учебн.-метод. комиссии

Порядок, условия и способы изучения химии

1. Химия и ее дистанционное изучение

Химия изучает превращения веществ, их свойства и строение на атомно-молекулярном уровне. Однако в химической лаборатории и в жизни мы наблюдаем лишь макроскопические явления: изменение массы, цвета, агрегатного состояния, электропроводности и другие. В химии ставится задача связать эти явления с атомно-молекулярным и электронным строением. Это - сложная задача, решаемая методами физики, математики с использованием искусственных моделей. Поэтому химия трудна для усвоения, тем более при заочной форме образования.

Появившаяся в последние годы **дистанционная** форма обучения призвана облегчить освоение различных дисциплин путем предоставления студентам возможности более частого контакта с преподавателями, в том числе через современные каналы связи (электронная почта, различные информационные сети), через интенсификацию обучения с помощью компьютерных обучающих программ, использование видео- и аудиокассет и специального методического обеспечения; все это при желании может сделать работу студента более систематической и осмысленной в организационном плане.

Настоящее пособие связывает воедино все другие пособия по химии, дает в руки студента инструмент для эффективной учебы.

2. Состав методического обеспечения

Комплект методического обеспечения содержит «Рабочую программу», учебное пособие «Химия» (авторы Савельев Г.Г., Смолова Л.М.), а также настоящее руководство к «Рабочей тетради».

«Рабочая программа» содержит краткое описание изучаемых тем, вопросов, понятий и законов, перечень рекомендуемых лабораторных работ и практических занятий, список рекомендуемой литературы.

Учебное пособие «Химия» содержит основной теоретический материал по курсу, примеры решения задач, контрольные задания.

Настоящее руководство является инструментом для изучения химии, так как в нем изложен порядок записей и как бы "технологический регламент", задающий последовательность и объем изучаемого материала и краткие методические указания по всем формам работы. Оно содержит общее описание порядка, условий и методов, применяемых при дистанционном изучении химии, характеристику рекомендуемых методических пособий, план-график проведения самостоятельных занятий, контрольных точек, установочных лекций, лабораторных занятий, экзаменов и зачетов; порядок работы с рабочей тетрадью.

Кроме этих пособий студент должен завести рабочую тетрадь, в которой он будет вести все записи в рекомендуемом порядке по теоретическим (конспектирование),

практическим (решение задач и упражнений и тестов) и лабораторным занятиям; в конце каждой темы должны быть решены задачи контрольных работ.

На данный момент методическое обеспечение ограничено перечисленными пособиями, однако в плане университета создание компьютерной версии учебных пособий, обучающие компьютерные программы, видео- и аудио лекции; все это будет вводиться в учебный процесс по мере разработки.

3. Формы обучения и контроля

В процессе изучения химии используются следующие формы обучения и контроля:

1) установочные лекции, в которых приводится обзор изучаемого материала, даются рекомендации по формам и методам обучения и использованию методического обеспечения записываются студентом в отдельной тетради или в начале основной рабочей тетради;

2) проработка теоретического материала по рекомендованным пособиям с обязательным конспектированием материала в рабочей тетради, просмотр и прослушивание видео- и аудио- материалов; эту работу целесообразно выполнять по темам и в два приема - сначала чтение и просмотр всего материала, чтобы понять основные понятия, законы и их взаимосвязь, а потом - детальная проработка с конспектированием и разбором примеров. Пункты 1 и 2 - аналог лекционной формы обучения в обычном вузе;

3) самостоятельное решение задач и упражнений, приведенных в тексте пособия "Химия" с последующей проверкой хода решения и результатов по тексту пособия; выполнение тестов с проверкой правильности ответов (приведены в конце руководства). Этот пункт - аналог практических занятий при очной форме обучения.

4) после этого в рабочей тетради выполняются контрольные задачи по каждой теме в соответствии с вариантом, который определяется последними цифрами шифра студента (например, если номер Вашего студенческого билета 3- 7371/21, то номер Вашего варианта контрольного задания - 21); Студент должен привести в рабочей тетради подробные решения и сформулировать ответы. Правильность их выполнения контролируется по подробному тексту решения в рабочей тетради преподавателем вуза в консультационном пункте или с помощью электронной почты;

5) выполнение лабораторных работ по теме (если они предусмотрены) с написанием подробного отчета по рекомендованному плану; лабораторные работы лучше проводить вслед за теоретическим и практическим занятиями, так как они в наглядной форме закрепляют полученные знания - это можно сделать в консультационном пункте или с помощью компьютерного моделирования; при отсутствии таких возможностей они проводятся во время лабораторно-экзаменационной сессии в вузе. Отчеты о выполнении лабораторной работы записывают в рабочую тетрадь или в отдельном лабораторном журнале.

6) по результатам проведенной работы выставляется зачет или допуск к экзамену; зачет или допуск, как правило, проводится по предоставлению всех материалов работы в семестре, занесенных в рабочую тетрадь или лабораторный журнал: конспектов теоретического материала, решений тестов, упражнений и задач, контрольных задач, отчетов по лабораторным работам. При низком качестве этих материалов или их недостатке может быть проведен зачет или экзамен в письменной форме по вопросам, приведенным в "Рабочей тетради";

7) экзамен проводится во время лабораторно-экзаменационной сессии очно как правило в письменной форме; на экзамен выносятся вопросы из программы курса, проверяется умение студентов решать типичные химические проблемы; если зачет не предусмотрен, то обязательно проверяется умение самостоятельно решать задачи.

4. Краткая характеристика рекомендуемых учебников и учебных пособий

1. «Рабочая программа» по курсу «Химия» содержит перечень понятий, законов и проблем, которыми должен овладеть студент, а также перечень лабораторных работ и практических занятий, которые студент должен провести самостоятельно или во время лабораторно-экзаменационной сессии; приводится также список рекомендуемой литературы.

2. В учебном пособии «Химия» (авторы Савельев Г.Г., Смолова Л.М.) приводится содержание курса, соответствующее «Рабочей программе». В нем изложен материал, относящийся к классической химии: основные понятия и законы химии; особое внимание обращается на понятие «эквивалент» и его связь с понятием «валентность», которое выпадает из школьных учебников химии и мимоходом, непоследовательно рассматривается в вузовских учебниках.

При описании электронного строения веществ (строение атома, химическая связь) сформулированы все полученные в атомной и молекулярной физике результаты, необходимые для понимания химических проблем строения (валентность, геометрия и типы связей и т.д.) периодического закона и периодической системы элементов Д.И.Менделеева.

Далее изложены традиционные разделы общей химии: элементы термодинамики и кинетики, строение и свойства растворов. Вопросы электрохимии и окислительно-восстановительные реакции рассмотрены совместно, что оправдано тесной связью между ними. После этого рассмотрены комплексные соединения, так как для их изучения необходимы знания всех предыдущих разделов.

При желании более глубокого изучения химии необходимо пользоваться и другими пособиями и учебниками, которые приводятся в списке литературы.

«Курс общей химии» под редакцией профессора Коровина Н.В. (1990 г) - это учебник для энергетических специальностей вузов. Его содержание близко к программе дистанционного обучения. Наиболее глубоко и интересно в нем изложены вопросы электрохимии, коррозии, конструкционных материалов.

Учебное пособие Фролова В.В. «Химия» (1986 г) написано для студентов машиностроительных специальностей вузов. Поэтому в нем наряду с обязательными вопросами программы общей химии более подробно изложены общие свойства металлов и свойства металлов по группам периодической системы (особенно подробно для металлов, применяемых в машиностроении), органические конструкционные материалы, их разрушение.

Учебное пособие Глинки Н.Л. «Общая химия» выдержало более 20 переизданий; оно отличается подробностью и последовательностью, простотой и ясностью изложения материала.

Учебник Лучинского Г.П. «Курс химии» (1985 г) предназначен для инженерно-технических специальностей вузов, поэтому в нем подробно изложена химия металлов и конструкционных материалов; он содержит в приложении 26 таблиц различных данных по свойствам элементов, химических соединений и материалов, и растворов.

5. Пользование рабочей тетрадью

Настоящее пособие является руководством по ведению записей в рабочей тетради студента. Для этой цели подойдет стандартная 96-листовая тетрадь. На обложке следует написать заголовок "Рабочая тетрадь по химии", указать свою фамилию, имя, отчество, номер группы, шифр.

Рабочие тетради ведутся по темам курса химии. В руководстве по каждой теме имеется перечень программных вопросов; методические указания по ведению конспекта; указаны номера упражнений из пособия "Химия", которые нужно выполнить самостоятельно для лучшего усвоения данной темы, а потом проверить правильность выполнения по решению, приведенному в пособии. В случае, если Вы неправильно выполнили упражнение, необходимо разобрать решение по пособию и в случае необходимости воспользоваться дополнительной литературой, указанной в списке. После выполнения всех примеров можно приступить к проверке по тестам, подробно записывая решения в рабочей тетради. Результаты решений заносятся в таблицу и проверяются по таблицам ответов, приведенных в конце руководства. Если Вы обнаружите ошибки в своих решениях, надо еще раз просмотреть решения аналогичных примеров в пособии, прочитать теоретический материал, разобраться в причинах неверного ответа и только после этого приступать к выполнению контрольных заданий из своего варианта.

Рабочая тетрадь заполняется в том же порядке, который соответствует рациональной последовательности изучения материала: сначала конспектируется теоретический материал, потом самостоятельно решаются примеры, взятые из пособия, для чего их сначала переписывают в рабочую тетрадь (решения сверяются с данными в пособии); ход решения может быть иным, чем в пособии, но ответы должны совпадать. Если ответ не совпадает, то рекомендуется снова проработать теоретический материал и заново решить задачу (не переписывая решение из пособия в тетрадь - это не принесет пользы). При неудаче нужно проконсультироваться с преподавателем.

лем (лично или по электронной почте). Аналогично выполняются и проверяются тесты.

После заполнения рабочей тетради по всем темам студент формально готов к экзамену. Желаем удачи!

ТЕМА 1. МОЛЬ. ЭКВИВАЛЕНТ И ЭКВИВАЛЕНТНЫЕ МАССЫ

СОДЕРЖАНИЕ:

Основные химические понятия и законы. Законы сохранения массы, энергии и заряда. Стехиометрические законы и атомно-молекулярные представления. Основные газовые законы в химии. Химический эквивалент. Молекулярные и атомные массы. Стехиометрическая валентность. Степень окисления. Типы химических реакций. Уравнения химических реакций. Основные классы неорганических веществ и их номенклатура.

ЦЕЛИ:

1. Знать и уметь Вычислять эквиваленты и эквивалентные массы элементов и сложных веществ, используя формулы (2,3 - 5-9) и закон эквивалентов (4).
2. Вычислять параметры газообразных веществ по уравнению Менделеева-Клапейрона (1).
3. Определять степени окисления элементов.
4. Усвоить взаимосвязь атомной массы, эквивалентной массы и стехиометрической валентности элемента; по эквивалентной массе элемента уметь вычислять атомную массу.
5. Вычислять массы (объемы) исходных веществ и продуктов реакции.
6. Давать названия соединениям и составлять уравнения химических реакций с их участием. Проводить по уравнениям реакций стехиометрические расчеты.
7. Изображать структурные формулы соединений.

КОНСПЕКТ

Методические указания. Важной характеристикой химических элементов, на которую нужно обратить внимание при составлении конспекта, является **стехиометрическая валентность**. Она необходима для составления химических формул и уравнений, для стехиометрических расчетов.

Важнейшим понятием химии является мера количества вещества - **моль**. В уравнении любой химической реакции коэффициенты перед веществами указывают их количество, что позволяет по уравнениям реакций проводить различные расчеты масс и объемов исходных веществ и продуктов реакции. Для этого необходимо уметь правильно записывать химические реакции и уравнивать их.

В конспекте обязательно надо дать определения таких понятий, как **эквивалент**, **фактор эквивалентности**, **эквивалентная масса** и уметь рассчитывать их с учетом характера превращения, претерпеваемого веществом.

Практическое занятие

Так как в учебном пособии очень кратко изложены положения по определению степеней окисления и в связи с важностью этого понятия, остановимся еще раз на этом вопросе.

Определение степеней окисления. Под степенью окисления (ω) понимают стехиометрическую валентность¹ со знаком "+" или "-". Знак "+" приписывают более электроположительному элементу (металлу), а "-" — более электроотрицательному (неметаллу).

$$\omega = \pm V_{\text{стх}}$$

Так как ω определяется через $V_{\text{стх}}$ и через эквивалент, то это означает, что $\omega(\text{H}) = \pm 1$; далее опытным путем могут быть найдены ω всех других элементов в различных соединениях. В частности, важно, что ряд элементов имеют всегда или почти всегда постоянные степени окисления: F (фтор) во всех соединениях имеет $\omega = -1$, остальные галогены с металлом и водородом тоже имеют $\omega = -1$. Кислород в обычных соединениях имеет степень окисления, равную -2 (исключение - перекись водорода и ее производные - H_2O_2 или BaO_2 , в которых кислород имеет степень окисления -1 , а также фторид кислорода OF_2 , степень окисления кислорода в котором равна $+2$). Щелочные металлы и щелочно-земельные всегда имеют степень окисления, равную номеру группы, то есть $+1$ и $+2$ соответственно; Al, Ga, In Sc, Y, La и лантаноиды (кроме Ce) - $\omega = +3$. Высшая степень окисления элемента равна номеру группы. Степени окисления простых веществ приняты равными нулю.

Степень окисления простых ионов совпадает с их зарядом: K^+ , Fe^{+3} , Cl^- и т. д.

Степень окисления сложного иона совпадает с его зарядом (NH_4^+ , $(\text{SO}_4)^{2-}$, и т.д.

Степень окисления атома внутри сложного иона или молекулы прямо не связана с зарядом на этом атоме. Например, заряд атома Cr в молекулах CrCl_2 , CrCl_3 , K_2CrO_4 равен 1,9; 1,3 и 0,2 заряда электрона (со знаком "+"), а степени окисления $+2$, $+3$ и $+6$ соответственно.

Степени окисления элементов в соединении компенсируют друг друга так, что их сумма для всех атомов в молекуле или нейтральной структурной единице равна нулю, а для иона - его заряду. Это можно использовать для определения неизвестной степени окисления по известным.

Пример. Определить степень окисления хрома в соли K_2CrO_4 и в ионе $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

Решение. Принимаем $\omega(\text{K}) = +1$; $\omega(\text{O}) = -2$. Для структурной единицы K_2CrO_4 имеем: $2 \cdot (+1) + X + 4 \cdot (-2) = 0$, отсюда $X = \omega(\text{Cr}) = +6$.

¹ Стехиометрическая валентность ($V_{\text{стх}}$) определяется как частное от деления атомной массы (A) на массу эквивалента (Э) данного атома, т. е. это число эквивалентов в атоме: $V_{\text{стх}} = A / \text{Мэ}$

Для иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ имеем: $2\cdot X + 7\cdot(-2) = -2$, $X = \omega(\text{Cr}) = +6$.

То есть степень окисления хрома в обоих случаях одинакова.

Пример. Определить степень окисления фосфора в соединениях P_2O_3 и PH_3 .

Решение. В соединении P_2O_3 $\omega(\text{O}) = -2$. Исходя из того, что алгебраическая сумма степеней окисления молекулы должна быть равной нулю, находим степень окисления фосфора: $2\cdot X + 3\cdot(-2) = 0$, отсюда $X = \omega(\text{P}) = +3$.

В соединении PH_3 $\omega(\text{H}) = +1$, отсюда $X + 3\cdot(+1) = 0$.

Таким образом, $X = \omega(\text{P}) = -3$

Как правило, элементы могут иметь различное количество степеней окисления. Рассмотрим, как с помощью таблицы Д.И. Менделеева можно определить основные степени окисления элементов.

Устойчивые степени окисления **элементов главных подгрупп** можно определять по следующим правилам:

1. У элементов I-III групп существуют единственные степени окисления - положительные и равные по величине номерам групп.

2. У элементов IV-VI групп, кроме положительной степени окисления, соответствующей номеру группы, и отрицательной, равной разности между числом 8 и номером группы, существуют еще промежуточные положительные степени окисления, равные разности между номером группы и числом 2. Для IV, V и VI групп промежуточные степени окисления соответственно равны +2, +3 и +4. Элемент V группы - висмут - встречается почти исключительно в трехвалентном состоянии, т.е. в степени окисления +3.

3. У элементов VII группы существуют все степени окисления от +7 до -1, различающиеся на две единицы, т.е. +7, +5, +3, +1 и -1. В группе галогенов выделяется фтор, который не имеет положительных степеней окисления и в соединениях с другими элементами существует только в одной степени окисления -1.

У элементов **побочных подгрупп** нет простой связи между устойчивыми степенями окисления и номером группы. У некоторых элементов побочных подгрупп устойчивые степени окисления следует просто запомнить. К таким элементам относятся

Cr (+3 и +6), Mn (+7, +6, +4 и +2), Fe, Co и Ni (+3 и +2), Cu (+2 и +1), Ag (+1), Au (+3 и +1), Zn и Cd (+2), Hg (+2 и +1).

Для закрепления материала прорешайте примеры 1-9 из раздела 1 учебного пособия «Химия» и после этого проверьте себя, ответив на вопросы, приведенные ниже.

Вопросы для самопроверки

1) Какую массу составляют $1,5 \cdot 10^{22}$ атомов кальция?

Ответы: 1) 100г 2) 2г 3) 1г 4) 1кг

2) Определить молекулярную массу газа, если 0,824 г его (н.у.) занимает объем 0,26л.

Ответы: 1) 71 2) 58 3) 64 4) 28

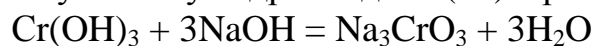
3) В каком соединении эквивалентная масса азота имеет наибольшее значение?

Ответы: 1) NO_2 2) N_2O_3 3) HNO_2 4) N_2O

4) Соединение некоторого элемента с водородом содержит 25% водорода. Чему равна эквивалентная масса этого элемента?

Ответы: 1) 4 2) 8 3) 3

5) Найти эквивалентную массу гидроксида Cr(III) в реакции



Ответы: 1) 103 2) 34,33 3) 51,5

6) Определить эквивалентную массу металла, если 0,046 г его вытеснили из кислоты 62,35 мл водорода, собранного над водой при температуре 17°C и давлении $1,017 \cdot 10^5$ Па (764,52 мм рт.ст.). Давление водяного пара при этой температуре равно $0,193 \cdot 10^5$ Па (14,53 мм рт.ст.).

Ответ:

Заполните таблицу ответов и проверьте правильность по таблице, приведенной в конце тетради.

№ вопроса	1	2	3	4	5	6
Ответ						

Если Вы все задания выполнили верно, можно приступать к выполнению контрольного задания по этой теме из Вашего варианта. Если же на какой-то вопрос Вы ответили неверно, надо еще раз обратиться к упражнениям, разобрать решения по пособию и просмотреть дополнительную литературу, указанную в списке, по данной теме.

Структурные формулы. Номенклатура и классы неорганических соединений

КОНСПЕКТ

Методические указания. При составлении конспекта по этой теме желательно привести примеры уравнений реакций, показывающих химические свойства оксидов, оснований, кислот и солей. Особое внимание уделить реакциям, характеризующим амфотерные свойства оксидов и соответствующих им гидроксидов. Для некоторых соединений составить графические формулы и дать им названия. Поскольку данный материал является фактически школьным, то в учебном пособии его нет, но кратко этот материал будет рассмотрен на практическом занятии.

Практическое занятие

Классификация неорганических соединений

По функциональным признакам неорганические соединения подразделяются на классы в зависимости от характерных функций, выполняемых ими в химических реакциях.



Оксиды - это сложные вещества, в состав которых входят атомы кислорода и какого-либо другого элемента ($\text{Э}_x\text{O}_y$). Степень окисления кислорода в оксидах равна **-2**. Например, Fe_2O_3 - оксид железа (III); CrO - оксид хрома (II) или оксид хрома (+2).

По химическим свойствам различают основные, кислотные и амфотерные оксиды



Основными оксидами называются такие, которые при взаимодействии с кислотами образуют соль и воду. Соединения этих оксидов с водой относят к классу оснований (например, оксиду Na_2O соответствует основание NaOH).

Кислотными оксидами называются такие, которые при взаимодействии с основаниями образуют соль и воду. Соединения этих оксидов с водой относят к классу кислот (например, оксиду P_2O_5 соответствует кислота H_3PO_4 , а оксиду Cl_2O_7 - кислота HClO_4).

К **амфотерным** оксидам относятся такие, которые взаимодействуют с кислотами и основаниями с образованием соли и воды. Соединения этих оксидов с водой могут

иметь как кислотные, так и основные свойства (например, амфотерному оксиду ZnO соответствует основание $Zn(OH)_2$ и кислота H_2ZnO_2).

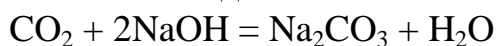
Характерной особенностью оксидов является способность их к образованию солей. Поэтому такие оксиды относятся к солеобразующим. Наряду с солеобразующими существуют и несолеобразующие, или безразличные, оксиды, которые не образуют солей. Примером могут служить CO, N_2O , NO.

Химические свойства оксидов

основные

кислотные

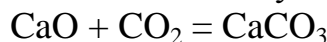
1. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами с образованием соли и растворимыми основаниями (щелочами) воды:
 $CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$ с образованием соли и воды:



2. Оксиды активных металлов взаимодействуют с водой с образованием щелочи: $Li_2O + H_2O = 2LiOH$

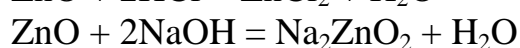
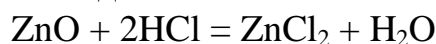
2. Если кислотные оксиды взаимодействуют с водой, то при этом образуются кислоты: $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$

3. Основные и кислотные оксиды взаимодействуют между собой с образованием соли:



амфотерные

амфотерные оксиды взаимодействуют как с кислотами, так и с основаниями с образованием соли и воды:



Основания (гидроксиды) - сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов (катионов) и одна или несколько гидроксильных групп - $Me(OH)_n$.

Число гидроксогрупп в молекуле основания зависит от валентности металла и обычно равно ей. Например, $Cu(OH)_2$ - гидроксид меди (II), $Fe(OH)_3$ - гидроксид железа (III).

Химические свойства оснований

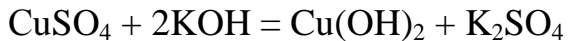
растворимые в воде (щелочи)

нерастворимые в воде

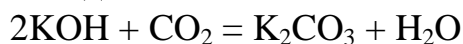
1. Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды:
 $2KOH + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2H_2O$

1. Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды:
 $2Fe(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$

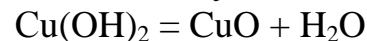
2. При умеренном нагревании не разлагаются на оксид и воду
3. Реагируют с растворами солей (если в их состав входит металл, способный образовать нерастворимое основание):



4. Взаимодействуют с кислотными оксидами:



2. При нагревании разлагаются на оксид и воду

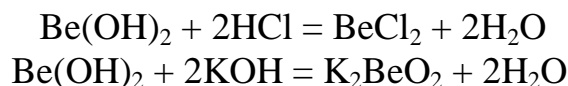


3. Реакции с растворами солей нехарактерны.

4. Реакции с кислотными оксидами нехарактерны (идут очень медленно).

амфотерные

образуют соли при взаимодействии как с кислотами, так и с основаниями. При взаимодействии с кислотами амфотерные гидроксиды проявляют свойства оснований, а при взаимодействии с основаниями - свойства кислот:

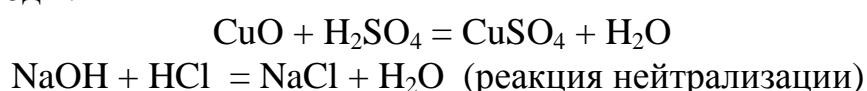


Кислоты - сложные вещества, в состав которых входят катионы водорода, способные замещаться на катионы металлов, и кислотные остатки (анионы) (Существуют и другие определения кислот и оснований - см. дополнительную литературу). В зависимости от числа атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться на металл, кислоты делятся на **одно- и многоосновные**. Например, HCl(соляная) и HNO₃ (азотная) - одноосновные, H₂SO₄ (серная) - двухосновная, H₃PO₄ (фосфорная) - трехосновная.

По составу кислотные остатки делятся на кислородсодержащие и бескислородные. Например, HNO₃, H₂SO₄ и все остальные кислоты, в состав которых входит кислород, относятся к кислородсодержащим. Кислоты типа HCl, H₂S являются бескислородными. Традиционные названия кислот приведены в табл.1.

Химические свойства кислот

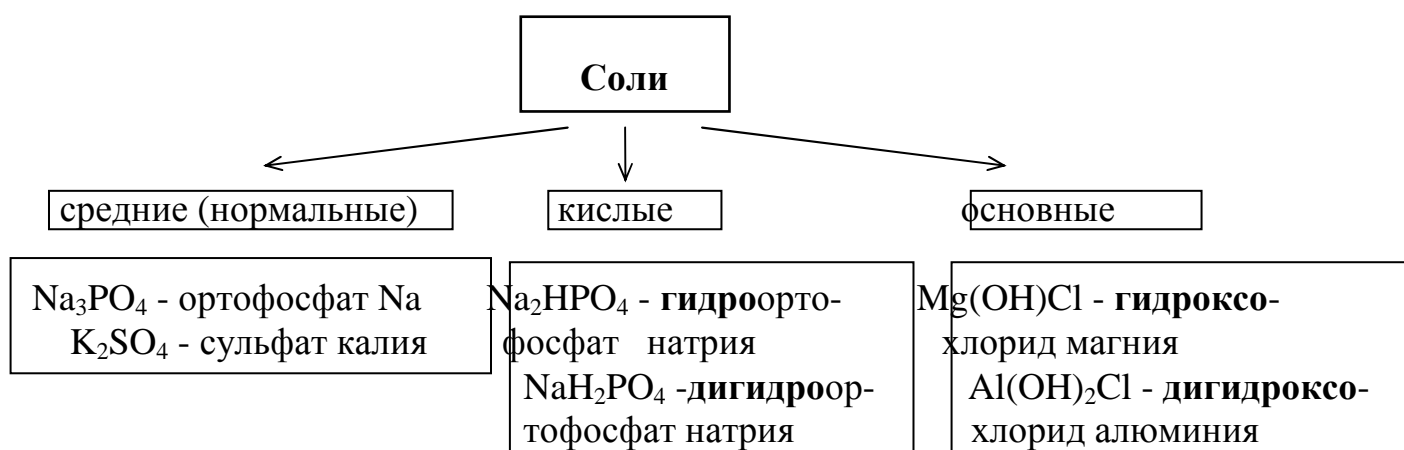
1. Водные растворы кислот взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжения до водорода с образованием соли и выделением водорода (исключение HNO₃)
- $$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$$
2. Кислоты взаимодействуют с основными оксидами и основаниями с образованием соли и воды:



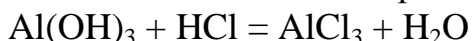
3. Кислоты взаимодействуют с амфотерными оксидами с образованием соли и воды:
 $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

4. При нагревании некоторые кислоты разлагаются. Как правило, образуется кислотный оксид и вода:
 $\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Соли - это продукты полного или частичного замещения атомов водорода в кислоте на атомы металла или гидроксогрупп в основании на кислотные остатки. В случае полного замещения образуются средние (нормальные соли). В случае частичного замещения получают кислые и основные соли.

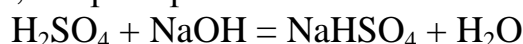


Средние соли образуются при взаимодействии кислот с основаниями, когда количеств взятых веществ достаточно для полного замещения атомов водорода в кислоте на атом металла или гидроксильных групп в основании на кислотный остаток:



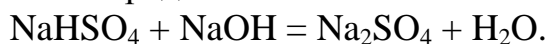
хлорид Al

Кислые соли образуются многоосновными кислотами при взаимодействии кислот с основаниями в тех случаях, когда количество взятого основания недостаточно для образования средней соли, например:

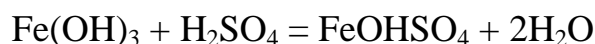


гидросульфат Na

Как видно из реакции, гидроксида натрия взято вдвое меньше, чем это требовалось бы для полного замещения атомов водорода на атом металла. При добавлении NaOH к раствору кислой соли получается средняя соль:



Основные соли могут быть образованы только многокислотными основаниями и в тех случаях, когда взятого количества кислоты недостаточно для образования средней соли, например:

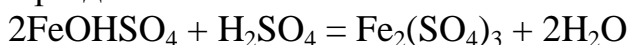


гидроксосульфат железа (III)

или

сульфат гидроксожелеза (III)

При добавлении к основной соли кислоты, можно получить среднюю, например:



сульфат Fe(III)

В табл. 1 приведены традиционные названия (номенклатура) анионов наиболее часто встречающихся кислот.

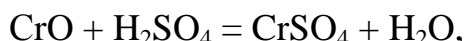
Для усвоения изложенного материала, разберите примеры:

Пример 1. Написать уравнения и назвать соль - продукт взаимодействия:

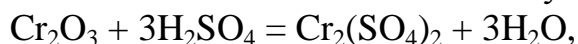
а) CrO и Cr₂O₃ с растворами H₂SO₄ и NaOH;

б) Cu(OH)₂ с недостатком и избытком HNO₃.

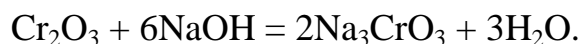
Решение. а) CrO - основной, а Cr₂O₃ - амфотерный оксид. Поэтому оксид хрома (II) взаимодействует с кислотами, но не взаимодействует со щелочами, а амфотерный оксид хрома (III) взаимодействует и с кислотами, и со щелочами:



сульфат хрома II

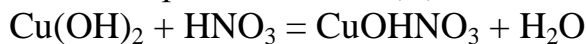


сульфат хрома III



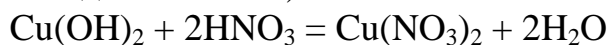
ортохромит натрия

б) При взаимодействии гидроксида меди (II) с недостатком кислоты образуется основная соль:



гидроксонитрат меди (II)

При взаимодействии с избытком кислоты образуется средняя соль (кислая не может образоваться, так как кислота - одноосновная)



нитрат меди (II)

Структурные формулы

В веществах (молекулярных, ионных, ковалентных, металлических) атомы связаны друг с другом в определённой последовательности, а между парами атомов (между химическими связями) имеются определённые углы. Всё это необходимо для характеристики веществ, так как от этого зависят их физические и химические свойства. Сведения о геометрии связей в веществах частично или полностью отражаются в **структурных формулах**. В этих формулах связь между атомами изображают чертой.

Например, H₂O изображают так: H-O-H;

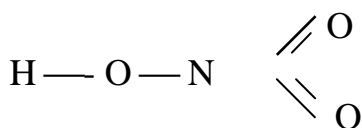
Hg₂Cl₂:

Cl - Hg - Hg - Cl

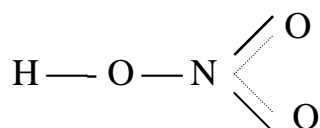
HNO₂:

H-O-N=O

При изображении структурных формул часто принимают, что электронная (связевая) валентность совпадает со стехиометрической. Такие структурные формулы несут информацию о составе и порядке расположения атомов, но не содержат правильных сведений о связях. Например, HNO₃:



(неправильно)



(правильно)

здесь $V_{\text{стх}}(\text{N}) = 5$, однако $V_{\text{св}}(\text{N}) = 4$.

Такие структурные формулы (с $V = V_{\text{стх}}$) иногда называются **графическими**.

Соединения, в которых у всех элементов $V_{\text{стх}}$ действительно совпадает с $V_{\text{св}}$ называют простыми соединениями; к ним относятся только некоторые молекулярные соединения (например, CO , CO_2 , SO_2 , SO_3 , CH_4 , ClF_3 и др.) Большинство оксидов, кислот, оснований и солей - твердые соединения с частично ионными связями или растворы, в которых соединения диссоциированы на ионы, которые, в свою очередь, гидратированы. Поэтому даже при совпадении $V_{\text{стх}}$ с $V_{\text{св}}$ графические формулы не соответствуют структуре, а носят формальный, условный характер, показывая как могли бы соединяться атомы, если бы вещество состояло из молекул, соответствующей формуле.

Истинную структурную формулу можно изобразить лишь на основании исследования реальной структуры вещества - экспериментально или теоретически (см. раздел учебников химии "Химическая связь" и соответствующую методическую разработку этой серии).

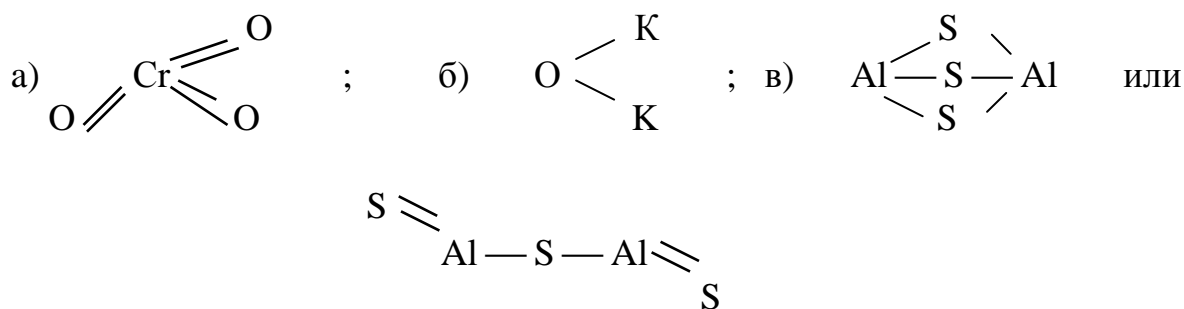
При изображении структурных (графических) формул **простых соединений** нужно выполнять следующие простые правила:

1. Число чёрточек, исходящих от каждого атома, равно его валентности.

2. В обычных кислотах и солях со сложным кислородсодержащим катионом атомы Н и М соединяются с кислотообразующим элементом через кислород

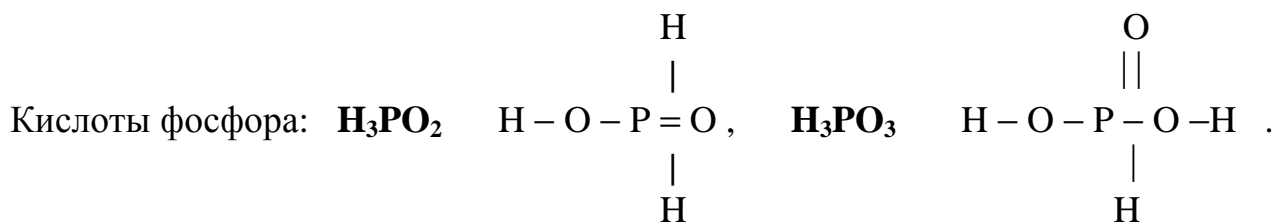


3. В обычных бинарных соединениях одинаковые атомы не соединяются между собой, а - через атомы неметалла: а) CrO_3 ; б) K_2O ; в) Al_2S_3 .



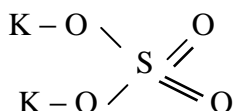
Правила нарушаются в "необычных" соединениях; например, пероксо- и персульфо - соединениях:





Пример. Изобразить структурную формулу K_2SO_4 .

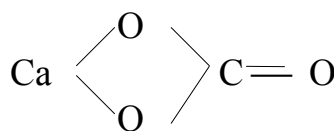
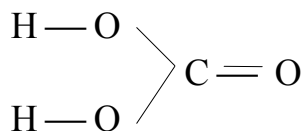
Решение. Определяем стехиометрические валентности атомов: $V(\text{K}) = 1$; $V(\text{S}) = 6$; $V(\text{O}) = 2$.
Изображаем структурную формулу, пользуясь правилами 1-3:



Эта формула - графическая. На самом деле таких молекул не существует (K_2SO_4 - твердое вещество с ионной кристаллической решеткой).

В приведенных примерах углы между связями взяты произвольно. Однако они также могут быть точно указаны и изображены.

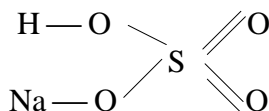
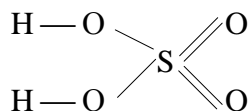
Для графического изображения формул солей можно исходить из соответствующих формул кислот, заменяя в них атомы водорода на атомы металла с соблюдением правила валентности, т.е. один атом водорода заменяется одновалентным металлом, два - двухвалентным, три - трехвалентным и т.д. Например, графическое изображение формулы карбоната кальция (CaCO_3) можно представить так: карбонат кальция - это средняя соль угольной кислоты H_2CO_3 , в которой атомы водорода замещены на атом кальция:



Пример. Изобразите структурные формулы кислой соли NaHSO_4 (гидросульфата натрия) и основной соли (гидрокарбоната железа (III) FeOHCO_3).

Решение. При составлении графических формул солей нужно отчетливо представлять себе графические формулы кислотных и основных остатков.

Кислую соль можно представить как продукт замещения одного атома водорода в серной кислоте на атом натрия:



Основную соль можно представить как продукт частичного замещения гидроксогрупп в основании $\text{Fe}(\text{OH})_3$ на кислотный остаток угольной кислоты:

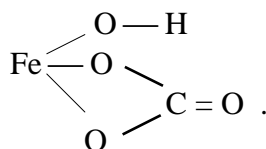
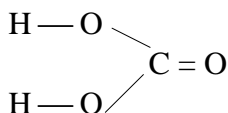
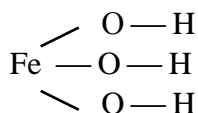


Таблица 1

Названия кислот и анионов их солей

Кислота	Название кислоты	Название соли
HAlO_2	Метаалюминиевая	Метаалюминат
H_3AlO_3	Ортоалюминиевая	Ортоалюминат
HAsO_3	Метамышьяковая	Метаарсенат
H_3AsO_4	Ортомышьяковая	Ортоарсенат
HAsO_2	Метамышьяковистая	Метаарсенит
H_3AsO_3	Ортомышьяковистая	Ортоарсенит
HBO_2	Метаборная	Метаборат
H_3BO_3	Ортоборная	Ортоборат
HBr	Бромоводородная	Бромид
HBrO	Бромноватистая	Гипобромит
HBrO_3	Бромноватая	Бромат
HCOOH	Муравьиная	Формиат
CH_3COOH	Уксусная	Ацетат
HCN	Циановодородная	Цианид
H_2CO_3	Угольная	Карбонат
HCl	Хлороводородная	Хлорид
HClO	Хорноватистая	Гипохлорит
HClO_2	Хлористая	Хлорит
HClO_3	Хлорноватая	Хлорат
HClO_4	Хлорная	Перхлорат
HCrO_2	Метахромистая	Метахромит
H_3CrO_3	Ортохромистая	Ортохромит
H_2CrO_4	Хромовая	Хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двухромовая	Дихромат
HF	Фтороводородная	Фторид
HI	Иодоводородная	Иодид
H_5IO_6	Ортоиодная	Ортопериодат
HIO_4	Иодная	Иодат
HMnO_4	Марганцовая	Перманганат
HNO_2	Азотистая	Нитрит
HNO_3	Азотная	Нитрат
H_3PO_4	Ортофосфорная	Ортофосфат
HPO_3	Метафосфорная	Метафосфат
H_2S	Сероводородная	Сульфид
H_2SO_3	Сернистая	Сульфит
H_2SO_4	Серная	Сульфат
H_2SiO_3	Метакремниевая	Метасиликат

Вопросы для самопроверки

1) Укажите группу солей:

Ответы: 1) $Mn(OH)_2$ 2) $CuOHNO_3$ 3) P_2O_3 4) H_2SO_3
 $Fe(OH)_3$ K_2HPO_4 Bi_2O_3 $HBrO_3$
 $Na(OH)$ $FeSO_4$ CaO HI

2) Какие кислоты соответствуют кислотным оксидам: Mn_2O_7 , SO_2 :

Ответы: 1) H_2MnO_4 2) $HMnO_4$ 3) H_2MnO_3
 H_2SO_4 H_2SO_3 H_2S

3) Какие гидроксиды являются амфотерными:

Ответы: 1) $Zn(OH)_2$ 2) $Ba(OH)_2$ 3) $Bi(OH)_3$
 $Sn(OH)_2$ $Na(OH)$ $Sr(OH)_2$

4) Укажите правильное название соединения $(CuOH)_3PO_4$:

Ответы: 1) ортофосфат меди (II) 2) гидроортофосфат меди (II) 3) гидроксоортофосфат меди (II)

5) Приведите три примера реакций между оксидом элемента 2-го периода и оксидом элемента 4-го периода.

6) Какая соль образуется при взаимодействии 1 моль гидроксида кальция и 2 моль серной кислоты? Изобразить структурную формулу данной соли.

Ответы: 1) сульфат кальция 2) гидросульфат 3) гидрокосульфат

7) Определите реакцию среды после сливания растворов, содержащих 56 г гидроксида калия и 98 г серной кислоты.

Ответы: 1) нейтральная 2) кислая 3) щелочная

Заполните таблицу ответов

№ вопроса	1	2	3	4	5	6	7
Ответ					-		

Проверьте правильность ответов. Если будут ошибки, рекомендуем еще раз посмотреть конспект, разобрать примеры и понять, в чем Ваша ошибка.

ТЕМА 2. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

Разделы 2.1, 2.2. Строение атома. Периодическая система и изменение свойств элементов

СОДЕРЖАНИЕ:

2.1. Строение атомов

Основные экспериментальные данные о сложном строении атома: взаимодействие α -частиц с веществами (Резерфорд) и ядерная модель атома; радиоактивный распад и синтез ядер, их состав, изотопы; спектры атомов и квантовый характер движения электронов в атоме.

Основные выводы волновой механики о строении атома: описание строения атомов с помощью квантовых чисел, атомные орбитали, их формы, принципы заполнения атомных орбиталей электронами, электронные формулы, основное и возбужденное состояние атома.

2.2. Периодическая система элементов и изменение свойств элементов

Периодическая система элементов Д.И.Менделеева. Диалектический характер периодического закона. Экспериментальное обоснование периодической системы. Общенаучное значение периодического закона. Изменение свойств химических элементов: радиусы атомов и ионов, потенциалы ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность, металлические и неметаллические свойства.

ЦЕЛИ:

Знать и уметь: 1. Квантовые числа, какие характеристики электронов они определяют.

2. Составлять электронные и электронно-графические формулы атомов и ионов. По электронной формуле валентных электронов уметь определять положение элемента в периодической системе. По порядковому номеру элемента в периодической системе давать общую характеристику его химических свойств.

3. Характеризовать набором 4-х квантовых чисел состояние любого электрона в атоме.

4. Определять валентные возможности атомов по электронной формуле.

5. Объяснять закономерности в изменении радиусов и энергий ионизации, металлических и неметаллических свойств элементов в периодах и группах периодической системы.

КОНСПЕКТ

Методические указания. При составлении конспекта ориентируйтесь на те цели, которые указаны выше. Желательно выписать все квантовые числа, что они характеризуют и какие и сколько значений принимают. Привести формулировки всех принципов и правил (принципы наименьшей энергии, Паули; правила Клечковского и Хунда), используемых в квантовой механике.

Привести современную формулировку периодического закона. Отразить основные закономерности в изменении свойств элементов.

Сформулировать правила нахождения электронной формулы элемента по его положению в периодической системе.

Практическое занятие

После составления конспекта разберите примеры 1-5 из раздела 2.1 и 2.2 учебного пособия и проверьте себя, ответив на следующие тесты.

Вопросы для самопроверки

1) Какое квантовое число определяет форму атомной орбитали?

Ответы: 1) главное 2) орбитальное 3) магнитное 4) спиновое

2) Какое максимальное число электронов может находиться на d- подуровне, если он заполнен наполовину?

Ответы: 1) 6 2) 10 3) 7 4) 5 5) 3

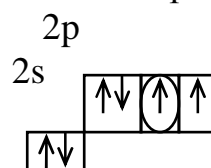
3) Сколько неспаренных электронов имеется у атома марганца?

Ответы: 1) 1 2) 4 3) 5 4) 7

4) Чему равно суммарное спиновое число у атома элемента с порядковым номером 16?

Ответы: 1) 1/2 2) 1 3) 3/2 4) 2

5. Охарактеризовать квантовыми числами состояние электрона, помеченного на графической формуле кружком:



Указать порядковый номер элемента.

Ответы: 1) $n = 1$	2) $n = 2$	3) $n = 2$	4) $n = 2$
$l = 0$	$l = 1$	$l = 0$	$l = 1$
$m = 0$	$m = 0$	$m = +1$	$m = -1$
$s = +1/2$	$s = +1/2$	$s = -1/2$	$s = +1/2$

6) Какие электронные конфигурации в атоме реализовать невозможно?

Ответы: 1) $1s^2$ 2) $2d^5$ 3) $2p^8$ 4) $3p^5$ 5) $6s^1$

7) Какой инертный газ и ионы каких элементов имеют одинаковую электронную конфигурацию с частицей, возникающей в результате удаления из атома кальция всех валентных электронов?

8) У какого из атомов (ионов) эффективный радиус максимальный?

Ответы: 1) Li 2) Na 3) Rb 4) Cs

9) У какой группы атомов минимальное значение энергии ионизации?

Ответы: 1) Li 2) Be 3) F 4) He

Na Mg Cl Ne

K Ca Br Ar

Заполните таблицу ответов

№ вопроса	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Ответ							-		

Если все ответы правильные, можете приступать к выполнению соответствующих задач из своего варианта. В случае необходимости (если получили неверный ответ), рекомендуем еще раз прочитать материал из учебного пособия или посмотреть соответствующие разделы из рекомендуемой литературы.

Раздел 2.3 Химическая связь.

СОДЕРЖАНИЕ:

2.3. Химическая связь

Основные характеристики химической связи и молекул: энергия, длина, валентный угол, оптические, электрические и магнитные свойства. Типы химической связи: модели металлической и ионной связей, степень ионности, поляризация атомов в молекуле.

Сущность и основные выводы метода валентных связей: валентность, насыщенность, направленность, гибридизация и делокализация атомных орбиталей.

Представление о методе молекулярных орбиталей.

Основные виды взаимодействия молекул: водородная связь, ван-дер-ваальсово взаимодействие, их влияние на свойства веществ.,

Агрегатное состояние вещества. Классификация кристаллических веществ по типу химической связи между частицами. Кристаллы и аморфное состояние вещества. Металлы, полупроводники и диэлектрики. ,

ЦЕЛИ:

Знать и уметь: 1. Описывать природу химической связи с использованием методов валентных связей (ВС) и метода молекулярных орбиталей (МО).

2. Определять тип связи в веществе; знать основные характеристики химических связей; сравнивать химическую связь в однотипных и близких по составу соединениях по длине, энергии, валентному углу и дипольному моменту.

3. Знать основные положения методов ВС и МО и уметь их использовать.

4. Определять тип гибридизации валентных орбиталей атома и геометрическую структуру молекул.

5. Строить энергетические диаграммы молекулярных орбиталей для двухатомных молекул и молекулярных ионов; различать диа- и парамагнитные молекулы; вычислять порядок связи, оценивать ее прочность.

6. Объяснять природу водородной связи и ее влияние на свойства веществ; знать и иллюстрировать примерами другие виды взаимодействия.

КОНСПЕКТ

Методические указания. В конспекте нужно описать свойства молекул и химических связей, которые необходимо объяснить в теориях химических связей. Отразить основные положения методов ВС и МО, привести диаграммы ВС и МО. Рассмотреть обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Разобраться в сущности теории гибридизации, проиллюстрировать примерами и рисунками четыре основных типа гибридизации. Разобрать примеры по определению валентных возможностей атомов в их нормальном и возбужденном состоянии, изобразить различные типы перекрывания атомных орбиталей (σ, π, δ - связи).

Практическое занятие

Для усвоения материала разберите примеры 6-12 из раздела 2.3 учебного пособия «Химия» и проверьте себя по следующим тестам.

Вопросы для самопроверки

1) Какие валентности может проявлять сера в соединениях?

Ответ:

2) Какие из следующих пар элементов должны образовывать соединения с ионным типом связи?

а) Na и O; б) P и S; в) Rb и F; г) C и O; д) Ba и Cl; е) N и Cl?

Ответы: 1) б, в, г; 2) а, б, в; 3) а, в, д; 4) в, г, д; 5) г, д, е.

3) Существование каких из приведенных ниже молекул невозможно с точки зрения метода валентных связей?

Ответы: 1) NF_5 2) NF_3 3) SF_7 4) CCl_4 5) NH_3

4) Определите кратность связи в следующих соединениях (с позиций метода ВС) O_2 , HCl , N_2 , Br_2 , CO .

Ответы:

5) Используя метод валентных связей, определить, в каких соединениях нет π -связей?

Ответы: 1) H_2 2) O_2 3) N_2 4) HI 5) CO

6) Какой тип гибридизации орбиталей атома фосфора осуществляется в молекуле PF_5 ? Какова пространственная конфигурация этой молекулы?

Ответы: 1) sp^3d 2) sp^3d^2 3) sp^3d 4) sp^3d^3
тетраэдр октаэдр тригональная бипирамида пентагональная бипирамида

7) Применяя метод МО определить кратность связи в ионе CN^- ?

Ответы: 1) 2 2) 1,5 3) 3 4) 2,5

Заполните таблицу ответов

№ вопр.	1	2	3	4	5	6	7
Ответ							

ТЕМА 3. ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Раздел 3.1. Энергетика химических процессов, химическое сродство и равновесие

СОДЕРЖАНИЕ:

Энергетические эффекты и закон сохранения энергии в химических реакциях. Внутренняя энергия и энтальпия. Энтальпия образования химических соединений. Термохимические законы. Термохимические расчеты. Энтропия и ее изменение при химических процессах и фазовых переходах. Энергия Гиббса как критерий направления процесса. Зависимость энергии Гиббса от температуры и концентрации. Равновесие. Константа равновесия и закон действующих масс для гомогенных и гетерогенных равновесий. Принцип Ле-Шателье.

ЦЕЛИ:

- Знать и уметь:
1. Формулировать предмет химической термодинамики и термохимии, знать классификации реакций в них и приводить примеры.
 2. Объяснять смысл термодинамических параметров - внутренней энергии и энтальпии, их связь между собой и с тепловым эффектом реакции.
 3. Давать определение стандартной энтальпии образования вещества, уметь вычислять ее.
 4. Уметь записывать и знать особенности термохимических уравнений.
 5. Пользоваться законами термохимии для расчетов тепловых эффектов реакций.
 6. Знать факторы, определяющие направление протекания химических реакций (энтропия, энергия Гиббса).
 7. Уметь рассчитывать изменение энтропии, энергии Гиббса реакций с целью использования их в качестве критериев возможности и направления их самопроизвольного протекания.

8. Объяснять явление химического равновесия, уметь записывать математическое выражение закона действующих масс для химического равновесия обратимых реакций, объяснять смысл константы равновесия, ее связь с энергией Гиббса.

9. Рассчитывать температуру равновесного состояния, используя уравнение Гиббса.

10. Указывать направление смещения равновесия реакций, применяя принцип Ле-Шателье, при изменении условий их проведения.

КОНСПЕКТ

Методические указания. При составлении конспекта необходимо дать формулировку закона сохранения энергии и рассмотреть такие важные параметры системы, как внутренняя энергия и энтальпия. Разобраться со знаком теплового эффекта для экзотермических и эндотермических процессов. Дать формулировку закона Гесса и следствий из него. Сформулировать особенности термохимических уравнений и научиться их записывать. Рассмотреть примеры расчетов тепловых эффектов химических реакций с их использованием. Очень важным понятием в связи с этим является энтальпия образования соединения.

Отразить в конспекте факторы, являющиеся критериями, рассчитав которые можно определить направление и возможность самопроизвольного протекания процессов в изолированных и реальных системах.

Записать формулировку принципа Ле-Шателье о смещении химического равновесия и научиться им пользоваться.

Практическое занятие

Разбираем примеры 1-11 из раздела 3.1. учебного пособия и проверяем усвоение материала по нижеприведенным тестам:

Вопросы для самопроверки

1) Какая из приведенных реакций относится к изохорным процессам, если они протекают в открытом сосуде?

- Ответы:**
- 1) $N_2(g) + O_2(g) = 2NO(g)$
 - 2) $CO_2(g) + C(\text{графит}) = 2CO(g)$
 - 3) $COCl_2(g) = CO(g) + Cl_2(g)$

2) Какие реакции называются экзотермическими?

- Ответы:**
- 1) Реакции, протекающие с выделением тепла;
 - 2) Реакции, протекающие с поглощением тепла;
 - 3) Реакции, для которых $\Delta H < 0$;
 - 4) Реакции, для которых $\Delta H > 0$;

3) Энтальпия образования треххлористого фосфора равна - 317,8 кДж/моль. Сколько тепла выделится при образовании 96г PCl_3 из P и Cl_2 ?

Ответы: 1) 221,9 кДж 2) 543,8 кДж 3) 118 кДж 4) 158,9 кДж

4) Указать уравнение реакции, тепловой эффект которой является энтальпией образования вещества:

Ответы: 1) $\text{CaO(кр)} + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CaCO}_3(\text{кр})$ 2) $\text{CF}_4(\text{г}) = \text{C(кр)} + 2\text{F}_2(\text{г})$
 3) $\text{Cu}_2\text{S(кр)} + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{Cu(кр)} + \text{SO}_2(\text{г})$ 4) $\text{C(кр)} + 2\text{Cl}_2(\text{г}) = \text{CCl}_4(\text{г})$

5) При разложении 0,5 моль CO_2 на простые вещества поглощается 196,7 кДж. Определить энтальпию образования CO_2 .

Ответы: 1) -155,6 2) +155,6 3) - 393,4 4) + 393,4

6) Не проводя расчетов определить какая из реакций, приведенных в задании 4, может протекать самопроизвольно в изолированной системе?

Ответы: 1) 2) 3) 4)

7) Прямая или обратная реакция будет протекать в системе при стандартных условиях?
 $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C(г)} = 2\text{CO(г)}$

Запишите закон действующих масс для этой реакции.

тветы: 1) прямая 2) обратная
 3) $K_p = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{C}]}{[\text{CO}]^2}$ 4) $K_p = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]^2}$ 5) $K_p = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$

8) Из ряда систем:

1) $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O(г)}$ $\Delta H < 0$;
 2) $\text{CaCO}_3(\text{тв}) \rightleftharpoons \text{CaO(тв)} + \text{CO}_2(\text{г})$ $\Delta H > 0$;
 3) $2\text{PH}_3(\text{г}) + 4\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{P}_2\text{O}_5(\text{тв}) + 3\text{H}_2\text{O(ж)}$ $\Delta H < 0$;
 4) $2\text{Fe(тв)} + 3\text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв}) + 3\text{O}_2$ $\Delta H > 0$

указать системы (их номера), в которых равновесие сместится в направлении конечных продуктов (вправо) при повышении температуры и одновременном понижении давления?

Ответы: 1) 2) 3) 4)

Заполните таблицу ответов.

№ вопр	1	2	3	4	5	6	7	8
Ответ								

Теперь можно приступить к выполнению контрольных заданий из каждого подраздела в соответствии с номерами Вашего варианта.

Раздел 3.2. Кинетика химических реакций

СОДЕРЖАНИЕ:

Классификация реакций в химической кинетике. Скорость химических реакций. Зависимость скорости реакций от концентрации реагирующих веществ: закон действующих масс для скорости реакции, молекулярность и порядок реакции. Зависимость скорости реакций от температуры: правило Вант-Гоффа, энергия активации, уравнение Аррениуса. Скорость гетерогенных химических реакций.

Катализ гомогенный и гетерогенный. Влияние катализатора на механизм реакции и энергию активации. Адсорбция в гетерогенном катализе. Сопряженные, цепные и фотохимические реакции.

ЦЕЛИ:

- Знать и уметь:
1. Знать влияние различных факторов на скорость реакции.
 2. Записывать закон действующих масс для скорости реакции (кинетическое уравнение) и для химического равновесия (константа равновесия).
 3. Определять порядок простых (элементарных) и сложных реакций.
 4. Знать связь константы равновесия с энергией Гиббса.
 5. Объяснять зависимость скорости реакции от температуры с использованием правила Вант-Гоффа и уравнения Аррениуса.
 6. Давать определение катализа, объяснять причину ускорения реакций в присутствии катализаторов.

КОНСПЕКТ

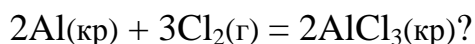
Методические указания. При составлении конспекта необходимо дать формулировку скорости реакции и перечислить факторы, влияющие на скорость реакции. Записать закон действующих масс и все правила, определяющие зависимость скорости от температуры. Дать определение энергии активации и привести энтальпийную диаграмму хода реакции. Дать определение порядка реакции и четко сформулировать, в каких случаях кинетический порядок реакции совпадает, а в каких не совпадает с ее молекулярностью. Привести определение катализа, уяснить общий механизм его, привести примеры каталитических реакций различного типа.

Практическое занятие

Разобрать примеры 12 -14 из раздела 3.2. учебного пособия и проверить себя по тестам. В рабочей тетради должны быть записаны подробно все решения и обоснования вопросов.

Вопросы для самоконтроля

- 1) Какое из математических выражений соответствует закону действующих масс для следующей элементарной реакции:



- Ответы:**
- 1) $V = k [\text{Al}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]^3$
 - 2) $V = k [\text{Al}]^2$
 - 3) $V = k [\text{Cl}_2]^3$

- 4) $V = k [\text{Al}] \cdot [\text{Cl}_2]$
- 5) $V = k [\text{Al}] + k[\text{Cl}_2]$
- 6) $V = 2[\text{Al}] + 3[\text{Cl}_2]$

2) Как и во сколько раз изменится скорость этой реакции (задание 1), если давление в системе уменьшить в 2 раза?

Ответы: 1) 2 4) 2
 Уменьшится 2) 6 Увеличится 5) 6
 в..... раз 3) 8 враз 6) 8

3) Скорость химической реакции увеличилась в 27 раз при повышении температуры с 50 до 80⁰ С. Чему равен температурный коэффициент скорости этой реакции?

Ответы: 1) 2 2) 3 3) 4

4) В газовой среде протекает химическая реакция $A + 3B = C$.

Найдено, что при увеличении концентрации вещества А в 2 раза скорость реакции возрастает в 2 раза, при увеличении концентрации в 3 раза скорость возрастает в 3 раза. При увеличении концентрации вещества В в 2 раза скорость реакции возрастает в 4 раза, а при увеличении концентрации в 3 раза скорость возрастает в 9 раз. Каков порядок реакции по веществу А и В?

Ответы: Порядок по А 1) 1 Порядок по В 4) 1
 2) 2 5) 2
 3) 3 6) 3

5) Какое из приведенных в ответах кинетическое уравнение будет соответствовать данной реакции?

Ответы: 1) $V = k [A]^2 [B]^2$ 2) $V = k [A] [B]$
 3) $V = k [A] [B]^3$ 4) $V = k [A] [B]^2$

6) Является ли данная реакция (задание 4) элементарной?

Ответы: 1) Да 2) Нет

Заполните таблицу ответов, проверьте правильность решений и, если Вы считаете, что разобрались в материале, приступайте к выполнению контрольных задач.

№ вопроса	1	2	3	4	5	6
Ответ						

ТЕМА 4. ОСНОВНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ РАСТВОРОВ И ДРУГИХ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ

Разделы 4.1.-4.3. Способы выражения концентрации растворов Свойства разбавленных растворов неэлектролитов

СОДЕРЖАНИЕ:

Общие понятия о растворах и дисперсных системах. Растворение как химический процесс. Изменение энтальпии и энтропии при растворении. Способы выражения состава растворов. Растворимость. Образование твердых растворов.

Растворы неэлектролитов: давление паров растворителя над раствором, температуры кипения и замерзания, осмотическое давление, определение молярных масс по свойствам растворов.

Раздел 4.4. Свойства растворов электролитов

СОДЕРЖАНИЕ:

Особенности воды как растворителя. Электролитическая диссоциация; степень и константа диссоциации, изотонический коэффициент, взаимосвязь этих характеристик. Сильные и слабые электролиты. Амфотерные электролиты.

Ионные реакции и равновесия. Произведение растворимости. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель. Гидролиз солей.

ЦЕЛИ:

- Знать и уметь:
- 1 Знать определения способов концентрации и уметь проводить расчеты с их использованием.
 2. Описывать свойства растворов неэлектролитов законами Рауля и Вант-Гоффа и пользоваться этими законами при различных расчетах.
 3. Давать определение и приводить примеры растворов электролитов, объяснять механизм их образования теорией электролитической диссоциации.
 4. Уметь записывать уравнения электролитической диссоциации солей, кислот и оснований и составлять ионные уравнения реакций.
 5. Записывать выражение произведения растворимости и проводить по произведениям растворимости различные количественные расчеты для малорастворимых веществ.
 6. Уметь записывать процессы гидролиза в молекулярном и ионном виде и определять pH растворов солей.
 7. Уметь рассчитывать константу и степень гидролиза.

КОНСПЕКТ

Методические указания. При составлении конспекта необходимо привести определение дисперсных систем и их классификацию в зависимости от размера частиц вещества. Дать четкую формулировку неэлектролитов и электролитов и сформулировать различия между ними. Привести примеры и определения пяти способов выражения концентрации растворов.

При рассмотрении свойств растворов неэлектролитов привести формулировки законов Рауля и Вант-Гоффа и их математические выражения. Привести формулы для определения молекулярных масс неэлектролитов с использованием этих законов.

При описании растворов электролитов привести схемы электролитической диссоциации веществ и все количественные характеристики процесса электролитической диссоциации (константа и степень электролитической диссоциации, изотонический коэффициент).

Дайте определение произведению растворимости и сформулируйте условия образования осадков.

Рассмотрите в конспекте все типы гидролиза и выпишите формулы для расчета константы и степени гидролиза, определения рН раствора.

Практическое занятие

Раздел 4.1. Способы выражения концентрации растворов

В этом разделе разберите примеры 1-6, ответьте на вопросы, проверьте правильность решения и выполните контрольное задание.

Вопросы для самопроверки

1) Чему равна процентная концентрация раствора H_3PO_4 , полученного при растворении 18г кислоты в 282мл воды?

Ответы: 1) 5% 2) 6% 3) 8% 4) 10% 5) 12%

2) Найти молярность и нормальность раствора, содержащего 9,4г фторида бериллия в 400мл водного раствора?

Ответы: 1) 0,2М 2) 0,5М 3) 23,5М 4) 2,35М
0,4Н 1,0Н 47,0Н 4,70Н

3) Какова молярность 20%-ного раствора соляной кислоты (HCl) плотностью 1,10 г/мл?

Ответы: 1) 2М 2) 3М 3) 6М 4) 8М

4) На нейтрализацию 20 мл раствора, содержащего в одном литре 12г щелочи, было израсходовано 24 мл 0,25Н раствора кислоты. Чему равна эквивалентная масса щелочи?

Ответы: 1) 20 г/моль 2) 30 г/моль 3) 40 г/моль

Заполните таблицу ответов

№ вопроса	1	2	3	4
№ ответа				

Разделы 4.2. и 4.4. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Свойства растворов электролитов

Для изучения этих разделов необходимо рассмотреть примеры 7-19.

Вопросы для самопроверки

- 1) Каково будет при 20° С давление пара раствора, содержащее 0,2 моль сахара в 450г воды, если давление пара воды при этой температуре равно 17,5 мм рт.ст.?
Ответы: 1) 1,4 2) 0,14 3) 17,36 4) 17,64
- 2) Какой из растворов обладает большим осмотическим давлением:
 I раствор - в 1л этилового спирта 10г фенола C₆H₅OH; II раствор - в 1л этилового спирта 10г фруктозы C₆H₁₂O₆ ?
Ответы: 1) I раствор 2) II раствор 3) одинаковое
- 3) Чему равен изотонический коэффициент для раствора, содержащего 4,4г KOH в 500 мл воды, если этот раствор замерзает при -0,519° С?
Ответы: 1) 1,92 2) 1,64 3) 1,58 4) 1,86 5) 1,76
- 4) Растворимость гидроксида магния при 18°С равна 2·10⁻⁴ моль/л. Чему равно произведение растворимости этого вещества?
Ответы: 1) 8·10⁻⁸ 2) 3,2·10⁻¹¹ 3) 1,6·10⁻¹¹
- 5) Какое из молекулярных уравнений соответствует ионному: NO₂⁻ + H⁺ = HNO₂?
Ответы:
 1) KNO₂ + H₂O = KOH + HNO₂
 2) 2KNO₂ + H₂SO₃ = K₂SO₃ + 2HNO₂
 3) NaNO₂ + HCl = NaCl + HNO₂
 4) 3NaNO₂ + H₃PO₄ = Na₃PO₄ + 3HNO₂
- 6) К раствору хлорида алюминия добавили следующие вещества:
 1) KOH 2) HCl 3) Na₂CO₃ 4) ZnCl₂ 5) H₂O
 В каких случаях гидролиз хлорида алюминия усилится?
Ответы: 1) 2) 3) 4) 5)

Заполните таблицу ответов

№ вопроса	1	2	3	4	5	6
№ ответа						

Выполняйте соответствующие номера контрольного задания из каждого раздела.

ТЕМА 5. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ И ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

Раздел 5.1. Окислительно-восстановительные реакции

СОДЕРЖАНИЕ:

Окислительно-восстановительные процессы. Степень окисления. Важнейшие окислители и восстановители. Классификация реакций окисления-восстановления. Составление уравнений реакций (метод баланса степеней окисления). Окислительно-восстановительный эквивалент.

ЦЕЛИ:

- Знать и уметь:
1. Определять окислители и восстановители.
 2. Уравнивать окислительно-восстановительные реакции.
 3. Рассчитывать окислительные и восстановительные эквиваленты.
 4. Определять тип окислительно-восстановительной реакции.

КОНСПЕКТ

Методические указания. При составлении конспекта дать определение, какие реакции относятся к окислительно-восстановительным и привести примеры веществ, которые в окислительно-восстановительных реакциях могут выполнять функции окислителя, восстановителя. На примере реакции



примените метод баланса степеней окисления и расставьте коэффициенты. Рассчитайте эквивалентную массу окислителя и восстановителя в этой реакции.

Практическое занятие

Рассмотрите примеры 1-4 из раздела 5.1. методического пособия. Для расчета эквивалентных масс окислителя и восстановителя повторите раздел 1 пункт (е) пример 8.

Вопросы для самопроверки

- 1) Укажите, какие из приведенных ниже реакций относятся к окислительно-восстановительным?

- Ответы:**
- 1) $\text{HNO}_3 + \text{KOH} = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - 2) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
 - 3) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
 - 4) $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$

- 2) В каких превращениях происходит восстановление исходных ионов:

- а) $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ б) $\text{Cl}^- \rightarrow \text{ClO}_4^-$ в) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$ г) $\text{VO}_3^- \rightarrow \text{V}^{3+}$
д) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}$?

- Ответы:** 1) а,б,в; 2) б,в,г; 3) а,в,г; 4) б,г,д; 5) а,г,д.

- 3) Какие из веществ могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства:

- Ответы:** 1) KMnO_4 ; 2) H_2O_2 ; 3) KNO_3 ; 4) KI 5) HNO_2 ?

4) Между какими из пар веществ не могут происходить окислительно-восстановительные реакции?

Ответы: 1) $K_2Cr_2O_7$ и $FeSO_4$; 2) Cu и HNO_3 3) $KMnO_4$ и $K_2Cr_2O_7$
4) H_2S и NH_3 5) H_2S и H_2SO_3

5) Указать количество (в моль) окислителя, приходящееся на один моль восстановителя в реакции $MnO_2 + KClO_3 + KOH = K_2MnO_4 + KCl + H_2O$

Ответы: 1) 1 2) 2 3) 1/2 4) 1/3 5) 2/3

6) Указать эквивалентную массу (г/моль) окислителя в этой реакции (зад. 5)

Ответы: 1) 122,52 2) 30,63 3) 20,42 4) 24,50

Заполните таблицу ответов

№ вопроса	1	2	3	4	5	6
Ответ						

Выполните контрольные задания в соответствии с номерами задач Вашего варианта.

Раздел 5.2. Электрохимические процессы

СОДЕРЖАНИЕ:

Химические источники электрической энергии

Понятие об электродных потенциалах, их связь с энергией Гиббса. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов. Ряд напряжения металлов и его свойства. Уравнение Нернста. Гальванические элементы и определение направления окислительно-восстановительных процессов. Электродвижущая сила и ее измерение.

Кинетика электродных процессов. Поляризация и перенапряжение. Концентрационная и электрохимическая поляризация. Топливные элементы.

Электролиз

Реакции на электродах. Последовательность электродных процессов. Электролиз растворов. Выход по току. Электролиз с нерастворимыми и растворимыми анодами. Законы Фарадея. Практическое применение электролиза: получение и рафинирование металлов, нанесение гальванических покрытий. Получение водорода, кислорода и других продуктов. Аккумуляторы.

Коррозия и защита металлов

Основные виды коррозии. Вред, наносимый коррозией народному хозяйству. Классификация коррозионных процессов. Химическая коррозия металлов. Электрохимическая коррозия металлов.

Методы защиты от коррозии: легирование, защитные покрытия, протекторная и катодная защита, ингибиторы.

ЦЕЛИ:

- Знать и уметь:
1. Записывать схемы гальванических элементов, описывать процессы, происходящие на электродах.
 2. Рассчитывать электродные потенциалы в нестандартных условиях и ЭДС гальванического элемента.
 3. Уметь определять направление окислительно-восстановительных реакций.
 4. Записывать электродные процессы при электролизе расплавов и растворов солей.
 5. Производить количественные расчеты по законам Фарадея (массы и эквивалентные массы продуктов электролиза, время, ток и др.)
 6. Уметь записывать схемы электродных процессов при электрохимической коррозии и предложить способы защиты от коррозии реальных конструкций.

КОНСПЕКТ

Методические указания. В конспекте дать определение устройства, называемого гальваническим элементом. Выделить, какой электрод называется в электрохимии анодом, какой катодом. Привести формулу для расчета электродного потенциала и ЭДС гальванического элемента. Пользуясь величинами стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, уметь определить направление протекания окислительно-восстановительной реакции.

Дать понятие электролиза и записать последовательность разряда катионов и анионов при электролизе растворов и расплавов солей. Сформулировать законы Фарадея.

Дать определение процесса коррозии и привести схемы электродных процессов при электрохимической коррозии в различных средах. Перечислить основные способы защиты от коррозии.

Практическое занятие

Примеры из раздела 5.2. учебного пособия 5-12.

Вопросы для самопроверки

(При работе использовать табл.10 учебного пособия)

1) Какие из перечисленных ниже взятых попарно веществ будут взаимодействовать друг с другом?

- Ответы:**
- | | |
|---|---|
| 1) $\text{Fe} + \text{HCl}$ | 4) $\text{Zn} + \text{MgSO}_4$ |
| 2) $\text{Ag} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ | 5) $\text{Hg} + \text{Ag}_2\text{SO}_4$ |
| 3) $\text{Cu} + \text{HCl}$ | 6) $\text{Mg} + \text{CaCl}_2$ |

2) В какой из приведенных ниже схем гальванических элементов медь является анодом?

- Ответы:**
- 1) $\text{Cu} / \text{CuSO}_4 // \text{NiSO}_4 / \text{Ni}$
 - 2) $\text{Cu} / \text{CuSO}_4 // \text{MgSO}_4 / \text{Mg}$
 - 3) $\text{Cu} / \text{CuSO}_4 // \text{Ag}_2\text{SO}_4 / \text{Ag}$
 - 4) $\text{Cu} / \text{CuSO}_4 // \text{ZnSO}_4 / \text{Zn}$

3) Какая из приведенных ниже схем гальванических элементов является концентрационной?

- Ответы:**
- 1) $\text{Ni} / \text{NiSO}_4 0,1\text{M} // \text{ZnSO}_4 0,1\text{M} / \text{Zn}$
 - 2) $\text{Ni} / \text{NiSO}_4 0,1\text{M} // \text{NiSO}_4 0,1\text{M} / \text{Ni}$
 - 3) $\text{Zn} / \text{ZnSO}_4 0,1\text{M} // \text{ZnSO}_4 0,001\text{M} / \text{Zn}$
 - 4) $\text{Ni} / \text{NiSO}_4 0,1\text{M} // \text{ZnSO}_4 0,001\text{M} / \text{Zn}$

4) Какой процесс будет протекать на катоде при электролизе раствора KCl ?

- Ответы:**
- | | |
|--|---|
| 1) $\text{K}^+ + \text{e} = \text{K}$ | 2) $2\text{Cl}^- - 2\text{e} = \text{Cl}_2$ |
| 3) $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ | 4) $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ |

5) При электролизе водного раствора сульфата натрия на аноде выделилось 2,8л кислорода (н.у.). Сколько литров водорода выделилось при этом на катоде?

- Ответы:** 1) 2,8 2) 11,2 3) 22,4 4) 5,6 5) 44,8

6) Раствор содержит ионы Fe^{2+} , Bi^{3+} , Cu^{2+} , Pb^{2+} в одинаковой концентрации. В какой последовательности будут разряжаться эти ионы при электролизе раствора?

- Ответы:**
- | | |
|--|--|
| 1) Fe^{2+} , Bi^{3+} , Cu^{2+} , Pb^{2+} | 2) Bi^{3+} , Cu^{2+} , Pb^{2+} , Fe^{2+} |
| 3) Cu^{2+} , Pb^{2+} , Fe^{2+} , Bi^{3+} | 4) Cu^{2+} , Bi^{3+} , Pb^{2+} , Fe^{2+} |

7) В паре с каким из приведенных ниже металлов электрохимическая коррозия железа будет протекать наиболее интенсивно?

- Ответы:** 1) Mg 2) Zn 3) Cu 4) Sn 5) Ag

Заполните таблицу ответов

№ вопроса	1	2	3	4	5	6	7
Ответ							

Если Вы считаете, что разобрались в этих вопросах, приступайте к выполнению контрольных заданий по каждой теме в соответствии с номерами задач Вашего варианта.

ТЕМА 6. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

СОДЕРЖАНИЕ:

Общие сведения о комплексных соединений. Комплексы, комплексообразователи, лиганды, координационное число и дентатность. Классификация комплексных соединений. Равновесия в растворах комплексных соединений. Константа нестойкости.

Химическая связь в комплексных соединениях, теории валентных связей и кристаллического поля.

ЦЕЛИ:

Знать и уметь: 1. Знать составные части комплексных соединений, их классификацию и номенклатуру; уметь составить формулу комплексного соединения и дать название.

2. Уметь записывать схемы электролитической диссоциации комплексных соединений в растворах и выражения для констант нестойкости.

3. Определять геометрическое строение комплексных ионов, их магнитные свойства, окраску, используя теорию валентных связей (ВС) и теорию кристаллического поля (ТКП).

КОНСПЕКТ

Методические указания. На примере комплексного соединения $K_2[Cd(CN)_4]$ указать все составные части, дать классификацию по всем типам, указать заряд комплексного иона, степень окисления комплексообразователя, его координационное число. Дать название этого соединения. Написать реакции первичной и вторичной диссоциации и записать выражение для константы нестойкости комплекса.

Запишите последовательность построения диаграмм ВС и ТКП, отметьте исходные данные для них и получаемую из них информацию. Определите тип гибридизации и пространственную структуру, магнитные свойства этого комплексного соединения, составив диаграммы ТВС и ТКП.

Практическое занятие

Разберите примеры 1-4 из разделов 6.1.- 6.3. учебного пособия 1-4.

Вопросы для самоконтроля

1) В каком соединении степень окисления комплексообразователя наибольшая?

- Ответы:** 1) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$ 2) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
 3) $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$ 4) $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$

2) Напишите уравнения первичной и вторичной диссоциации комплексной соли $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$ и ответьте на следующие вопросы:

а) на сколько ионов диссоциирует эта соль с учетом 2-х ступеней диссоциации?

б) укажите выражение константы нестойкости для комплексного иона

- Ответы:** а) 1) 2 2) 3 3) 4 4) **7** 5) 8

б) 1) $K_{\text{H}} = \frac{[\text{K}^+] \cdot [[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]^-]}{[\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]]}$ 2) $K_{\text{H}} = \frac{[\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]]}{[\text{K}^+] \cdot [[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]^-]}$

3) $K_{\text{H}} = \frac{[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]^-]}{[\text{Pt}^{4+}] \cdot [\text{NH}_3] \cdot [\text{Cl}^-]^5]}$ 4) $K_{\text{H}} = \frac{[\text{Pt}^{4+}] \cdot [\text{NH}_3] \cdot [\text{Cl}^-]^5}{[[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]^-]}$

3) Чему равен заряд комплексообразователя в соединении $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})](\text{Cl})_2$?

- Ответы:** 1) +1 2) +2 3) +3 4) +6

4) Какие молекулы или ионы будут выступать в роли лигандов, если на основании молекулярной формулы составить координационную $\text{CrCl}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \cdot \text{NH}_3$ (координационное число комплексообразователя равно 6)?

- Ответы:** 1) ионы Cl^- 2) молекулы H_2O и NH_3
 3) молекулы H_2O и ионы Cl^- 4) молекулы NH_3 и ионы Cl^-

5) Используя метод ВС укажите магнитные свойства комплекса $[\text{NiBr}_4]^{2-}$, если комплексообразователь находится в sp^3 -гибридизации?

- Ответы:** 1) парамагнитный 2) диамагнитный

6. Используя теорию кристаллического поля определите окрашен или бесцветен комплекс $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$?

- Ответы:** 1) окрашен 2) бесцветный

Заполните таблицу ответов

№ вопроса	1	2	3	4	5	6
Ответ						

Выполняете контрольные задания из своего варианта.

ТЕМА 7. ХИМИЯ ВОДЫ

СОДЕРЖАНИЕ:

6.5. Химия воды

Строение молекул, физические свойства воды. Диаграмма состояния воды. Химические свойства воды. Состав природных вод. Действие природной воды на металлические конструкции и паровые котлы: а) влияние растворимых в воде газов: азота, кислорода, двуокиси углерода, сероводорода, водорода, б) действие солей, растворимых в воде: хлоридов, гидрокарбонатов, сульфатов, солей железа, соединений азота, органических веществ. Способы очистки воды от кислорода: механические, химические.

Жесткость воды. Методы умягчения воды. Коллоидные вещества природных вод и их удаление. Катионирование, анионирование и химическое обессоливание природных вод. Удаление растворенного кислорода и коллоидных примесей из природных и сточных вод.

Защита водного бассейна от загрязнений.

ЦЕЛИ:

- Знать и уметь:
1. Знать особенности внутреннего строения воды и ее свойства.
 2. Знать, какие примеси содержатся в воде и как они могут влиять на различные конструкции.
 3. Чем обусловлена жесткость воды (постоянная, временная).
 4. Рассчитывать жесткость воды и знать способы ее устранения.

КОНСПЕКТ

Методические указания. В конспекте рассмотрите особенности внутреннего строения воды и ее свойства. Рассмотрите, наличием каких ионов в воде обусловлена временная, постоянная жесткость воды. Перечислите способы устранения жесткости и запишите соответствующие реакции. Законспектируйте методы расчета жесткости воды.

Практическое занятие

Разберите примеры 1-3 из раздела 7 учебного пособия и проверьте себя, выполнив следующие тесты.

Вопросы для самоконтроля

- 1) Содержание каких из перечисленных ниже солей вызывает временную жесткость воды?

Ответы: 1) CaSO_4 , MgSO_4 2) CaCl_2 , MgCl_2
2) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ 4) $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$

2) Жесткость воды, обусловленная содержанием гидрокарбонатов, составляет 4мг-экв /л, а содержанием хлоридов магния и кальция 3мг-экв /л. Чему будет равна жесткость воды после кипячения?

Ответы: 1) 1мг-экв /л 2) 2мг-экв /л 3) 3мг-экв /л 4) 4мг-экв /л

3) В 100 мл воды содержится 10мг Ca^{2+} . Чему равна жесткость воды (в мг-экв /л)?

Ответы: 1) 1 2) 2 3) 3 4) 4 5) 5 6) 6

4) Жесткость воды равна 2,5 мг-экв /л. Сколько соды Na_2CO_3 потребуется для устранения жесткости в 400л воды?

Ответы: 1) 48г 2) 68г 3) 53г 4) 37г

5) Жесткость воды, содержащей только гидрокарбонат кальция, равна 2 мг-экв. Сколько гидрокарбоната кальция содержится в 1м^3 такой воды?

Ответ: 1) 81г 2) 162г 3) 324г

Заполните таблицу ответов

№ вопроса	1	2	3	4	5
Ответ					

ТЕМА 8. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

СОДЕРЖАНИЕ:

Электронное строение и физические свойства металлов. Механические свойства. Сплавы.

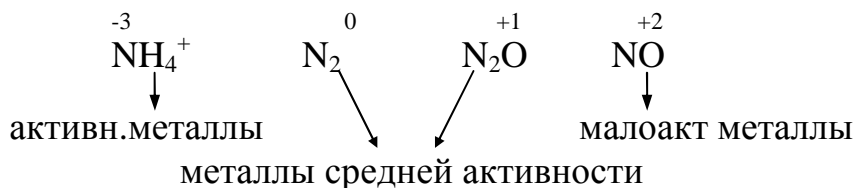
Формы нахождения металлических элементов в природе. Методы получения и очистки металлов: металлотермия, восстановление углем, оксидом углерода, водородом; электрометаллургия; транспортные реакции; зонная плавка и другие.

Взаимодействие металлов с водой, кислотами и щелочами.

Металлы главных подгрупп первой и второй групп периодической системы: физические и химические свойства простых веществ и важнейших соединений по подгруппам, получение и применение металлов.

P- элементы III-VII групп: свойства и электронное строение элементов и простых веществ по подгруппам, важнейшие соединения, получение простых веществ, их значение и применение.

Зависимость свойств переходных элементов от их строения: радиусы атомов, потенциалы ионизации, электроотрицательности, степени окисления, зависимость химических свойств соединений от степени окисления по подгруппам.. Строение и свойства простых веществ - металлов, их получение, физические и химические свойства, значение и применение. Важнейшие соединения переходных элементов.



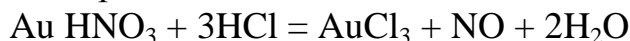
Общее уравнение:



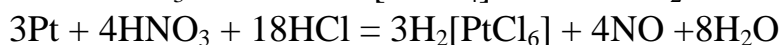
"Царская водка" - смесь концентрированной HNO_3 с концентрированной HCl в соотношении **1:3**) - окисляет практически все металлы.

Общее уравнение: $\text{M} + \text{"царская водка"} \rightarrow \text{MCl} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

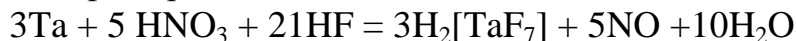
Например,



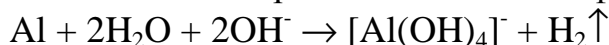
При избытке HCl



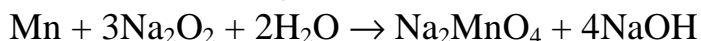
Некоторые металлы растворяются только в плавиковой кислоте, но гораздо лучше — в смеси HNO_3 с HF , например



С водой могут реагировать металлы активнее Cd , не образующие нерастворимых гидроксидов. Практически с H_2O взаимодействуют только щелочные металлы, а также Ca , Sr , Ba и Tl , гидроксиды которых растворимы в воде. С растворами щелочей (кроме самих щелочных и щелочноземельных металлов, которые взаимодействуют с водой) могут взаимодействовать металлы, образующие прочные гидроксокомплексы и достаточно активные при этом - то есть амфотерные металлы (Zn , Al):



Однако в присутствии окислителей могут окисляться и менее активные металлы (Mn , V , Nb):

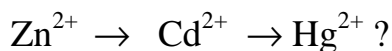


Вопросы для самопроверки

1) Из какой соли электролизом раствора можно получить металл?

Ответы: 1) NaCl 2) CaCl_2 3) KNO_3 4) CuSO_4

2) Как изменяется окислительная способность ионов металлов по ряду:



Ответы: 1) уменьшается 2) увеличивается

3) Какой из металлов - Ca , Zn , Cu , Hg - растворяется в щелочах? Напишите уравнение реакции.

Ответы: 1) Ca 2) Zn 3) Cu 4) Hg

4) Какой из металлов - Al , Mg , Zn , Hg - не растворяется в HCl и в $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб})$?

Ответы: 1) Al 2) Mg 3) Zn 4) Hg

К теме 3. Раздел 3.2.

№ вопроса	1	2	3	4	5	6
Ответ	3	3	2	1, 5	4	2

К теме 4. Раздел 4.1.

№ вопроса	1	2	3	4
№ ответа	2	2	3	3

К теме 4. Раздел 4.2. и 4.4.

№ вопроса	1	2	3	4	5	6
№ ответа	3	1	4	2	3	1,3,5

К теме 5. Раздел 5.1.

№ вопроса	1	2	3	4	5	6
Ответ	3	3	2,5	3,4	4	3

К теме 5. Раздел 5.2.

№ вопроса	1	2	3	4	5	6	7
Ответ	1,5	3	3	3	2	4	5

К теме 6.

№ вопроса	1	2	3	4	5	6
Ответ	4	4, 4	3	1	1	1

К теме 7

№ вопроса	1	2	3	4	5
Ответ	2 и 4	3	5	3	2

К теме 8

№ вопроса	1	2	3	4	5	6
Ответ	4	2	2	4	1	3

Геннадий Гаврилович Савельев
Лариса Михайловна Смолова

ХИМИЯ
Руководство по ведению
РАБОЧЕЙ ТЕТРАДИ

Методические указания

Научный редактор проф. , д-р хим. наук Г. Г. Савельев

Редактор Р. Д. Игнатова

Подписано к печати

Формат 60x84/16. Бумага Z00 М.

Плоская печать. Усл. печ. л. Уч. - изд. л.

Тираж экз. Заказ . Цена

ИПФ ТПУ. Лицензия ЛТ №1 от 18. 07. 94.

Типография ТПУ. 634034, Томск, пр. Ленина, 30.