

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ Н.Г.ЧЕРНЫШЕВСКОГО»

Кожина Л.Ф., Захарова Т.В.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО
ДИСЦИПЛИНЕ «ХИМИЯ» ДЛЯ СТУДЕНТОВ
ГЕОЛОГИЧЕСКОГО ФАКУЛЬТЕТА СГУ
(бакалавриат)

методическое пособие

Саратов, 2014

УДК 372.854
К 58

Кожина Л.Ф., Захарова Т.В.

К58 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ
«ХИМИЯ» ДЛЯ СТУДЕНТОВ ГЕОЛОГИЧЕСКОГО ФАКУЛЬТЕТА СГУ
(бакалавриат). – Саратов, 2014. - 24 с.

В пособии представлено основное содержание программы по дисциплине «Химия», требования к уровню знаний студентов, методические рекомендации по изучению дисциплины, критерии оценивания различных видов аудиторной и внеаудиторной деятельности студентов в соответствии с системой БАРС. Обращается внимание студентов на необходимость самостоятельной внеаудиторной работы студентов, которая является основой процесса обучения.

Рекомендуют:

Кафедра общей и неорганической химии СГУ
НМС Института химии СГУ

Рецензент:

Доцент, к.х.н. Акмаева Т.А.

Август... Счастливым днем Вашей жизни – приказ о зачислении в число студентов геологического факультета СГУ. Расписание занятий.... ХИМИЯ!

Для многих студентов-первокурсников химия представляется сложной дисциплиной и воспринимается ими как нагромождение различных формул химических соединений и уравнений реакций, которые они пытаются запомнить. Но в большей степени надеются на услуги интернета.... У многих из Вас возникает чувство дискомфорта, неприязненного отношения к этой дисциплине. Особенностью современных студентов-первокурсников является достаточно слабая базовая школьная подготовка по химии. Последнее обусловлено значительным сокращением учебного времени, отведенного в школьном образовании на изучение химии, а также тем, что в выпускном 11 классе основное внимание уделяется дисциплинам, по которым учащиеся сдают экзамены. А поскольку Вы не выбрали химию как ЕГЭ, то вполне понятна ситуация: основная часть студентов сразу же на первом занятии объявляет, что химия им не нужна, они пришли учиться на геолога, химию не знают и не понимают!

А аттестат о среднем образовании (общем или среднем техническом) у Вас имеется? Да, и Вы его представили в приемную комиссию при поступлении в СГУ. Следовательно, такие отговорки Вам не помогут, т.к. дисциплина «химия» вписана в аттестат и в нем имеется положительная оценка.

Требования к «входным» знаниям студентов, необходимым при освоении данной дисциплины, должны соответствовать требованиям, которые предъявляются к общеобразовательной подготовке учащихся по химии и направлены на проверку сформированности у них следующих умений:

- **объяснять** изменение свойств химических элементов по периодам и группам Периодической системы Д.И.Менделеева; зависимость между свойствами веществ и типом их кристаллической решетки; сущность реакций ионного обмена;
- **определять** заряд ионов, степень окисления химических элементов, вид химической связи в соединениях;
- **устанавливать** принадлежность вещества к определенному классу соединений; тип химической реакции по всем известным признакам классификации реакций;
- **давать** характеристику общих химических свойств простых веществ (металлов и неметаллов), а также основных классов неорганических соединений.

Каковы обязанности студента в процессе обучения?

1.Обязательное посещение занятий. Если студент пропустил занятия по уважительной причине, документально подтвержденной (справка о болезни, заверенная медпунктом СГУ, справка из военкомата и др.), то он обязан предоставить ее в деканат и поставить в известность преподавателя, с которым работаете в группе.

2. В случае болезни или в других исключительных случаях, документально подтвержденных, студент **обязан в 3-х дневный** срок известить дирекцию института о пропуске занятий и представить медицинскую справку, заверенную в здравпункте СГУ (или другой документ, например, справку из военкомата). В таком случае студенту будет предоставлена возможность отработки пропущенных лабораторных занятий в другое время по направлению преподавателя.

3. Однако «эффект присутствия» не является гарантией Вашего успеха. В соответствии с Федеральным законом «Об образовании в Российской Федерации» студенты **обязаны** добросовестно осваивать образовательную программу, осуществлять **самостоятельную подготовку, выполнять задания, предусмотренные учебным и календарным планом.**

Для чего необходимо изучение химии?

Химия является одной из дисциплин, изучаемых на различных факультетах естественного профиля т.к. со времени своего зарождения и до наших дней **химия** – это наука, которая тесно связана с практической деятельностью человека. Без знания химии в жизни не обойтись. Все, что окружает нас, все, сотворенное природой и сделанное руками человека, состоит из веществ. Веществ очень много, несколько миллионов. Атомы элементов, соединяясь между собой в разных соотношениях, образуют все гигантское многообразие веществ на Земле. Весь окружающий нас мир – это мир химических веществ и их превращений. Большинство протекающих в нем процессов имеет химическую природу. К настоящему времени химия в такой степени вошла в жизнь каждого человека, что невозможно назвать область деятельности, где не использовались бы химические процессы или вещества, полученные с их помощью. Химия вездесуща.

Чтобы понять геологию, нужно изучать химию. Следовательно, **цель** вашей работы – познать химию.

Что же делать?

Нужно учиться работать, работать на лекциях, лабораторных занятиях, работать с учебниками, пособиями, справочниками. Пытаться запомнить формулы, уравнения реакций, ответы на различные вопросы невозможно. В общем, тренировка памяти – вещь полезная, но этого недостаточно.

Как работать с учебником и пособием?

Неумение работать систематически и самостоятельно не позволяет студенту эффективно овладеть химическими знаниями. Совместная работа помогает учиться и находить ответы на трудные вопросы.

Сидя на лекции и слушая преподавателя, невозможно приобрести глубоких знаний. Для получения более глубоких знаний студенту нужно научиться организовывать свою учебную деятельность. Но не просто читать или слушать, а работать с ручкой, делая соответствующие записи. В ходе работы необходимо записывать, выделять главное из общего текста, делать пометки о пути решения задач, развивать рациональный способ записи лекции и решения задач. Нужна планомерная работа по развитию логики, сообразительности, творческих и аналитических способностей.

Содержание дисциплины взаимосвязано. Если вы недостаточно проработали материал одной темы, то столкнетесь с трудностями при изучении следующей темы. Работайте регулярно, последовательно выполняя указания преподавателя и соответствующие задания учебного плана. Признак сознательного усвоения учебного материала – степень самостоятельности студентов. Чем она выше, тем сознательнее усваиваются знания. *Преподаватель не учит, а помогает студенту учиться.*

Какова трудоемкость дисциплины «Химия»?

Рабочие программы предусматривают увеличение времени на самостоятельную работу студентов. Общая трудоемкость дисциплины составляет 4 зачетных единицы, что составляет 144 часа, в том числе аудиторных 72 часа (лекции – 36 часов, лабораторные занятия – 36 часов), внеаудиторная самостоятельная работа – 72 часа. Промежуточная аттестация – **зачет**. Средняя аудиторная работа студента **в неделю** – 4 часа, самостоятельная – 4 часа. Следовательно, самостоятельная работа студента составляет 50% трудоемкости дисциплины и является **основой** процесса обучения.

Реальное время, затраченное вами на самостоятельную работу, зависит от ваших индивидуальных качеств и подготовки. Самое главное – не пугайтесь и не опускайте руки, даже если в начале у вас не все будет получаться. Помните пословицу: «терпение и труд все перетрут». Не оставляйте подготовку к занятиям на последний день, равномерно распределяйте время подготовки на всю неделю.

Цель изучения дисциплины «Химия»?

В результате освоения дисциплины «Химия» обучающийся должен:

Знать: основные положения современной теории строения атома, теории химической связи, энергетике и кинетики химических реакций, химического равновесия; основные классы неорганических соединений и их химические превращения; правила безопасной работы в химических лабораториях.

Уметь: оценивать изменения металлических и неметаллических (восстановительных и окислительных свойств) простых веществ и их соединений по группам и периодам таблицы Д.И.Менделеева; записывать уравнения химических реакций разного типа (в том числе кислотно-основных и окислительно-восстановительных процессов); проводить расчеты концентраций растворов различных соединений; определять изменения концентраций веществ при протекании химических реакций; определять возможные направления химических взаимодействий.

Владеть: навыками выполнения основных лабораторных операций; определения концентраций в растворах; навыками расчета кинетических и термодинамических характеристик химических реакций по стандартно-справочным данным.

Содержание дисциплины

1.Строение атома и периодическая система элементов Д.И.Менделеева

Составные части атома. Атомное ядро. Основные количественные характеристики атома: атомная масса, заряд ядра. Квантовомеханическая

модель атома. Характеристика состояния электрона в атоме набором квантовых чисел. Порядок заполнения энергетических уровней и подуровней: принцип минимума энергии, принцип Паули, правила Хунда и Клечковского. Энергетический ряд атомных орбиталей.

Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева. Электронные формулы атомов и ионов. Периодическое изменение свойств элементов (простых веществ) и их соединений. Энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность; закономерности изменения этих величин по группам и периодам.

Изучив данную главу, студенты должны

знать:

- виды элементарных частиц и строение ядра;
- квантовые числа, их физический смысл;
- виды орбиталей, их геометрическую форму, ориентацию в пространстве;
- правила заполнения энергетических уровней и подуровней, принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правила Хунда и Клечковского;
- формулировку периодического закона;
- физический смысл порядкового номера элемента, номера группы и периода;
- структуру периодической системы;
- взаимосвязь между положением элемента в периодической системе и электронным строением атома;
- периодически изменяющиеся свойства элементов, причины периодичности;
- закономерности изменения атомных радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности в периодах и группах.

уметь:

- определять состав ядра;
- с помощью квантовых чисел рассчитывать количество энергетических уровней и подуровней, электронов на данном уровне;
- записывать электронные, электронно-графические формулы элементов и ионов;
- определять положение элемента в периодической системе на основании его электронной формулы;
- сопоставлять различные свойства элементов, учитывая их положение в периодической системе;
- сравнивать атомные радиусы, значения потенциала ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности двух и более атомов;
- определять преимущественный характер свойств атомов по значениям электроотрицательностей.

2.Химическая связь

Ковалентная связь. Механизмы образования химической связи. Типы химической связи. Квантовохимические методы описания химической связи: метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей. Основные положения теории гибридизации атомных орбиталей центрального атома при описании химической связи в молекулах. Основные характеристики

ковалентной связи: энергия связи, длина, кратность, валентный угол, полярность связи. Дипольный момент связи и дипольный момент молекулы.

Металлическая связь. Металлы, проводники, полупроводники и диэлектрики.

Водородная связь, межмолекулярные взаимодействия.

Комплексные соединения: атом-комплексообразователь, лиганды, внутренняя и внешняя сферы, координационное число. Моно- и полидентатные лиганды. Номенклатура комплексных соединений.

Изучив данную главу, студенты должны

знать:

- основные особенности ковалентной, ионной, водородной и металлической связей;
- понятия: длина, кратность, энергия связи, валентный угол;
- два механизма образования ковалентной связи;
- основные положения метода валентных связей; - типы гибридизации атомных орбиталей и геометрическая форма молекул;
- полярность связи;
- основные положения метода теории кристаллического поля (ТКП) и метода молекулярных орбиталей (ММО).

уметь:

- записывать схемы образования молекул с позиций метода валентных связей;
- оценивать валентные возможности атомов в основном и возбужденном состояниях;
- применять алгоритм определения типа гибридизации центрального атома и пространственное строение некоторых молекул;
- сопоставлять полярность, кратность, энергию и прочность различных связей.

3. Элементы химической термодинамики

Внутренняя энергия и энтальпия систем. Первый закон термодинамики. Тепловой эффект химической реакции. Термохимические уравнения процессов. Энтальпии образования химических соединений. Закон Гесса и следствия из него. Понятие об энтропии и ее изменении в химических превращениях. Энергия Гиббса и ее изменение в химических процессах. Критерий самопроизвольного протекания химических реакций в стандартных условиях.

Изучив материал по данной теме, студенты должны

знать:

- понятия (система, внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, энергия Гиббса);
- понятие теплового эффекта реакции;
- классификацию реакций в зависимости от теплового эффекта реакции;
- понятие термохимические реакции;
- термохимические законы;
- изменение энтальпии, энтропии и энергии Гиббса в химических реакциях;

- теоретические основы термодинамических расчетов;
- возможность направленности химического процесса.

уметь:

- объяснять смысл основных понятий химической термодинамики: энтальпия; энтропия; энергия Гиббса;
- оценивать тепловой эффект реакции по значениям энергии связи исходных веществ и продуктов реакции;
- определять по энергетической диаграмме химического процесса тепловой эффект процесса;
- записывать термохимические уравнения;
- вычислять изменение стандартной энтальпии химического процесса;
- по уравнению реакции предсказывать характер (знак) изменения энтропии системы в процессе химической реакции;
- вычислять изменение стандартной энтропии по известным значениям энтропии веществ при стандартных условиях;
- записывать взаимосвязь энергии Гиббса, энтальпии и энтропии процесса;
- вычислять изменение энергии Гиббса процесса по энергии Гиббса образования реагентов и продуктов реакции;
- рассчитывать изменение энергии Гиббса при температуре T по соотношению $\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T\Delta_r S^\circ$, считая, что $\Delta_r H^\circ$ и $\Delta_r S^\circ$ не зависят от температуры;
- предсказывать принципиальную возможность самопроизвольного процесса.

4. Химическая кинетика. Химическое равновесие

Гомогенные и гетерогенные реакции. Понятие о скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Закон действия масс. Константа скорости химической реакции. Порядок и молекулярность реакции. Уравнение Аррениуса. Правило Вант - Гоффа. Энергия активации. Условия эффективного соударения молекул. Катализаторы.

Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия и ее связь с термодинамическими характеристиками системы. Влияние внешних факторов на смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Изучив данную главу, студенты должны

знать:

- понятие о средней и истинной скорости реакции, гомогенной и гетерогенной реакции;
- понятие о катализе и виды катализа (гомогенный и гетерогенный катализ);
- понятие энергии активации, теории активных столкновений и переходного состояния;
- зависимость скорости реакции от концентрации (давления для газообразных веществ), температуры, катализатора, поверхности соприкосновения реагирующих веществ (для гетерогенных реакций);

- понятие о химическом равновесии, константе равновесия, исходной, равновесной концентрации веществ и концентрации вещества, вступившего в реакцию;

- факторы, влияющие на смещение химического равновесия, принцип Ле Шателье.

уметь:

- записывать основное кинетическое уравнение для гомогенных и гетерогенных реакций;

- рассчитывать среднюю скорость химической гомогенной реакции по изменению концентрации исходных веществ за определенный промежуток времени;

- рассчитывать изменение скорости реакции по изменению концентрации реагирующих веществ, общего давления системы, температуры при заданном температурном коэффициенте;

- рассчитывать изменение температуры по изменению скорости при заданном температурном коэффициенте;

- рассчитывать температурный коэффициент по изменениям скорости реакции и температуры;

- сравнивать скорости двух реакций с различными температурными коэффициентами при различных температурах T_1 и T_2 ;

- изображать энергетический профиль одностадийной (элементарной) реакции;

- изображать энергетический профиль каталитической реакции.

5. Растворы

Определение и классификация растворов. Растворение как физико-химический процесс. Растворимость. Растворители. Способы выражения концентрации растворов. Растворы электролитов и неэлектролитов. Коллигативные свойства растворов. Особенности воды как растворителя. Электролитическая диссоциация в водных растворах. Степень и константа диссоциации слабого электролита. Ионные реакции в растворах. Ионное произведение воды. Водородный показатель среды.

Гидролиз солей. Уравнения реакций гидролиза. Степень гидролиза, константа гидролиза. Факторы, влияющие на смещение равновесия процесса гидролиза. Необратимый гидролиз.

Равновесие малорастворимый электролит – насыщенный раствор. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадка.

Изучив данную главу, студенты должны

знать:

- способы выражения количественного состава растворов;

- свойства разбавленных растворов неэлектролитов;

- понятия сильных и слабых электролитов, диссоциацию многоосновных кислот и многокислотных оснований;

- влияние одноименных ионов на диссоциацию слабых электролитов;

- понятия ионного произведения воды, водородного показателя среды;

- закономерности образования и растворения осадков;

- правила составления ионно-молекулярных уравнений;
- различные типы гидролиза солей, факторы, влияющие на гидролиз солей.

уметь:

- производить расчет состава растворов любым из рассмотренных способов;
- рассчитывать давление пара над раствором заданной концентрации, температуру кипения и замерзания, осмотическое давление растворов;
- рассчитывать молярную массу растворенного вещества по любому из заданных коллигативных свойств;
- производить расчеты pH и pOH в растворах кислот и оснований;
- рассчитывать концентрацию ионов в насыщенных растворах малорастворимых веществ;
- составлять ионно-молекулярные уравнения реакций диссоциации, обмена и гидролиза;
- предсказывать среду (pH) растворов солей с учетом гидролиза.

6. Окислительно-восстановительные процессы

Степень окисления элемента, окисление, восстановление. Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительный потенциал. Типы окислительно – восстановительных реакций. Направление протекания окислительно – восстановительных реакций. Уравнение Нерста.

Электролиз как окислительно – восстановительный процесс. Электролиз в расплаве и растворе на инертных электродах.

Изучив данную главу, студенты должны

знать:

- понятия степень окисления, окислитель, восстановитель, окисление, восстановление;
- порядок определения степени окисления элементов в молекулах и ионах;
- правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций с использованием метода электронного баланса;
- типы окислительно-восстановительных реакций;
- типичные окислители и восстановители.

уметь:

- рассчитывать степени окисления элементов в молекуле и ионе;
- составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций с помощью метода электронного баланса;
- определять тип окислительно-восстановительных реакций;
- определять возможность протекания окислительно-восстановительного процесса;
- рассматривать окислительно-восстановительные реакции и указывать какое вещество выполняет роль восстановителя, а какое – окислителя;
- предсказывать минимальную или максимальную степень окисления элемента по положению его в периодической системе;
- сравнивать значения E° двух или более веществ и оценивать силу окислителя или восстановителя.

7. Основные классы неорганических соединений

Оксиды, кислоты, основания, соли. Классификация. Номенклатура. Химические свойства. Получение. Генетическая связь между классами неорганических соединений. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства различных классов веществ.

Изучив данную главу, студенты должны

знать:

- алгоритм составления формул химических соединений с использованием периодической системы и таблицы растворимости;
- классификацию оксидов, кислот, оснований и солей по различным признакам;
- свойства оксидов, кислот, оснований и солей;
- изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств оксидов, кислот, оснований в зависимости от положения элемента в периодической системе и изменения степени окисления элемента;
- простейшие способы получения оксидов, кислот, оснований и солей.

уметь:

- составлять структурно-графические формулы веществ;
- указывать тип гибридизации атомных орбиталей центрального атома в бинарных соединениях;
- определять степени окисления элемента в молекулах и ионах;
- указывать наличие или отсутствие у молекулы дипольного момента;
- описывать природу химических связей в молекуле по структурно-графической формуле, указывая наличие сигма- и пи-связей;
- предсказывать относительную полярность связей между атомами в молекуле;
- записывать названия оксидов, кислот, оснований и солей по заданной химической формуле и выполнять обратное действие;
- оценивать по химической формуле принадлежность соединения к определенному классу;
- предсказывать проявление кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств веществ;
- записывать уравнения реакций, характеризующие свойства оксидов, кислот, оснований и солей; способов их получения;
- записывать уравнения реакций, характеризующих взаимосвязь между различными классами неорганических соединений.

8. Химия элементов и их соединений

8.1. Неметаллы и их соединения

Общая характеристика галогенов: способы получения, физические и химические свойства. Галогеноводороды и галогениды металлов. Кислородсодержащие кислоты галогенов и их соли. Окислительно-восстановительные свойства галогенов и их соединений.

Кислород. Строение молекулы. Общие свойства металлов. Получение, химические свойства. Озон, строение молекулы, получение и применение.

Сера. Химические свойства. Сероводород и сероводородная кислота. Соли сероводородной кислоты (сульфиды), их растворимость в воде и взаимодействие с кислотами.

Оксиды серы и соответствующие им кислородсодержащие кислоты. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства сернистой и серной кислот. Соли сернистой и серной кислот.

Азот, получение и свойства. Соединения азота с металлами (нитриды): их получение и свойства.

Аммиак: промышленный синтез, физические и химические свойства, применение. Равновесия в водном растворе аммиака. Термическое разложение солей аммония.

Оксиды азота: строение, получение и химические свойства. Азотистая кислота и ее соли. Окислительно-восстановительные свойства этих соединений.

Азотная кислота: получение, химические свойства: общие кислотные и окислительные. Применение азотной кислоты и ее солей.

Фосфор. Аллотропные модификации фосфора. Получение и химические свойства. Соединения фосфора с металлами и неметаллами. Оксиды фосфора и фосфорсодержащие кислоты. Соли фосфорной кислоты и их химические свойства.

Углерод и его аллотропные модификации. Неорганические соединения углерода. Карбиды металлов. Оксиды углерода. Угольная кислота и ее соли.

Кремний. Соединения кремния. Силаны. Галогениды кремния. Силициды.

Оксид кремния. Кремниевые кислоты и их соли. Гидролиз силикатов.

Освоив материал данного раздела программы, студент должен

знать:

- электронную конфигурацию распространенных элементов-неметаллов;
- валентные возможности атомов-неметаллов с учетом положения элементов в периодической системе;
- алгоритм составления структурно-графических формул наиболее распространенных соединений неметаллов;
- типы химических связей между атомами в наиболее распространенных соединениях;
- принадлежность распространенных веществ, образуемых неметаллами, к определенному классу (оксиды, кислоты, гидроксиды, соли);
- предсказывать проявление кислотно-основных свойств по формуле вещества;
- предсказывать проявление окислительно-восстановительных свойств по формуле вещества и степени окисления неметалла в соединении;

уметь:

- записывать электронную конфигурацию атомов неметаллов в основном и возбужденном состояниях; частиц в положительной и отрицательной степенях окисления;
- предсказывать валентность распространенных неметаллических элементов по их положению в периодической системе;

- составлять структурно-графические формулы веществ, образуемых неметаллами;
- указывать тип гибридизации атомных орбиталей центрального атома в бинарных соединениях;
- определять степени окисления элемента в молекулах и ионах;
- указывать наличие или отсутствие у молекулы дипольного момента;
- описывать природу химических связей в молекуле по структурно-графической формуле, указывая наличие сигма- и пи-связей;
- предсказывать относительную полярность связей между атомами в молекуле;
- по формуле вещества определять принадлежность к определенному классу (оксиды, кислоты, основания, соли);
- предсказывать проявление кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств веществ;
- записывать уравнения реакций, характеризующие химические свойства простых веществ и их соединений.

8. 2. Металлы и их соединения

Положение металлов в Периодической системе. Общие свойства металлов. Щелочные, щелочноземельные металлы и магний. Важнейшие соединения: оксиды, гидроксиды, пероксиды и соли. Амфотерный характер алюминия и его соединений. Алюминаты. Сплавы алюминия.

Положение d-элементов в Периодической системе. Особенности химии d-элементов. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства d-металлов и их соединений в зависимости от степени окисления элемента. Комплексные соединения d-металлов.

После изучения материала темы, студенты должны

знать:

- особенности электронного строения атомов металлов;
- понятие о металлической связи;
- количественные характеристики металлических свойств (потенциал ионизации, стандартные окислительно-восстановительные потенциалы);
- физические свойства металлов, обусловленные металлической связью;
- основные способы получения металлов;
- восстановительные свойства металлов (взаимодействие с водой; взаимодействие с кислотами, в которых окислителями являются ионы водорода; взаимодействие с кислотами-окислителями; реакции с простыми веществами-неметаллами, с оксидами, с солями менее активных металлов);

уметь:

- описывать различные типы атомов металлов периодической таблицы – s-, p-, d-, f-элементы;
- записывать электронную конфигурацию атомов металлов в основном, возбужденном состояниях и ионов, исходя из положения элемента в периодической системе;

- определять валентные возможности атомов металлов и степени окисления элемента в соединениях;
- оценивать изменение металлических свойств по периоду слева направо и по группе сверху вниз;
- предсказывать формулы ионных соединений, образуемых распространенными металлами и неметаллами;
- применять величины стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и ряд напряжений металлов для оценки восстановительных свойств металлов;
- записывать уравнения химических реакций, характеризующих восстановительные свойства металлов.

9. Геохимические процессы биосферы. Минеральный состав Земной коры. Минералообразование. Классификация минералов. Факторы, влияющие на процесс образования минералов. Влияние радиуса катионов металлов на образование оксидов и солей (сульфидов, сульфатов, галогенидов, фосфатов, силикатов и др.) - основных минералов. Способы удерживания воды в минералах. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные процессы, протекающие в биосфере.

Лекции – составляют основу теоретического обучения и должны давать систематизированные основы научных знаний по дисциплине, концентрировать внимание студентов на наиболее сложных вопросах, стимулировать активную познавательную деятельность студентов и способствовать формированию творческого мышления.

Ведущим методом в лекции является устное изложение учебного материала, сопровождаемое демонстрационным экспериментом. На вводной лекции студентам сообщается план и особенности изучения дисциплины, а также рекомендуемая литература. Основная дидактическая цель лекции – формирование ориентировочной основы для последующего усвоения студентами учебного материала. В преподавании химии большое значение имеет демонстрационный опыт, который помогает понять закономерности химических процессов. Хорошо подобранный опыт прекрасно иллюстрирует лекцию, прививает навыки наблюдения и постановки эксперимента. Наблюдение это один из основных методов познания в естественных науках.

Лабораторные работы - имеют целью практическое освоение теоретического материала, овладение навыками экспериментальных работ и анализа полученных результатов, выполнение правил техники безопасности при работе с химическими веществами. Перед лабораторными занятиями студентам выдается «Рабочий журнал для лабораторных работ по химии» с описанием работ. При проведении лабораторных работ сочетается индивидуальный и групповой метод выполнения работы. Отчет о работе оформляется в тетради и защищается индивидуально каждым студентом.

Лабораторная работа - форма обучения, связанная с процессом осознания изучаемого материала на основе самостоятельной предварительной учебной деятельности студентов. При этом обсуждаются узловые темы курса, вопросы, наиболее трудные для понимания и усвоения. Их обсуждение в

условиях коллективной работы обеспечивает активное участие каждого студента.

1. *Лабораторная работа № 1.* Элементы химической термодинамики – 4 час.
2. *Лабораторная работа № 2.* Скорость химических реакций. Химическое равновесие – 4 час.
3. *Лабораторная работа № 3.* Свойства растворов – 8 час.
4. *Лабораторная работа № 4.* Реакции окисления – восстановления - 4 час.
5. *Лабораторная работа № 5.* Основные классы неорганических соединений – 8 час.
6. *Лабораторная работа № 6.* Свойства металлов и их соединений - 4 час.
7. *Лабораторная работа № 7.* Соединения серы – 4 час.

Самостоятельная работа в рамках дисциплины

Под самостоятельной работой понимается такой метод обучения, при котором по заданию преподавателя и под его руководством обучаемые самостоятельно решают познавательную задачу, проявляя усилия и активность. Самостоятельная работа включает в себя много элементов учебно-познавательной деятельности: конспектирование лекций, аудиторная и внеаудиторная работа, подготовка к текущему и итоговому контролю успеваемости, к контрольным работам и зачету.

- освоение теоретического материала;
- подготовка к текущему тестированию;
- выполнение письменных домашних заданий;
- оформление лабораторной работы;
- подготовка к контрольным работам;
- подготовка к итоговому тестированию.

Окончательное усвоение материала проверяется *решением задач*. Общие рекомендации, которым необходимо следовать при решении задач:

- несколько раз перечитайте условие для того, чтобы правильно понять задание и найти то место, с которого следует начинать решение задачи;
- все физические величины в условии задачи выразите в одинаковых единицах;
- напишите уравнения химических реакций и расставьте в них коэффициенты;
- выразите количества реагирующих веществ и конечных продуктов в моль;
- составьте необходимые пропорции или уравнения, связывающие известные и неизвестные величины, и решите их;
- проверьте ответ задачи для того, чтобы избежать нелепых результатов, например, 150% выхода продукта реакции.

Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов
Организовать самостоятельную работу так, чтобы работал каждый, можно с помощью пособий, содержащих краткое изложение теоретических

положений, справочный материал, примеры решения задач, задания для самостоятельной работы и тесты для контроля знаний. Методические разработки, дополняя традиционный метод обучения (лекцию), способствуют интенсификации учебного процесса. Их применение обеспечивает индивидуализацию обучения, активизацию познавательной деятельности, развитие творческого мышления обучающихся.

При освоении теоретического материала и выполнении письменных домашних заданий, самостоятельной работы, выполнении лабораторных занятий студентам рекомендуется использовать

- учебники:

Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. пособие. – М.: КНОРУС, 2009. – 746 с.

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по химии. (под ред. В.А. Рабиновича и др.) Интеграл–Пресс, 2009. – 240 с.

- программное обеспечение и Интернет ресурсы

www.ximuk.ru

<http://chtmister.da.ru>

<http://alhimik.ru>

- учебные пособия:

- Л.Ф.Кожина, Т.В.Захарова, Г.Н.Макушова. «Рабочий журнал для лабораторных работ по химии». - Саратов: Изд-кий центр «Наука», 2013.

- Т.В.Захарова, Г.Н.Макушова, Л.Ф.Кожина, С.И.Синегубова, Е.В.Капустина. «Руководство к лабораторным занятиям по общей и неорганической химии» - 3-е изд., – Саратов: Изд-во «Научная книга», 2010. – 260с.

- Т.В.Захарова, Л.Ф.Кожина. «Растворы»: учебное пособие. – Саратов: Изд-во «Научная книга», 2006.-106с.

- Л.Ф.Кожина, Е.В.Капустина. «Количественные характеристики окислительно-восстановительных процессов»: учебное пособие. – Саратов: Изд-во «Научная книга», 2008. – 64с.

- Л.Ф.Кожина, Т.В.Захарова, М.В.Пожаров. «Задания для самостоятельной работы по общей и неорганической химии»: учебное пособие. – Саратов: Изд-кий центр «Наука», 2011.

Пособие (Т.В.Захарова, Г.Н.Макушова, Л.Ф.Кожина, С.И.Синегубова, Е.В.Капустина «Руководство к лабораторным занятиям по общей и неорганической химии» - 3-е изд., – Саратов: Изд-во «Научная книга», 2010. – 260с.) содержит 17 глав с подробным теоретическим материалом, примерами решения задач. В каждой главе приводится перечень «знать-уметь», основных понятий и терминов, вопросы и задачи для самостоятельной работы; подготовлено для студентов нехимических факультетов.

Для выполнения и оформления лабораторных работ каждый студент получает «Рабочий журнал для лабораторных работ по химии», в которой дан алгоритм выполнения и оформления каждого химического опыта по изучаемой теме и задания для выполнения письменных домашних работ.

Порядок проведения лабораторного занятия:

1. Проверка присутствующих.
2. Проведение тематического тестирования 20 – 25 мин. В это время преподаватель проверяет у каждого студента рабочий журнал на наличие частично оформленной лабораторной работы («домашней заготовки»), письменного домашнего задания и выставляет соответствующие баллы в практикантскую книжку студента и журнал учета успеваемости.
3. Проверка правильности выполненных тестов, анализ полученных результатов, обсуждение вопросов, вызвавших у студентов наибольшие затруднения при выполнении теста.
4. К выполнению лабораторной работы допускается студент, успешно выполнивший тест, имеющий «домашнюю заготовку» по оформлению работы и домашнее задание.
5. Выполнение лабораторной работы. Разрешается выполнение отдельных опытов небольшой группой. Работая группой, студенты обсуждают ход выполнения работы и результаты и при этом ими приобретаются навыки научного общения.
6. Отчет о выполнении лабораторной работы оформляется каждым студентом *индивидуально* и предоставляется преподавателю. Если отчет составлен правильно, преподаватель расписывается в вашем Рабочем журнале и выставляет соответствующий балл. Если преподаватель обнаружит ошибки в отчете, или будет неудовлетворен ответами на вопросы, студенту необходимо внести исправления и вновь отчитаться перед преподавателем. Отчет за выполненную работу предоставляется преподавателю **в день выполнения работы.**

Учебный рейтинг по дисциплине «Химия»

Контроль и оценка результатов освоения учебной дисциплины осуществляется при использовании балльно-рейтинговой системы, по которой учитываются все виды деятельности студента.

Такой подход способствует систематической работе студентов и позволяет им самостоятельно контролировать степень освоения учебного материала.

Таблица максимальных баллов по видам учебной деятельности

1	2	3	4	5	6	7	8
лекции	Лаб. раб.	Прак.з-я	Сам раб.	Авт. тест.	Др.виды	Промеж. аттест-я	Итого
10	25	0	20	0	15	30	100

Лекции – 18; всего за лекции 0 - **10** баллов.

Оценивается: *посещаемость, активность при ответе на вопросы, оформление демонстрационных опытов.*

Каждая лекция – 0 - **0,55** балла.

Лабораторные занятия – 9, всего **25** баллов.

Оценивается: *выполнение лабораторных работ* (0 - 15 баллов), каждая работа 0 – **1,66** балла

письменный отчет по лабораторным работам (0 - 10 баллов),
каждая работа – 0 – **1,1 балла**.

Условие - отчет за выполненную работу предоставляется преподавателю **в день выполнения работы**.

Самостоятельная работа – 0-20 баллов.

Оценивается: *подготовка к выполнению лабораторных работ* (0-4 баллов); к каждой лабораторной работе должна быть «домашняя заготовка»; студент допускается к выполнению работы только при наличии *частично оформленной* работы. За каждую подготовленную работу – **0,44 балла**
письменное домашнее задание (0-4 баллов); каждая лабораторная работа содержит домашнее задание 0 - **0,44 балла**

контрольная работа: контрольная работа (0-4 баллов);

решение задач (0 – **8** баллов); – на каждом лабораторном занятии по изучаемой теме – 0 – **0,89 баллов**.

Другие виды учебной деятельности – (0-15 баллов).

Оценивается:

тематическое тестирование (**0-10 баллов**), тестирование проводится по 8 темам, каждый тест – 0-**1,25** балла. При неудовлетворительной оценке теста предоставляется возможность *повторного* тестирования. Учитывается средний балл двух попыток;

итоговое тестирование (**0-5 баллов**). Повторное тестирование не предусмотрено.

Перерасчет полученной студентом суммы баллов по дисциплине «Химия»

50 баллов и более	«зачтено»
Менее 50 баллов	«не зачтено»

Критерии оценивания отдельных видов работы студента

Письменный отчет по лабораторным работам – если предоставляемый преподавателю отчет выполнен в полном объеме и без замечаний – максимально возможный балл. Если имеются замечания преподавателя и студент устраняет их *самостоятельно* – 75% от максимального балла; если студент испытывает затруднения и не может во время занятия устранить сделанные замечания (ошибки), то получает всего лишь 50% .

Подготовка к выполнению лабораторных работ – «домашняя заготовка». Выполнено в полном объеме – максимальный балл; при частичном оформлении – 75% или 50% от максимального балла.

Письменное домашнее задание – ответы на контрольные вопросы, решение упражнений и задач, условия которых приведены в Рабочей тетради для лабораторных работ. Выполняется дома каждым студентом **индивидуально** в соответствии с правилами оформления решения задач. Преподаватель выставляет оценку **после собеседования** со студентом – выяснения степени усвоения изученного материала. Если у некоторой

группы студентов работа выполнена «под копирку», то все студенты теряют баллы за выполненный вид деятельности (0 баллов).

Контрольные работы – это *решение задач* по теме. Решение задачи должно быть оформлено с подробным описанием хода решения и расчетных формул в общем виде с указанием единиц измерения всех величин. Преподаватель может задать вопрос, с целью выяснения понимания студентом изучаемого материала. Каждый студент получает **индивидуальное** задание. В зависимости от объема и качества выполненной работы происходит оценивание результатов.

Проверка степени усвоения изучаемого материала проводится по каждой теме с использованием тестовых заданий. Набор тестовых заданий состоит из 10 вариантов, каждый из которых содержит 5 вопросов. Тесты содержат две формы заданий: закрытая (с выборочными ответами) и открытая форма. Студенты 1 курса, освоившие в школе форму ЕГЭ по различным предметам, чаще всего считают, что и тестовые задания по изучаемой дисциплине (форма задания с выборочными ответами) имеют только один правильный ответ, и не прорабатывают до конца все предлагаемые ответы. Для устранения возможности интуитивного случайного выбора правильного ответа используется варьирование числа правильных ответов: в одном вопросе может быть только один правильный ответ, а в другом два или более. Такой подход к выполнению тестовых заданий в большей степени отражает уровень усвоения студентами изученного материала и его подготовленности к занятиям, зачету. При неудовлетворительной оценке теста предоставляется возможность *повторного* тестирования. *Учитывается усредненный балл двух попыток.*

Проведение тестирования способствует повышению мотивации студентов к изучению дисциплины, позволяет им составить представление об уровне своих знаний, выявить, какие разделы необходимо дополнительно проработать и, в целом, способствует своевременному выполнению учебного плана.

Решение одного из вариантов контрольного проверочного задания:

1. Каким математическим выражением описывается скорость **гомогенной** химической реакции:

$$1) v = \pm \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta \tau}$$

$$2) v = \pm \frac{\Delta n}{S \cdot \Delta \tau}$$

$$3) v = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau}$$

Решение:

Исходя из определения понятия скорости гомогенной химической реакции (скорость реакции – изменение концентрации (количества) исходных реагентов или продуктов реакции в единицу времени и в единице объема).

Правильным является ответ 1 и 3.

2. Какой отрезок на диаграмме соответствует значению **теплового эффекта** реакции:



- 1) а 2) б 3) в 4) г

Решение:

Тепловой эффект химической реакции – разность в энергии системы в исходном и конечном состояниях, т.е. отрезок б на энергетической диаграмме. Ответ – 2.

3. Скорость химической реакции при прочих равных условиях от энергии активации:

- 1) не зависит
2) зависит обратно пропорционально
3) зависит прямо пропорционально
4) может иметь любую зависимость

Решение:

Скорость химической реакции обратно пропорционально зависит от величины энергии активации, чем больше энергия активации, тем меньше скорость химической реакции. Ответ – 2

4. При повышении температуры равновесие процесса: $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$ смещается **влево**. Укажите тип этой реакции:

- 1) экзотермическая 2) эндотермическая 3) атермическая

Решение:

В соответствии с принципом Ле Шателье повышение температуры вызывает смещение равновесия в сторону эндотермической реакции. Следовательно, ответ 2.

5. Рассчитайте скорость химической реакции при 50°C, если при 10°C скорость реакции равна 0,04 моль/сек (температурный коэффициент реакции равен 2):

- 1) 0,016 моль/л с 2) 16 моль/л с 3) 0,64 моль/л с 4) 0,16 моль/л с

Решение:

Скорость химической реакции с учетом правила Вант - Гоффа описывается уравнением $v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{(t_2 - t_1)/10}$, поэтому скорость реакции = $0,04 \cdot 2^4 = 0,64$. Ответ – 3.

Ответ на вопросы теста можно оформить на отдельном листе бумаги с указанием фамилии, варианта или сразу же внести в практикантскую книжку.

вопрос	1	2	3	4	5
ответ	1,3	2	2	2	3

Решение второго варианта проверочного теста:

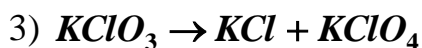
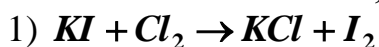
1. Как изменяется степень окисления атомов элемента при **восстановлении**?

- 1) понижается 2) повышается
3) может как повышаться, так и понижаться 4) не изменяется

Решение:

Восстановление – это процесс присоединения электронов, окислитель присоединяет электроны и при этом степень окисления уменьшается.
Ответ – 1.

2. В каких процессах, схемы которых приведены ниже, атомы хлора являются и окислителями, и восстановителями?



Решение:

Необходимо определить степени окисления атома хлора в левой и правой частях схемы реакции. Если степень окисления атома хлора имеет 2 разных значения в правой части схемы реакции и отличается в большую и меньшую сторону от левой части, то данная схема отражает процесс, в котором атомы хлора являются одновременно и окислителями и восстановителями.

Ответ – 2,3,4.

3. Найдите сумму коэффициентов перед формулами всех веществ в реакции, протекающей по схеме: $Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3$

1) 10

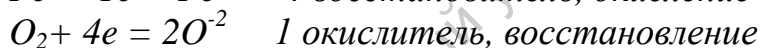
2) 9

3) 11

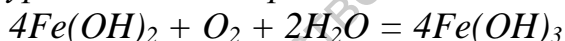
4) 8

Решение:

Необходимо составить уравнение электронного баланса, предварительно рассчитав степени окисления атомов железа (восстановителя) и кислорода (окислителя):



Расставить коэффициенты в уравнении реакции, учитывая составленное уравнение электронного баланса:



Сумма коэффициентов перед формулами всех веществ равна $4 + 1 + 2 + 4 = 11$. Ответ – 3.

4. Можно ли с помощью $FeCl_3$ окислить H_2S до элементарной серы?

$$E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 = 0,77V$$

$$E_{S/H_2S}^0 = 0,14V$$

1) да

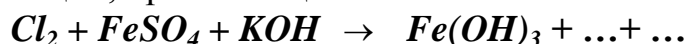
2) нет

3) не знаю

Решение:

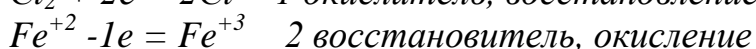
По условию задачи $FeCl_3$ - окислитель, а H_2S - восстановитель. ЭДС реакции определяется как разность между значениями потенциалов окислителя и восстановителя и равна $0,77 - 0,14 = 0,63 V > 0$. Реакция протекает самопроизвольно. Ответ – 1.

5. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции и определите наименьшее общее кратное чисел отданных и принятых электронов для реакции, протекающей по схеме:

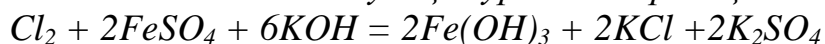


Решение:

Хлор в данной реакции является окислителем, принимая электроны понижает степень окисления до -1 с образованием хлорида калия (среда щелочная), а железо($+2$) является восстановителем, что видно по схеме реакции. Составим уравнение электронного баланса:



Напишем соответствующее уравнение реакции:



Наименьшее общее кратное -2 .

вопрос	1	2	3	4	5
ответ	1	2,3,4	3	1	2

Если задание теста содержит задачу или вопрос, требующий пояснения (написания уравнения реакции), то после табличной формы ответов на том же листе бумаги необходимо написать полный ход решения задачи или составить уравнение реакции.

Если вопрос имеет несколько ответов, каждый ответ вопроса оценивается с учетом числа ответов. В связи с этим суммарная оценка в баллах может быть дробной величиной.

Итоговое тестирование – 10 вариантов, каждый вариант содержит 25 вопросов с выборочными ответами. Каждый студент получает вариант задания на бумажном носителе, где указывается фамилия студента, группа, дата и вопросы с выборочными ответами. Здесь же студент отмечает правильные ответы. После выполнения всех заданий – подпись студента. Работа сдается преподавателю на проверку.

Таблица оценивания результатов деятельности студента (форма которой приведена ниже) располагается на обратной стороне практикантской книжки.

Виды деятельности студента	Итого	Максимальное число баллов по условиям рейтинга
Лекции		10
Лабораторные работы, включая:		25
Выполнение лаб. раб.		15
Письменный отчет по лаб. раб.		10
Самостоятельная работа, включая:		20
Домашняя заготовка лаб. раб.		4
Домашнее задание		4
Контрольные работы		12
Другие виды работ, включая:		15
Тематическое тестирование		10

Итоговое тестирование		5
ВСЕГО		70

Практикантская книжка контроля успеваемости студента вклеивается в «Рабочий журнал» для лабораторных работ по химии (приложение).

...последняя неделя декабря. Наступило время подводить итоги ... Человек учится на протяжении всей своей жизни. Для вас закончился один из этапов Вашей деятельности. Оценивая свою работу в течение 1 семестра, ответьте себе на вопросы:

- удалось ли соблюсти 50% соотношение аудиторного и внеаудиторного времени на изучение химии?
- с пользой ли были потрачены на учебу время и усилия?
- соответствуют ли приобретенные знания тем задачам, которые Вы поставили перед собой?

Студент допускается к зачету при условии выполнения учебного плана.

Зачет проводится по результатам БАРС. Студент, не выполнивший необходимые требования в рамках БАРС, считается не аттестованным по соответствующей дисциплине и допускается к сдаче зачета в день пересдачи с предоставлением направления деканата. Направление действительно в течение 10 календарных дней с момента выдачи.

Желаем успехов!

Практикантская книжка студента (I семестр)

Предмет		Факультет, отделение			Курс, группа, учебный год			Фамилия, имя		
Химия		Геологический факультет			I курс, гр., 20 /20 уч. год					
ТЕМА ЗАНЯТИЯ		Терм-ка	Ск-ть р-ций Химич. равн.	Раст-ры Часть 1	Раст-ры Часть 2	ОВР	Осн. Классы-1	Осн. Классы-2	Восстан.св-ва металлов	S
Тестовый контроль	Вариант									
	1									
	2									
	3									
	4									
	5									
	Баллы									
Лаб. работа	Выполнение									
	Отчет									
Самостоятельная работа	Дом. заготовка									
	Дом. работа									
	Решение задач									
		Контрольная работа -				Итоговое тестирование -				

Саратовский государственный университет имени Н.Г. Чернышевского

Саратовский государственный университет имени Н. Г. Чернышевского