

«Общая и неорганическая химия» (1 семестр)

М е т о д и ч е с к и е у к а з а н и я

Аудиторные занятия по дисциплине «Общая и неорганическая химия» состоят из лекций, семинаров, лабораторных работ.

В первом семестре даются те начальные сведения об основах химической термодинамики, основах химии растворов и основах строения вещества, без которых невозможно понимание свойств веществ и реакций между ними.

На семинарах и лабораторных занятиях студенты приобретают навыки решения конкретных задач и закрепляют свои знания наиболее важных разделов дисциплины.

При подготовке к семинарским и лабораторным занятиям студент должен проработать соответствующие разделы дисциплины по конспекту лекций и учебникам [1] [2] [3] [4] [5] из библиографического списка (страницы приведены в соответствующем разделе «Лекции») и решить задачи, указанные в домашнем задании.

Суммарный рейтинговый балл за семестр по дисциплине «Общая и неорганическая химия» (максимально 60 баллов) составляется из баллов, полученных за:

- а) выполнение и защита 3 лабораторных работ – максимально 27 баллов;
- б) выполнение 3 индивидуальных домашних заданий – максимально 15 баллов;
- в) посещение и конспект лекций - максимально 9 баллов;
- г) посещение и конспект семинаров - максимально 9 баллов.

Изучение дисциплины “Общая и неорганическая химия” завершается экзаменом (максимально 40 баллов). До экзамена не допускаются студенты: а) не выполнившие лабораторный практикум и не защитившие все работы, б) набравшие в семестре менее 30 баллов.

Библиографический список.

- [1] Карапетянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. М.: Химия, 1981. 630 с.
- [2] Карапетянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. М.: Химия, 1992-2004.592с.
- [3] Соловьев С.Н. Начала химии. Элементы строения вещества (конспект лекций, задачи, упражнения). М РХТУ им. Д.И.Менделеева, 2004 г. 108 с.
- [4] Соловьев С.Н. Начала химии. Теоретические основы химии (конспект лекций, задачи, упражнения). М РХТУ им. Д.И.Менделеева, 2004 г. 148 с.
- [5] Общая и неорганическая химия: в 2 т./ Под ред. А.Ф. Воробьева. Том 1 Теоретические основы химии.- М.: ИКЦ «Академкнига», 2004.-371 с.
- [6] Практикум по неорганической химии /Под ред. А.Ф. Воробьева и С.И. Дракина. М.: Химия, 1983.-246 с.
- [7] Индивидуальная домашняя работа в примерах и задачах. 2022. - 144 с. (https://drive.google.com/file/d/135HGPO4DvnDNLVqMp45dCTOWbfMm-jv/view?usp=drive_link)
- [8] Барботина Н.Н., Дупал А.Я., Крушева М.А., Кожевникова С.В., Никитин А.А., Понамарёва Т.Н., Попова О.В., Саркисян А.Э., Соловьев С.Н. Домашние задания по общей и неорганической химии. Тематические задания. – М.: РХТУ им.Д.И.Менделеева. 2024. (https://drive.google.com/file/d/12iww1yIdwD-JcRNlrUnA-jTig-7vqKQy/view?usp=drive_link)

Ссылка на учебные пособия по дисциплине: https://drive.google.com/drive/folders/1Hz-qhE9BH2qqOxe0FoE5t8sDsZC6W69l?usp=drive_link

ЛЕКЦИИ

Лекции по общей и неорганической химии профессора Соловьева С.Н. можно посмотреть по ссылке:

https://drive.google.com/drive/folders/1Bxv6OSma1iJ_2cGxOHygY1I5HYqFiFMs

Лекции по общей и неорганической химии профессора Кузнецова В.В. можно посмотреть по ссылке:

https://drive.google.com/drive/folders/1XQ1NY3Pk4Xr5F0K4FxzVP_4AW73ttIZ8

Для закрепления знаний по изученному материалу рекомендуется составлять конспект лекций и выполнять домашние задания из пособия [8].

Лекции 1-2. Строение атома.

Волновые свойства материальных объектов. Уравнение де Брайля. Соотношение неопределенностей Гейзенберга. Понятие о квантовой механике и уравнении Шредингера. Волновая функция. Электронная плотность. Характеристика состояния электронов квантовыми числами. Формы электронных облаков для s-, p- и d- состояний электронов в атомах. Многоэлектронные атомы. Принцип Паули. Максимальное число электронов в электронных слоях и оболочках. Правило Хунда. Последовательность энергетических уровней электронов в многоэлектронных атомах.

[1] - с.7-33, [2] - с.7-35, [3] – с.4-26, [5] – с.128-144.

Лекции 3. Периодический закон Д.И.Менделеева и строение атомов элементов.

Современная формулировка периодического закона. Периодическая система и ее связь со строением атомов. Заполнение электронных слоев и оболочек атомов в периодической системе. Особенности электронного строения атомов в главных, побочных подгруппах, в семействах лантаноидов и актиноидов: s-, p-, d- и f-элементы.

Атомные и ионные радиусы. Условность этих понятий. Изменение радиусов атомов по периодической системе. Ионные радиусы и их зависимость от электронного строения атомов и степени окисления. Энергия ионизации и сродство к электрону. Закономерности в изменении энергии ионизации.

Значение периодического закона. Предсказание свойств на основе периодического закона. Представление о методах сравнительного расчета М.Х. Карапетьяна.

[1] - с.33-51, [2] - с.36-55, [3] – с.27-45, [5] – с.144-158.

Лекции 4. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР).

Степени окисления. Важнейшие окислители и восстановители. Важнейшие схемы превращения веществ в окислительно-восстановительных реакциях. Влияние температуры, концентрации реагентов, их природы, среды и других условий на глубину и направление протекания окислительно-восстановительных реакций.

Важнейшие окислители и восстановители. Классификация ОВР. Периодический закон и окислительно-восстановительная активность элементов и соединений. Влияние различных факторов на глубину и направление протекания ОВР.

[1] - с.202-210, [2] - с.216-224, [4] – с.118-128, [5] – с.205-217.

Лекции 5-6. Химическая связь и строение молекул.

Электроотрицательность. Ковалентная и ионная связи. Свойства ковалентной связи: направленность и насыщаемость. Полярная ковалентная связь.

Характеристики ковалентной связи: длина, прочность, валентные углы. Длины одинарных и кратных связей.

Эффективные заряды атомов в молекулах. Дипольный момент. Дипольные моменты и строение молекул.

Понятие о квантовой химии. Основные положения метода валентных связей. Механизмы образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный.

Рассмотрение схем перекрывания атомных орбиталей при образовании связей в молекулах. Гибридизация волновых функций, примеры sp-, sp²-, sp³- гибридизаций. Гибридизация с участием d-орбиталей. Заполнение гибридных орбиталей неподеленными парами электронов (NH₃, H₂O, C1F₃).

Образование кратных связей; σ- и π-связи, их особенности. Делокализованные π-связи.

Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная связь. Энергия и длина

водородной связи. Влияние водородной связи на свойства веществ (температуры плавления и кипения, степень диссоциации в водном растворе и др.).

[1] - с.57-61, 66-99, [2] - с.61-66, 71-105, [3] – с.46-73,[5] – с.162-176

[1] - с.110-116, 131-137, [2] - с.117-124, 140-146, [5] – с.159-162, 181-187.

Лекции 7-8. Комплексные соединения (часть 1).

Общие сведения о комплексных соединениях. Комплексообразователь, лиганды, координационные числа, дентантность лигандов, внутренняя и внешняя сферы комплексного соединения. Классификация комплексов по виду координируемых лигандов. Номенклатура комплексных соединений. Представление об изомерии комплексных соединений. Реакции образования комплексных соединений.

Квантово-механические трактовки природы химической связи в комплексных соединениях. Метод валентных связей. Понятие о теории кристаллического поля. Объяснение магнитных свойств и электронных спектров поглощения комплексных соединений. [1] - с.116-131, [2] - с.124-140, [3] – с.84-96, [4] – с.108-111, [5] – с.283-298.

. Лекции 9-10. Элементы химической термодинамики,

Понятие о химической термодинамике. Внутренняя энергия и энталпия, их физический смысл. Понятие термодинамической системы. Изолированные системы. Термохимия. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения. Понятие о стандартном состоянии. Стандартные энталпии образования, растворения и сгорания веществ. Закон Гесса и следствия из него. Использование закона Гесса для вычисления ΔH -реакции и ΔH -связи.

Понятие об энтропии. Абсолютная энтропия и строение вещества. Изменение энтропии в различных процессах. [1] - с.161-181, 59-61, [2] - с.172-193, 63-66, [3] – с.53-54,

[4] – с.4-19, [5] – с.28-52, 165-166.

Лекции 11-12. Химическое равновесие.

Химическое равновесие. Истинное и кажущееся равновесия, их признаки. Константа химического равновесия (Кс и Кр).

Энергия Гиббса, ее связь с энтропией и энталпийей. Физический смысл. Энталпийный и энтропийный факторы процесса. Связь ΔG° с константой равновесия. Равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Критерий самопроизвольности процессов.

Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье - Брауна. Влияние температуры, давления, инертного газа и концентрации реагентов на химическое равновесие. [1] - с.174-176, 181-190, 195-202, [2] - с.185-187, 193-203, 208-216, [4] – с.19-23, 43-55, [5] – с.53-64.

Лекции 13-14. Растворы и равновесия в растворах.

Процессы, сопровождающие образование жидких истинных растворов неэлектролитов и электролитов. Краткая характеристика межчастичных взаимодействий в растворах. Представление о сольватации. Идеальные и реальные растворы. Активность; коэффициент активности как мера отклонения свойств компонента реального раствора от его свойств в идеальном растворе.

Растворы электролитов. Типы электролитов. Ассоциированные и неассоциированные электролиты. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Зависимость степени электролитической диссоциации от разбавления (закон разбавления Оствальда). Состояние бесконечного разбавления растворов. Его особенности. Стандартное состояние растворов; специфики его определения. Ступенчатая диссоциация электролитов. Влияние одноименных ионов на равновесие диссоциации слабого электролита в растворе. Равновесие в системе, состоящей из насыщенного раствора электролита и его кристаллов. Произведение растворимости, условия осаждения и растворения малорастворимого электролита. Понятие об определении ПР.

[1] - с.229-239, 245-254, 257-261, [2] - с.245-256, 262-272, 275-279, [4] – с.56-68, 108-113, [5] – с.70-80, 82-84, 86-102, 104-106, 299-303.

Лекция 15. Гидролиз солей.

Равновесие диссоциации в жидкой воде. Ионное произведение воды. Шкала pH. Способы определения pH. Буферные растворы. Поляризация ионов. Поляризующее действие ионов соли на молекулы воды.

Гидролиз солей. Гидролиз по катиону и аниону. Ступенчатый гидролиз. Полный гидролиз. Константа и степень гидролиза и связь между ними и концентрацией раствора. Способы усиления и подавления гидролиза. Понятие о сольволизе.

[1] - с.254-257, 265-270, 110-116, [2] - с.272-275,283-288, 117-124, [4] – с.69-81, [5] – с.102-104, 106-115, 159-162.

Лекция 16. Комплексные соединения (часть 2).

Равновесие в растворах комплексных соединений. Константа нестойкости и константа устойчивости. Реакции образования и реакции разрушения комплексных ионов.

[1] - с.229-239, 245-254, 257-261, [2] - с.245-256, 262-272, 275-279, [4] – с.56-68, 108-113, [5] – с.70-80, 82-84, 86-102, 104-106, 299-303.

Лекция 17. Теории кислот и оснований.

Недостаточность теории Аррениуса. Протонная теория кислот и оснований; константы кислотности и основности; шкала рKa и рKb. Константа автопротолиза растворителя. Дифференцирующие и нивелирующие растворители. Понятие об электронной теории кислот и оснований. [1] - с.270-287, [2] - с.288-305, [5] – с.115-127.

ПЛАН ОЧНЫХ ЗАНЯТИЙ

ЛЕКЦИИ

Лекции 1. Строение атома.

Волновые свойства материальных объектов. Уравнение де Броиля. Соотношение неопределенностей Гейзенберга. Понятие о квантовой механике и уравнении Шредингера. Волновая функция. Электронная плотность. Характеристика состояния электронов квантовыми числами. Формы электронных облаков для s-, p- и d- состояний электронов в атомах. Многоэлектронные атомы. Принцип Паули. Максимальное число электронов в электронных слоях и оболочках. Правило Хунда. Последовательность энергетических уровней электронов в многоэлектронных атомах.

Лекции 2-3. Элементы химической термодинамики,

Понятие о химической термодинамике. Внутренняя энергия и энталпия, их физический смысл. Понятие термодинамической системы. Изолированные системы. Термохимия. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения. Понятие о стандартном состоянии. Стандартные энталпии образования, растворения и сгорания веществ. Закон Гесса и следствия из него. Использование закона Гесса для вычисления ΔH-реакции и ΔH-связи.

Понятие об энтропии. Абсолютная энтропия и строение вещества. Изменение энтропии в различных процессах.

Энергия Гиббса, ее связь с энтропией и энталпийей. Физический смысл. Энталпийный и энтропийный факторы процесса. Связь ΔG°т с константой равновесия. Равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Критерий самопроизвольности процессов.

СЕМИНАРЫ

Семинар 1. Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие схемы превращения веществ в окислительно-восстановительных реакциях. Классификация ОВР.

Семинар 2. Общие сведения о комплексных соединениях. Номенклатура, классификация, реакции образования и разрушения.

Семинар 3. Свойства растворов электролитов. Константа и степень диссоциации. Ионное произведение воды, шкала pH. Расчет pH растворов кислот и оснований.

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

Занятие 1. Способы выражения концентраций растворов. Взаимный пересчет концентраций. Приготовление растворов. Решение задач с использованием уравнений материального баланса. Метод интерполяции.

Лабораторная работа 1. Приготовление раствора заданной концентрации. [6] - с.17-21, 243.

Занятие 2.

Лабораторная работа 2. Изучение окислительно-восстановительных реакций. [6] - с.50-53.

Лабораторная работа 3. Получение и свойства комплексных соединений. [6] - с.110-112.

К лабораторным работам готовятся заранее и оформляют лабораторный журнал, руководствуясь практикумом по неорганической химии [6]

https://drive.google.com/file/d/1sYeix7c5wylWKHjuML1QpCCrGYc6Ow09/view?usp=drive_link

Работы оформляют в тетради формата А4 в клетку. Каждую работу оформляют с новой страницы.

Оформление лабораторной работы №1

Лабораторная работа № 1

Приготовление раствора заданной концентрации.

Цель работы: приготовить 100 мл водного раствора, содержащегомас.% NaCl из А: NaCl_(к) и воды;

Б: 14 мас.% раствора NaCl и воды;

В: 14 мас.% раствора NaCl и 2 мас.% раствора NaCl;

Г: 2 мас.% раствора NaCl и NaCl_(к)

Плотность раствора, заданной концентрации, вычисляют методом интерполяции ([6] стр. 243, Таблица 1.)

Расчеты записывают в лабораторный журнал, результаты вычислений также представляют и в виде таблицы

	NaCl(к), г	Объем воды, мл	Объем 14% р-ра, мл	Объем 2% р-ра, мл	Плотность приг.р-ра (теор.), г/см ³	Плотность приг.р-ра (практич.), г/см ³	Содержание NaCl в приг. р-ре (практич), мас.%
А	x	x			x		
Б		x	x		x		
В			x	x	x		
Г	x			x	x		

Схема установки или прибора: (мерный цилиндр, стеклянная мешалка, ареометр)

Вывод: (формулируют после выполнения работы и всех необходимых расчетов)

Оформление лабораторной работы №2

Лабораторная работа № 2

Изучение окислительно-восстановительных реакций

Дома записывают все уравнения реакций (так как это сделано для опыта 1). Наблюдения и выводы записывают в лабораторный журнал во время выполнения работы.

Оформляют на разворот тетради.

Первая страница разворота тетради		Вторая страница разворота тетради	
№ опыта	Уравнения реакций	Наблюдения	Выводы
1	$2 \text{ KI} + \text{Cl}_2 + (\text{H}_2\text{O}) = \text{I}_2 + 2 \text{ KCl}$ $\text{I}_2 + 5 \text{ Cl}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O} = 2 \text{ HIO}_3 + 10 \text{ HCl}$		
2			
3			
4			

Лабораторная работа №3 оформляется аналогично работе № 2.

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ДОМАШНЕЕ ЗАДАНИЕ

ИДЗ выполняется из пособия [7]:

https://drive.google.com/file/d/135HGPO4DvnDNLVqMpk45dCTOWbfMm-jv/view?usp=drive_link.

Перед выполнением задания из текущего раздела **внимательно прочитайте задание в начале раздела**. Максимальная оценка за каждое задание - 5 баллов. Срок выполнения заданий устанавливает преподаватель, проводящий лабораторный практикум.

- Способы выражения концентрации растворов (№№ 31 – 60)
- Реакции окисления-восстановления (№№ 121 – 150)
- Электролитическая диссоциация (№№ 301 – 330, только а) и б))

Примерный перечень вопросов для итогового контроля освоения дисциплины

1. Свойства волновой функции. Понятие об уравнении Шредингера. Квантовые числа как характеристики состояния электрона в атоме. Охарактеризуйте квантовыми числами следующее состояние электронов (в основном состоянии): ...
2. Электронный слой, электронная оболочка, электронное облако, электронная орбиталь, узловая поверхность. Сколько максимально электронов может быть в ... - слое, на ... - оболочке?
3. Принцип Паули и правило Хунда. Сколько максимально электронов может быть в электронном слое, электронной оболочке, на орбитали? Какую форму имеют s-, p- и d-орбитали?
4. Энергия электрона в многоэлектронном атоме. Энергетический ряд атомных орбиталей. Напишите электронные формулы атомов ..., и ионов ... Какие степени окисления может иметь ... в соединениях?
5. Современная формулировка периодического закона. Энергия ионизации и сродство к электрону, закономерности в их изменении по периодам и группам периодической системы.
6. Атомные и ионные радиусы, как их определяют? Основные закономерности их изменения по периодам и группам Периодической системы.
7. Относительная сила кислот и оснований (схема Косселя) на примерах ...
8. Основные положения метода валентных связей при описании химической связи. Валентные возможности атомов ...
9. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи на примерах молекул ..., и ионов ...
10. Гибридизация атомных орбиталей при описании химической связи. Варианты гибридизации с участием s-, p- и d-орбиталей. Изображение схем перекрывания атомных орбиталей при образовании связей в молекулах ... Геометрия молекул.
11. Образование кратных связей. δ- и π-связи, их особенности. Изобразите схемы перекрывания атомных орбиталей при образовании связей в молекулах ...
12. Процедура наложения валентных схем в методе валентных связей для объяснения дробной кратности связи на примерах...
13. Эффективные заряды атомов в молекулах. Дипольный момент связи, дипольный момент молекул. Дипольный момент молекулы и ее строение на примерах
14. Основные положения метода молекулярных орбиталей (МО ЛКАО). Парамагнитные и диамагнитные свойства двухатомных молекул и молекулярных ионов, образованных элементами второго периода. Нахождение кратности связи.
15. Основные положения метода валентных связей при описании химической связи в комплексных соединениях. Рассмотрите на примерах ...
16. Основные положения теории кристаллического поля при описании химической связи в комплексных соединениях. Рассмотрите на примерах ...
17. Определение факторов эквивалентности веществ в реакциях обмена и в окислительно-восстановительных реакциях. Молярная масса эквивалента, молярный объем эквивалента.
18. Закон эквивалентов. Различные формы записи закона эквивалентов (реакции веществ в растворах, реакции веществ в газообразном состоянии). Что такое нормальная концентрация и как она связана с молярной концентрацией?
19. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Примеры реакций каждого типа.
20. Типичные восстановители в ОВР. Каковы продукты их окисления? Приведите примеры.
21. Типичные окислители в ОВР. Каковы продукты их восстановления? Приведите примеры.
22. Общие сведения о комплексных соединениях. Комплексообразователь, лиганды, координационное число, внутренняя и внешняя сферы.
23. Классификация комплексных соединений: по виду координируемых лигандов, по заряду комплексного иона, по классам соединений. Номенклатура комплексных соединений.

24. Закон Гесса, условия его выполнения. Следствия из закона Гесса. Энталпии образования, сгорания, атомизации (определение)
25. Стандартные термодинамические характеристики. Понятие о стандартном состоянии веществ.
26. Понятие об энтропии. Абсолютная энтропия и строение вещества. Изменение энтропии в различных процессах.
27. Энергия Гиббса как термодинамическая функция состояния. Определение и свойства. Вычисление стандартной энергии Гиббса процесса по справочным данным. Критерий самопроизвольного протекания реакций, энталпийный и энтропийный факторы процесса. Какие реакции протекают самопроизвольно в водных растворах?
28. Химическое равновесие. Истинное (устойчивое) и кажущееся (кинетическое) равновесия, их признаки. Принцип Ле-Шателье – Брауна и смещение равновесия. Рассмотрите на примере реакции ...
29. Константа химического равновесия. Соотношение величин K_p и K_c для газовых равновесий. Связь $\Delta G^\circ_{\text{хим.реакции}}$ и константы равновесия.
30. Равновесие диссоциации ассоциированных (слабых) электролитов на примере ...
Степень диссоциации, константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
31. Принципы построения шкалы стандартных термодинамических функций образования ионов в водных растворах. Как определить стандартную энталпию образования ... в водном растворе?
32. Равновесие диссоциации воды. Ионное произведение воды. Шкалы величин pH и pOH . Вычисление pH растворов неассоциированных и ассоциированных электролитов.
33. Реакции образования и разрушения комплексных соединений.
34. Буферные растворы и их свойства. Расчет pH буферного раствора состава ...
35. Равновесие растворения и диссоциации малорастворимого электролита. Произведение растворимости. Связь ПР и растворимости (на примере ...). Условия выпадения осадка и растворения малорастворимых электролитов.
36. Произведение растворимости как константа равновесия растворения и диссоциации малорастворимого соединения. Связь ПР с растворимостью на примере ...
37. Необратимый гидролиз. Взаимное усиление гидролиза (совместный гидролиз).
38. Гидролиз солей одновременно по катиону и аниону (обратимый гидролиз). Расчет константы гидролиза, степени гидролиза и pH растворов таких солей.
39. Гидролиз солей по катиону. Способы подавления гидролиза. Расчет константы гидролиза, степени гидролиза и pH растворов солей, гидролизованных по катиону.
40. Гидролиз солей по аниону. Способы подавления гидролиза. Расчет константы гидролиза, степени гидролиза и pH растворов солей, гидролизованных по аниону.