Общая и неорганическая химия.

**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.*

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

[**https://drive.google.com/drive/folders/1Bxv6OSma1iJ\_2cGxOHygY1I5HYqFiFMs**](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**](https://drive.google.com/drive/folders/1XQ1NY3Pk4Xr5F0K4FxzVP_4AW73ttIZ8)

**Для закрепления знаний по изученному материалу рекомендуется составлять конспект лекций и выполнять домашние задания из пособия [12]. Ссылка на пособие:** [**https://drive.google.com/file/d/18IY6pceqGNhKI2JoosKuV8XoSvpr7NLF/view?usp=share\_link**](https://drive.google.com/file/d/18IY6pceqGNhKI2JoosKuV8XoSvpr7NLF/view?usp=share_link)

**Библиографический список.**

[1] Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. М.: Химия, 1981. 630 с.

[2] Карапетьянц 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] Сборник задач с решениями по курсу “Теоретические основы химии” / Под ред.  
 А.Ф. Воробьева; М.: МХТИ им. Д.И. Менделеева, 1984. -48 с.

[8] Задачи по общей химии / Под ред. А.Ф. Воробьева; М.: МХТИ им. Д.И. Менделеева, 1982.- 48 с. **«2532»**

[9] Задания для программированного контроля по курсу “Теоретические основы химии” (основные законы и понятия химии, растворы, равновесие, основы термодинамики) / Под ред. А.Ф. Воробьева; М.:МХТИ им. Д.И. Менделеева, 1986. -48 с. **«3263»**

[10] Задания для программированного контроля по курсу “Теоретические основы химии” (периодический закон, строение молекул, химическая связь) / Под. ред.   
А.Ф. Воробьева; М.: МХТИ им. Д.И. Менделеева, 1986. -48 с. **«3219»**

[11] Индивидуальная домашняя работа в примерах и задачах. 2022. - 144 с. (пособие есть в электронном виде на Google-диске)

[12] Власенко К.К., Дупал А.Я., Соловьев С.Н. Домашние задания по общей и неорганической химии. Часть 1. РХТУ им.Д.И.Менделеева. 2015. 186 с. (пособие есть в электронном виде на Google-диске)

ЛЕКЦИИ

**Лекции 1-2. *Строение атома.***

Волновые свойства материальных объектов. Уравнение де Бройля. 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 понятии. 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.Карапетьянца.

[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, С1F3).

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.).

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

[I] - 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. [I] - 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 энтальпия, их физический смысл. Понятие термодинамической системы. Изолированные системы. Термохимия. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения. Понятие о стандартном состоянии. Стандартные энтальпии образования, растворения и сгорания веществ. Закон Гесса и следствия из него. Использование закона Гесса для вычисления ΔН-реакции и ΔН-связи.

Понятие об энтропии. Абсолютная энтропия и строение вещества. Изменение энтропии в различных процессах. [I] - 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 энтальпией. Физический смысл. Энтальпийный и энтропийный факторы процесса. Связь ΔG°т 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. [I] - 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.

[I] - 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 рН. Способы определения рН. 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.

[I] - 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.

[I] - 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 рКа и рКв. Константа автопротолиза растворителя. Дифференцирующие и нивелирующие растворители. Понятие об электронной теории кислот и оснований. [I] - с.270-287, [2] - с.288-305, [5] – с.115-127.

**Примерный перечень вопросов для итогового контроля освоения дисциплины**

1. Корпускулярно-волновой дуализм. Вычисление длины волны де-Бройля для материального объекта. Как убедиться в появлении волновых свойств материальных объектов?
2. Свойства волновой функции. Понятие об уравнении Шредингера. Квантовые числа как характеристика состояния электрона в атоме.
3. Характеристика состояния электрона в атоме системой квантовых чисел.
4. Принцип Паули и правило Хунда. Сколько максимально электронов может находиться в N–слое, d-оболочке?
5. Электронный слой, электронная оболочка, электронная орбиталь. Максимальное число электронов в слое, оболочке и на орбитали.
6. Энергия электрона в многоэлектронном атоме. Энергетический ряд атомных орбиталей. Электронные формулы атомов Ni, Se и иона Fe3+.
7. Современная формулировка периодического закона. Периодическое изменение свойств на примере энергии ионизации атома и радиуса иона.
8. Атомные и ионные радиусы, как их определяют? Основные закономерности изменения атомных радиусов по периодам и группам периодической системы.
9. Закономерности изменения ионных радиусов (катионы и анионы, d-сжатие, f-сжатие, изоэлектронные ионы).
10. Эффективные заряды атомов в молекулах. Дипольный момент связи, дипольный момент молекулы и ее строение на примерах молекул Н2О и СО2.
11. Относительная сила кислородных кислот и оснований (схема Косселя) на примерах HTcO4 и HMnO4 ; H2SeO4 и H2SeO3; TlOH и Tl(OH)3.
12. Ионная и ковалентная связи, их свойства. Полярная ковалентная связь. Что такое эффективные заряды атомов?
13. Основные положения метода ВС при описании химической связи. Валентные возможности атомов азота, фосфора, фтора и хлора.
14. Донорно-акцепторный механизм образования связи на примере молекул СО, HNO3, и ионов BF4­­­− , NH4+.
15. Гибридные представления при описании химической связи. Изобразите схемы перекрывания атомных орбиталей при образовании связей в молекулах СО2 и ВСl3.
16. Образование кратных связей. Сигма- и пи-связи, их особенности.
17. Процедура наложения валентных схем в методе ВС для описания дробной кратности связи на примерах молекул N2O, HN3, HNO3.
18. Модель отталкивания локализованных электронных пар (метод Гиллеспи). Основные положения на примере молекул SO2 и SO2Cl2..
19. Распределите электроны частицы В2 по молекулярным орбиталям. Определите кратность связи и магнитные свойства частицы.
20. На основе метода молекулярных орбиталей объясните парамагнитные свойства кислорода. Какова кратность связи в молекулярном ионе О2+?
21. Ионная связь как предельный случай ковалентной связи. Поляризация ионов и ее влияние на свойства веществ.
22. Водородная связь: типы водородной связи, порядок величин энтальпий связи. Влияние водородной связи на физико-химические свойства веществ.
23. Типы межмолекулярного взаимодействия (силы Ван-дер-Ваальса).
24. Типичные окислители и восстановители. Приведите примеры.
25. Типы окислительно-восстановительных реакций, приведите примеры.
26. Критерий самопроизвольного протекания ОВР в растворах. Стандартные величины электродных потенциалов. Рассмотрите окисление перманганатом калия в кислой среде ионов Fe2+ и Co2+.
27. Формулировка закона Гесса, условия его выполнения. Энтальпии образования и энтальпии сгорания.
28. Следствия из закона Гесса, при каких условиях выполняется этот закон?
29. Энергия Гиббса, энтальпия; их физический смысл. Связь между энергией Гиббса и энтальпией. Что такое энтропийный и энтальпийный факторы?
30. Энергия Гиббса как термодинамическая функция состояния. Определение и свойства. Вычисление энергии Гиббса процессов по справочным данным.
31. Критерий самопроизвольного течения реакций, энтальпийный и энтропийный факторы процесса.
32. Стандартные термодинамические характеристики. Понятие о стандартном состоянии индивидуальных жидких и кристаллических веществ, газов и растворов.
33. Химическое равновесие. Истинное (устойчивое) и кажущееся (кинетическое) равновесие; их признаки.
34. Константа химического равновесия. Связь величин Кр и Кс для газовых равновесий.
35. Принципы построения шкалы стандартных термодинамических функций образования ионов в водных растворах. Как определить стандартную энтальпию образования хлорида калия в водном растворе?
36. Константа химического равновесия. Связь величин Кр и Кс для газовых равновесий.
37. Идеальные и реальные растворы. Активность, коэффициент активности как мера отклонения свойств компонента реального раствора от его свойств в идеальном растворе.
38. Равновесие диссоциации ассоциированных (слабых) электролитов. Закон разбавления Оствальда.
39. Буферные растворы и их свойства на примере смеси растворов муравьиной кислоты и формиата калия.
40. Равновесие диссоциации воды. Ионное произведение воды. Шкала величин рН и рОН. Вычисление рН растворов неассоциированных кислот и оснований.
41. Произведение растворимости как константа равновесия растворения и диссоциации малорастворимого соединения. Связь ПР с растворимостью.
42. Общее выражение для энергии Гиббса химического процесса применительно к выводу условия выпадения осадка малорастворимого соединения.
43. Условия выпадения осадка и растворения малорастворимых электролитов.
44. Основные понятия химии комплексных соединений.
45. Классификация комплексных соединений по виду координируемых лигандов. Номенклатура комплексных соединений.
46. Равновесие диссоциации комплексных соединений. Константа устойчивости и константа нестойкости.
47. Химическая связь в комплексных ионах с позиций метода валентных связей и теории кристаллического поля. Основные положения теории кристаллического поля
48. Расчет рН растворов солей, гидролизованных по катиону.
49. Гидролиз по аниону. Вычисление константы гидролиза по аниону, ее связь с концентрацией соли и рН раствора.
50. Взаимное усиление гидролиза (совместный гидролиз). Полный (необратимый) гидролиз.
51. Скорость химической реакции. Закон действующих масс. Молекулярность и порядок реакции.
52. Зависимость скорости химической реакции от температуры, энергия (энтальпия) активации. Гомогенный и гетерогенный катализ, примеры.