

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
ТОМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ (НИ ТГУ)

ГЕОЛОГО-ГЕОГРАФИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

УТВЕРЖДАЮ
Декан геолого-географического
факультета



И.А. Тишин

« ___ » _____ 20__ г.

Протокол №6 от 24.06.2022

Рабочая программа дисциплины

Химия

по направлению подготовки

05.03.04 Гидрометеорология

Направленность (профиль) подготовки / специализация:
«Метеорология»

Форма обучения

Очная

Квалификация

Бакалавр


Год приема

2022

Код дисциплины в учебном плане: Б1.О.07

СОГЛАСОВАНО:

Руководитель ОП

 И.В. Кужевская

Председатель УМК

 М.А. Каширо

1. Цель и планируемые результаты освоения дисциплины (модуля)

Целью освоения дисциплины является формирование следующих компетенций:

ОПК-1 – способность применять знания фундаментальных разделов наук о Земле, базовые знания естественно-научного и математического циклов при решении стандартных профессиональных задач

Результатами освоения дисциплины являются следующие индикаторы достижения компетенций:

2. Задачи освоения дисциплины

ИОПК 1.2. Решает задачи профессиональной деятельности на основе современных представлений о свойствах химических веществ и реакций между ними.

3. Место дисциплины (модуля) в структуре образовательной программы

Дисциплина «Химия» относится к обязательной части образовательной программы Б1.О.07; является компонентом базовой части учебного плана подготовки бакалавра.

Дисциплина «Химия», структура которой логически связана со структурой химической науки, знакомит студентов первого курса ГГФ с основами атомно-молекулярного учения, квантово-механической теорией строения атома, теориями химической связи и строения вещества; закономерностями периодической системы по изменению свойств химических элементов и их соединений; физико-химическими теориями растворов, кислотно-основными, окислительно-восстановительными, комплексообразующими, термодинамическими и другими свойствами веществ, их распространением в природе, способами получения и областями применения. Кроме того, дисциплина создает теоретическую и практическую основу для последующего изучения студентами спецкурсов ГГФ.

4. Семестр(ы) освоения и форма(ы) промежуточной аттестации по дисциплине

Семестр 1, зачет.

5. Входные требования для освоения дисциплины

Для успешного освоения дисциплины требуются базовые знания и компетенции, сформированные в ходе освоения дисциплины «Химия» образовательных программ средней школы и образовательных учреждений среднего профессионального образования.

6. Язык реализации

Русский

7. Объем дисциплины (модуля)

Общая трудоемкость дисциплины составляет 3 з.е., 108 часов, из которых:

– лекции: 34 ч;

– практические занятия: 34 ч.

в том числе практических занятий: 34 ч.

Объем самостоятельной работы студента определен учебным планом (40 ч).

8. Содержание дисциплины (модуля), структурированное по темам

Модуль 1. Теоретические разделы химии

1.1. Фундаментальные основы химической науки. Дифференциация и интеграция естественных наук. Предмет химии. Основные стехиометрические законы химии.

Развитие химии в нашей стране. Химия как производительная сила общества. Роль химии в производстве веществ и материалов, в развитии сельского хозяйства, в медицине, в жизни человека. Приоритетные направления развития химии. Химическая и геохимическая формы движения материи. Роль химии в развитии наук о Земле. Проблемы экологии и охраны окружающей среды на современном этапе развития науки и техники.

Основы атомно-молекулярного учения. Основные понятия химии (атом, молекула, вещество, эквивалент, атомная, молекулярная, молярная масса, количество вещества). Понятие о химическом элементе. Понятие об элементарных частицах, образующих атом. Двойственная природа электрона. Электронное строение атома. Модели строения атомов по Э. Резерфорду, Н. Бору, др. Постулаты Н. Бора. Энергетические уровни и подуровни. Основные положения квантовой механики. Волновое уравнение Шредингера. Понятие атомной (электронной) орбитали. Форма граничной поверхности электронной плотности для *s*-, *p*-, *d*-, *f*-состояний. Квантовые числа: главное, орбитальное, магнитное, спиновое. Вырождение электронных орбиталей.

Принципы заполнения электронных орбиталей, подуровней, уровней: наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей. Емкость электронных уровней и подуровней. Электронная структура атомов и ионов. Классификация химических элементов на основе электронных конфигураций атомов.

1.2. Периодический закон Д.И. Менделеева. Периодическое повторение электронных конфигураций атомов и физический смысл периодического закона. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, ее структура (периоды, группы, подгруппы, электронные семейства) и формы (короткопериодная, полудлиннопериодная, длиннопериодная.). Периодическое изменение свойств химических элементов (атомный радиус, сродство к электрону, энергия ионизации, электроотрицательность) и их соединений (летучих водородных соединений, оксидов, гидроксидов, др.) в зависимости от заряда ядра атома (атомного номера) и электронного строения атомов элементов, от положения химического элемента в периодической системе.

1.3. Химическая связь и строение вещества. Природа и типы химической связи; условия ее образования. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, кратность, полярность, направленность, насыщаемость. Описание ковалентной химической связи в теории валентных схем (ВС). Типы ковалентной связи: σ -, π -, δ -связи. Механизмы образования ковалентной связи: обменный, донорно-акцепторный, дативный. Теория гибридизации атомных орбиталей (ГАО). Пространственная конфигурация (геометрия) газообразных ковалентных молекул. Полярные молекулы. Общие принципы описания химической связи по методу молекулярных орбиталей (МО). Связывающие, разрыхляющие, несвязывающие МО. Построение приближенных энергетических диаграмм МО гомо- и гетероядерных молекул на примерах соединений элементов I и II периода. Устойчивость молекул; кратность (порядок) связи; магнитные свойства частиц. Изоэлектронные частицы (молекулы, ионы). Природа водородной связи. Влияние водородной связи на физические и химические свойства веществ. Межмолекулярные взаимодействия: ориентационное, индукционное, дисперсионное. Химическая связь в металлах. Металлическое состояние вещества и его особенности. Элементы зонной теории проводимости. Проводники, полупроводники, изоляторы.

Модуль 2. Теоретическое описание химических реакций

2.1. Закономерности протекания химических процессов. Химическая термодинамика и термохимия. Понятие о внутренней энергии и энтальпии. Первое начало (закон) термодинамики. Изменение внутренней энергии и энтальпии в химической реакции. Стандартные условия. Энтальпия образования вещества. Закон Гесса, следствия из него. Понятие об энтропии. Второе начало (закон) термодинамики. Понятие об изобарно-

изотермическом потенциале (энергии Гиббса). Изменение энергии Гиббса, как критерий возможности протекания химического процесса. Влияние энтальпийного и энтропийного факторов на направление химического процесса.

Химическая кинетика. Понятие скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции: природа реагентов, концентрация реагентов, условия проведения реакции (температура, давление, наличие катализатора, облучение и др.). Основной закон химической кинетики. Константа скорости химической реакции. Порядок и молекулярность реакции. Понятие об энергии активации. Понятие о механизмах химических реакций. Катализ и катализаторы.

Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение равновесия. Принцип Ле Шателье. Гомогенное и гетерогенное равновесие. Понятие о компоненте, фазе. Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса. Диаграмма состояния воды.

2.2. Растворы, их типы и свойства. Типы растворов. Истинные растворы. Растворы как динамически равновесные системы. Энергетические эффекты процессов растворения. Зависимость процесса растворения от природы и свойств растворителя и растворенного вещества. Понятие об идеальном растворе. Общие (коллигативные) свойства растворов. Законы Рауля, Вант-Гоффа. Осмотическое давление. Осмос в природе. Растворы электролитов. Понятие об изотоническом коэффициенте. Современные представления о природе кислот и оснований. Теория электролитической диссоциации (ТЭД) С. Аррениуса. Константа диссоциации (ионизации). Ионное произведение воды. Понятие о водородном показателе рН. Гидролиз солей. Константа гидролиза. Гетерогенное равновесие "осадок–насыщенный раствор". Труднорастворимые электролиты. Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадков.

2.3. Основы электрохимических процессов. Понятия электрохимии: процессы окисления, восстановления, окислитель, восстановитель, стандартный электродный потенциал, электродвижущая сила процесса. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) в растворах. Критерии возможного направления ОВР. Гальванический элемент. Электролиз растворов и расплавов электролитов. Законы электролиза. Подбор коэффициентов в уравнениях ОВР методом ионно-электронного баланса.

Модуль 3. Обзор химии элементов и их важнейших соединений

3.1. Классификации и номенклатура химических элементов и неорганических соединений. Принципы классификации химических элементов на основе электронного строения их атомов (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-элементы). Геохимическая классификация элементов. Распространенность химических элементов в природе, связь со строением атомов элементов. Миграция и концентрация элементов в земной коре. Редкие и рассеянные элементы. Общие закономерности изменения химических свойств простых веществ и химических соединений. Основы химической номенклатуры.

3.2. Общая характеристика и обзор химии неметаллов. Положение элементов-неметаллов в периодической системе Д.И. Менделеева. Химические, физические свойства, природные формы простых веществ-неметаллов. Принципы получения, применение неметаллов.

Водород. Свойства водорода, обусловленные строением его атома (сходство с элементами IA и VIIA групп периодической системы). Окислительно-восстановительные свойства. Соединения водорода, особенности их химических свойств. Условия образования гидрид-иона. Вода: строение молекулы, свойства и реакционная способность. Вода как уникальный растворитель, ионизирующая способность воды. Роль воды в природе. Методы очистки воды.

Элементы VIIA группы периодической системы – галогены. Общая характеристика элементов. Галогеноводороды. Хлор. Хлороводород, соляная кислота, хлориды. Оксосоединения хлора.

Элементы VIA группы периодической системы – халькогены. Общая характеристика элементов. Кислород. Оксиды, пероксиды, озониды; особенности их строения и свойств. Сера. Соединения серы и их свойства: оксиды, сероводород, сульфиды, серная кислота и сульфаты, сернистая кислота и сульфиты.

Элементы VA группы периодической системы. Общая характеристика элементов. Азот. Аммиак. Соли аммония. Оксиды азота. Азотная и азотистая кислоты, их соли. Азотные удобрения. Фосфор. Фосфин и фосфиды. Оксиды фосфора(III, V). Фосфорные кислоты. Фосфаты. Фосфорные удобрения.

Элементы IVA группы периодической системы. Общая характеристика элементов. Углерод и кремний. Оксиды углерода(II, IV) и кремния; угольная и кремневая кислоты; карбонаты и силикаты.

3.3. Общая характеристика и обзор химии металлов. Нахождение металлов в природе и принципы извлечения их из руд. Положение элементов-металлов в периодической системе Д.И. Менделеева. Особенности электронного строения атомов металлов. Общие физические и химические свойства металлов. Оксиды и гидроксиды металлов. Комплексообразующая способность металлов. Коррозия металлов и способы защиты от нее. Применение металлов и сплавов. Биогенные металлы.

Металлы главных подгрупп I-III групп периодической системы (*s*-, *p*- металлы). Свойства щелочных и щелочноземельных металлов, их соединений. Алюминий. Строение атома. Распространенность в природе. Свойства алюминия и его соединений. Амфотерный характер оксида и гидроксида. Аллюминаты. Аллюмосиликаты. Получение и применение алюминия в технике.

Металлы побочных подгрупп периодической системы (*d*-, *f*-металлы). Состав и свойства оксидов и гидроксидов металлов в зависимости от степени окисления. Особенности химии *d*-элементов. Химия элементов триады железа.

9. Текущий контроль по дисциплине

Текущий контроль по дисциплине проводится путем контроля посещаемости, проведения двух контрольных работ (по темам «Строение атома. Периодический закон и периодическая система. Химическая связь» и «Растворы»), выполнения внеаудиторных индивидуальных заданий (ИЗ 1-4), проверки выполнения домашних заданий по темам семинарских и практических занятий, и фиксируется в форме контрольной точки не менее одного раза в семестр.

10. Порядок проведения и критерии оценивания промежуточной аттестации

Зачет в первом семестре проводится по билетам. Билет содержит две части вопросов: часть 1 – десять тестовых заданий по теоретическому курсу, предполагающих выбор одного или двух правильных ответов из числа предложенных (10 баллов), часть 2 – расчетные задачи, задания на составление уравнений реакций, вопросы по номенклатуре химических соединений и из природных форм (15 баллов); ответы на вопросы второй части даются в развернутой форме и предполагают краткую интерпретацию (объяснение) полученных результатов при составлении уравнений реакций и решении расчетных задач.

Вопросы первой и второй части проверяют компетенции ИОПК 1.2.

Продолжительность зачета 2,5 часа.

Примерный перечень теоретических вопросов

(Часть 1. Тест, максимум 10 баллов; в заданиях следует выбрать один или два правильных ответа из предложенных)

1. Конфигурация валентных электронов в основном состоянии и электронное семейство для атома As:

- а) [Ar] 3d¹⁰4s²4p³, б) [Kr] 4d¹⁰5s²5p³, в) [Ar] 4s²4p³,
 г) [Kr] 5s²5p³, д) р-семейство; е) d-семейство.
2. Энергия ионизации атома уменьшается в ряду элементов:
 а) P–S–C–Ar; б) In – Ga – Al – B;
 в) N – P – Si– Ge; г) In – As – S – F.
3. Кратность связи в молекуле N₂ составляет (ответ подтвердите построением диаграммы молекулярных орбиталей):
 а) 0; б) 1; в) 2; г) 3.
4. Пространственная конфигурация молекулярного иона H₃O⁺ и величина валентного угла связей в нем:
 а) тригональная пирамида; г) 180°;
 б) угловая; д) 108° 29';
 в) тетраэдр; е) 107° 30'.
5. Среди ряда галогенидов наибольшую температуру плавления имеет:
 а) PCl₃; б) AlCl₃; в) NaCl; г) MgCl₂.
6. При одновременном увеличении концентрации вещества А в 2 раза и уменьшении концентрации вещества В в 2 раза скорость химической реакции
 $2A_{(г)} + B_{(г)} \rightarrow A_2B_{(г)}$
 а) увеличится в 2 раза; б) увеличится в 4 раза;
 в) не изменится; г) уменьшится в 2 раза
7. В системе NOCl₂(г) + NO(г) ⇌ 2NOCl(г) при некоторой температуре равновесные концентрации веществ составляют: [NOCl₂] = 0,05 моль/л; [NO] = 0,55 моль/л; [NOCl] = 0,08 моль/л. Константа равновесия реакции при данной температуре равна:
 а) 2,909; б) 0,344; в) 0,233 г) 4,297.
8. При электролизе раствора сульфата цинка с инертными электродами на аноде выделяется:
 а) цинк; б) кислород; в) водород; г) сера.
9. Октаэдрическое строение и sp³d² гибридизация АО ц. а. соответствуют комплексной частице:
 а) [Fe(C₂O₄)₃]³⁻; б) [Hg(NH₃)₄]²⁺; в) [SbF₄]⁻; г) [Zn(H₂O)₄]²⁺.
10. В схеме превращений:
 $Al \xrightarrow{1} AlCl_3 \xrightarrow{2} Al(OH)_3 \xrightarrow{3} Al_2O_3 \xrightarrow{4} Al \xrightarrow{5} Na[Al(OH)_4] \xrightarrow{6} AlCl_3$
 применение раствора щелочи требуется на стадиях:
 а) 1; б) 2; в) 3; г) 4; д) 5; е) 6.

Примеры задач:

(Часть 2. Задания со свободным ответом, предполагающие составление уравнений реакций, расчеты, объяснение, интерпретацию; максимум 15 баллов).

1. Для реакции $2SO_2(г) + O_2(г) = 2SO_3(г)$ определите стандартную энергию Гиббса $\Delta G_{p-шм, 298}^{\circ}$, если $\Delta S_{p-шм, 298}^{\circ} = -187$ Дж/К, $\Delta H_{p-шм, 298}^{\circ} = -198$ кДж.
2. Рассчитайте молярную концентрацию и моляльность серной кислоты в растворе, содержащем 4% (мас.) растворенного вещества (плотность раствора 1,025 г/см³).
3. Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде для солей:
 а) сульфит калия; б) нитрат алюминия.
 В какой цвет и почему будет окрашен лакмус в водных растворах этих солей? Дайте объяснения.
4. Допишите недостающие продукты реакции. Подберите стехиометрические коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции методом ионно-электронного баланса (методом полуреакций). Укажите окислитель и восстановитель:
 $KI + KBrO_3 + HCl \rightarrow I_2 + KBr + \dots + H_2O$
5. Укажите классы соединений, к которым можно отнести следующие минералы: а) SiO₂ – кварц; б) CuFeS₂ – халькопирит; в) Cu₂(OH)₂CO₃ – малахит. Дайте названия этим соединениям по международной номенклатуре IUPAC.

Результаты зачета определяются числом набранных баллов» от 15 до 25 баллов – «зачтено», менее 15 баллов – «незачтено».

11. Учебно-методическое обеспечение

- а) Электронный учебный курс по дисциплине в электронном университете «Moodle» - <https://moodle.tsu.ru/course/view.php?id=00000>
- б) Оценочные материалы текущего контроля и промежуточной аттестации по дисциплине.
- в) План семинарских / практических занятий по дисциплине.
- г) Методические указания по проведению лабораторных работ.
- д) Методические указания по организации самостоятельной работы студентов.

12. Перечень учебной литературы и ресурсов сети Интернет

а) основная литература:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. - М.: Высшая школа, 2009. - 743 с.
2. Гельфман М.И. Неорганическая химия: [учебное пособие для студентов, обучающихся по технологическим направлениям и специальностям] / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. - Санкт-Петербург: Лань, 2009. - 527 с.
3. Князев Д.А. Неорганическая химия: учебник для бакалавров / Князев Д.А., Смартыгин С.Н. - М.: Юрайт, 2014. – 591 с.

б) дополнительная литература:

1. Общая химия / Под. ред. Соколовской Е. М., Гузеев Л. С. – М.: Изд-во МГУ, 1989. – 638 с.
2. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. – М.: Химия, 1981. – 592 с.
3. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. Ч. 1– М.: Изд-во МГУ, 1991. – 476 с.
4. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. Ч. 2– М.: Изд-во МГУ, 1994. – 624 с.
5. Борило Л.П., Козик В.В., Бузник В.М. Химия. Учебное пособие. – Томск: Изд-во: ТГУ, 2006. – 192 с.
6. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии. Учебно-методическое пособие для студентов нехимических специальностей / сост.: Бобкова Л.А., Коротченко Н.М. - Томск: Издательский Дом ТГУ, 2015. - 114 с.

в) ресурсы сети Интернет:

1. Сайт Института дистанционного обучения НИ ТГУ / Мишенина Л.Н. УМК Общая химия. - // Электронно-образовательный ресурс, Изд-во: Томск, 2008, на CD –диске и на сайте ТГУ: ido.tsu.ru.
2. Сайт химического факультета МГУ <http://chembaby.com/obshhaya-i-neorganicheskaya-ximiya/>
3. Сайт кафедры неорганической химии химического факультета МГУ / <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/general/praktika/welcome.html>

13. Перечень информационных ресурсов

а) лицензионное и свободно распространяемое программное обеспечение:

– Microsoft Office Standart 2013 Russian: пакет программ. Включает приложения: MS Office Word, MS Office Excel, MS Office PowerPoint, MS Office On-eNote, MS Office Publisher, MS Outlook, MS Office Web Apps (Word Excel MS PowerPoint Outlook);

– публично доступные облачные технологии (Google Docs, Яндекс диск и т.п.).

б) информационные справочные системы:

– Электронный каталог Научной библиотеки ТГУ – <http://chamo.lib.tsu.ru/search/query?locale=ru&theme=system>

- Электронная библиотека (репозиторий) ТГУ –
<http://vital.lib.tsu.ru/vital/access/manager/Index>
– ЭБС Лань – <http://e.lanbook.com/>
– ЭБС Консультант студента – <http://www.studentlibrary.ru/>
– Образовательная платформа Юрайт – <https://urait.ru/>
– ЭБС ZNANIUM.com – <https://znanium.com/>
– ЭБС IPRbooks – <http://www.iprbookshop.ru/>

14. Материально-техническое обеспечение

Аудитории для проведения занятий лекционного типа.

Аудитории для проведения занятий семинарского типа, индивидуальных и групповых консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации.

Помещения для самостоятельной работы, оснащенные компьютерной техникой и доступом к сети Интернет, в электронную информационно-образовательную среду и к информационным справочным системам.

Аудитории (лаборатории), оборудованные для проведения лабораторных занятий по химии и химического эксперимента.

15. Информация о разработчиках

Коротченко Наталья Михайловна, кандидат химических наук, доцент, кафедра неорганической химии НИ ТГУ, доцент.