

Московский государственный университет имени М.В.Ломоносова
Географический факультет

«Утверждено»
Декан географического факультета,
член-корр. РАН С.А. Добролюбов



Согласовано
Учебно-методической комиссией
факультета

« 12 » декабря 2019 г.
протокол № 16
(Signature)

ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

«ХИМИЯ»

по направлению подготовки 05.03.03 «Картография и геоинформатика»
уровня высшего образования бакалавриат
с присвоением квалификации «бакалавр»

Направленность (профиль): общий

Рабочая программа дисциплины разработана в соответствии с самостоятельно установленным МГУ образовательным стандартом (ОС МГУ) для реализуемых основных профессиональных образовательных программ высшего образования по направлению подготовки «Картография и геоинформатика» (*программы бакалавриата, магистратуры, реализуемых последовательно по схеме интегрированной подготовки*) в редакции приказа МГУ от 30 декабря 2016 г.

1. Цели освоения дисциплины

Дисциплина "Химия" имеет целью получение студентами представлений о закономерностях протекания химических реакций в различных средах и развитие у студентов химического мировоззрения.

2. Место дисциплины в структуре ООП

Дисциплина «Химия» входит в общенаучный цикл базовой части и изучается во 2 семестре.

Основой для успешного изучения дисциплины служат знание свойств химических элементов и их важнейших неорганических и органических соединений в объеме программы средней школы, умение составлять уравнения химических реакций и проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям, владение навыками применения формул математики и физики для объяснения физических явлений и проведения расчетов.

3. Требования к результатам освоения дисциплины

В соответствии с ОС МГУ и «Оценочными и методическими материалами формирования компетенций, оценивания уровня знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности у обучающихся и выпускников» освоение дисциплины направлено на формирование следующих компетенций и получение следующих результатов обучения:

Компетенции выпускников образовательной программы	Планируемые результаты обучения по дисциплине
Способность в контексте профессиональной деятельности использовать знания об основных понятиях, объектах изучения и методах естествознания (УК-5.Б, формируется частично)	<p>Знать основные понятия, объекты изучения и методы области естествознания - химии, свойства важнейших химических веществ, основные понятия химии и химическую терминологию</p> <p>Уметь применять основные законы химической термодинамики и химической кинетики для определения возможности протекания и условий протекания химических реакций</p> <p>Уметь проводить расчеты химических равновесий в газовой и жидкой фазах</p> <p>Владеть способностью использовать знания об основных понятиях, объектах изучения и методах естествознания в контексте профессиональной деятельности</p>
Владение знаниями фундаментальных разделов естественных наук в объеме, необходимом для географического картографирования (ОПК-3.Б, формируется частично)	<p>Знать важнейшие химические реакции, лежащие в основе технологических процессов</p> <p>Уметь использовать химические знания для объяснения процессов, протекающих в природе</p>

4. Структура и содержание дисциплины

Объем дисциплины и виды учебной работы.

Общая трудоемкость дисциплины составляет 2 зачетные единицы.
 Общая аудиторная нагрузка – 52 часа, в т.ч. лекции – 26 часов и семинары – 26 часов.
 Объем самостоятельной работы студентов – 20 академических часов.

№ п/ п	Раздел (тема) дисциплины	Семестр	Виды учебной работы, включая СРС и трудоемкость (в часах)			Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра) Форма промежуточной аттестации (по семестрам)
			Контактная работа		СРС	
			лекция	семинар		
1	Тема 1. Строение атома и химическая связь	2	6	6	2	Выполнение домашних заданий Коллоквиум
2	Тема 2. Основы химической термодинамики и химической кинетики	2	6	8	3	Выполнение домашних заданий Коллоквиум
3	Тема 3. Реакции в растворах: кислотно-основные взаимодействия, образование и растворение осадков.	2	8	8	3	Выполнение домашних заданий Коллоквиум
4	Тема 4. Окислительно-восстановительные реакции	2	6	6	4	Выполнение домашних заданий Коллоквиум
5	Промежуточная аттестация	2			4	Зачет
	Итого		26	26	20	

5. Содержание дисциплины

Тема 1. Строение атома и химическая связь. Строение атома, атомные орбитали. Связь свойств элемента с его положением в Периодической системе. Типы химической связи и механизмы ее образования. Условия образования ковалентной химической связи. Электроотрицательность. Важнейшие классы химических соединений и типы химических реакций.

Тема 2. Основы химической термодинамики и химической кинетики. Энтальпия. Энтропия. Энергия Гиббса. Стандартное состояние вещества. Константа химического равновесия, ее расчет. Расчеты с использованием констант равновесия. Смещение химического равновесия. Скорость химической реакции, зависимость от концентрации реагирующих веществ и от температуры. Катализаторы и ингибиторы.

Тема 3. Реакции в растворах: кислотно-основные взаимодействия, образование и растворение осадков. Способы выражения концентрации растворов. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации. Кислоты, основания, амфолиты. Водородный показатель (рН). Гидролиз солей. Среда буферных растворов. Произведение растворимости малорастворимого сильного электролита. Условия образования и растворения осадков.

Тема 4. Окислительно-восстановительные реакции

Окислители и восстановители. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронно-ионно-го баланса. Гальванический элемент. Электродный потенциал, разность потенциалов, ее связь с энергией Гиббса реакции. Уравнение Нернста, возможность протекания окислительно-восстановительной реакции в реальных условиях.

6. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов по дисциплине

Студентам предоставляется программа курса, план занятий и перечень заданий для самостоятельной работы. По каждой теме указывается материал в источниках из списков основной и вспомогательной литературы, а также из интернет-ресурсов. Дополнительные материалы размещаются на сайте кафедры общей химии: www.chem.msu.ru/rus/teaching/general.html

7. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости

Примеры задач домашних заданий:

1. Напишите уравнение реакции железа с кислородом, в результате которой образуется Fe_3O_4 . Вычислите массовую долю (%) железа в составе Fe_3O_4 .
2. Напишите уравнение реакции растворения магния в избытке соляной кислоты. Сколько было взято магния, если в результате реакции образовалось 36 г хлорида магния? Какой объем займет выделившийся водород при $25^\circ C$ и давлении 97 кПа? Сколько граммов 10% соляной кислоты необходимо для растворения этого количества магния?
3. Начальные концентрации веществ, участвующих в протекающей в газовой фазе реакции
 $CO + H_2O = CO_2 + H_2$,
были равны (моль/л): $C_{CO} = 0,3$, $C_{H_2O} = 0,4$, $C_{CO_2} = 0,05$, $C_{H_2} = 0$. Чему будут равны концентрации всех веществ в момент, когда прореагирует половина оксида углерода(II), если объем смеси не изменился?
4. В мерную колбу объемом 250 мл поместили 4,9 г чистой серной кислоты, довели объем до метки дистиллированной водой и перемешали содержимое. Чему равна молярная концентрация полученного раствора серной кислоты? Сколько моль серной кислоты содержится в 50 мл полученного раствора?

Примеры заданий коллоквиума № 1

1. Составьте электронные конфигурации (распределение электронов по уровням и подуровням) а) атома кремния б) хлорид-иона
2. Объясните лекционный опыт по окрашиванию пламени солями металлов.
3. Расставьте в порядке возрастания электроотрицательности следующие элементы: В, С, Са, Cl, F, К, Mg.
не пользуясь таблицей электроотрицательностей, а только исходя из положения элементов в Периодической системе.
4. На основании энергетических диаграмм атомов кислорода и серы предскажите возможные валентные состояния этих атомов в молекулах. Приведите примеры соответствующих соединений.
5. Объясните донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи на примере иона аммония.
6. Молекула ацетилена имеет формулу C_2H_2 . Нарисуйте структурную формулу этой молекулы, если валентность углерода в ней равна 4. Какова гибридизация атомов углерода в этой молекуле? Перекрытие каких АО приводит к образованию σ -

- связей, а каких – к образованию π -связей? (линию, соединяющую ядра атомов С, примите за ось x)
7. Молекула этилена имеет формулу C_2H_4 . Нарисуйте структурную формулу этой молекулы, если валентность углерода в ней равна 4. Какова гибридизация атомов углерода в этой молекуле? Перекрытие каких АО приводит к образованию σ -связей, а каких – к образованию π -связей? (линию, соединяющую ядра атомов С, примите за ось x)
 8. Какова гибридизация валентных орбиталей атома углерода а) в молекуле метана, б) в молекуле диоксида углерода, в) в карбонат-ионе? Какое строение имеют эти молекулы и ион?
 9. Приведите по три примера веществ с атомно-ковалентным строением, молекулярным строением, ионных веществ и металлов.
 10. Приведите три примера аллотропии. Объясните, почему графит и алмаз различаются по свойствам.
 11. Приведите примеры элементов-неметаллов, которые образуют простые вещества с металлическими свойствами.
 12. При каких условиях между молекулами образуются водородные связи? Приведите примеры веществ, в которых присутствуют водородные связи. Как водородные связи отражаются на свойствах веществ?

Примеры заданий коллоквиума № 2

- 1) Реакция идет с выделением газообразных продуктов. Какой тепловой эффект – измеренный при постоянном объеме или при постоянном давлении – будет больше?
- 2) Энтальпия превращения жидкого брома в газообразный равна 30,9 кДж/моль. В каком случае выделится больше теплоты – при взаимодействии цинка с жидким бромом или с газообразным бромом?
- 3) Сформулируйте закон Гесса и приведите пример его применения.
- 4) Что такое энтальпия образования вещества? Может ли энтальпия образования вещества быть отрицательной величиной?
- 5) Как по табличным значениям энтальпий образования участников реакции вычислить энтальпию реакции? Обоснуйте это правило, пользуясь законом Гесса.
- 6) Что такое термодинамическая вероятность? Как связаны термодинамическая вероятность и энтропия?
- 7) Может ли энтропия вещества быть отрицательной величиной?
- 8) Как изменяется энтропия при нагревании вещества? При его плавлении? Испарении?
- 9) Нарисуйте график, показывающий как изменяется энтропия воды при нагревании от -20°C до $+120^\circ\text{C}$.
- 10) Предскажите знак изменения энтропии в результате следующих процессов:
 - а) $2\text{NO}(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{NO}_2(\text{г.})$
 - б) $2\text{N}_2\text{O}_5(\text{г.}) = 4\text{NO}_2(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.})$
 - в) $\text{H}_2\text{O}(\text{ж.}) = \text{H}_2\text{O}(\text{г.})$
 - г) $\text{CaCO}_3(\text{к.}) = \text{CaO}(\text{к.}) + \text{CO}_2(\text{г.})$
 - д) $\text{NH}_3(\text{г.}) + \text{HCl}(\text{г.}) = \text{NH}_4\text{Cl}(\text{к.})$
- 11) Энтропия вещества зависит от температуры. Почему же энтропию реакции в приближенных расчетах считают не зависящей от температуры величиной?
- 12) Запишите константы равновесия для следующих процессов:
 - а) $2\text{NO}(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{NO}_2(\text{г.})$
 - б) $2\text{NO}_2(\text{г.}) = \text{N}_2\text{O}_4(\text{г.})$
 - в) $\text{O}_2(\text{г.}) = \text{O}_2(\text{р-р.})$
 - г) $\text{H}_2\text{O}(\text{ж.}) = \text{H}_2\text{O}(\text{г.})$

- д) $\text{CaCO}_3(\text{к.}) = \text{CaO}(\text{к.}) + \text{CO}_2(\text{г.})$
 е) $\text{NH}_3(\text{г.}) + \text{HCl}(\text{г.}) = \text{NH}_4\text{Cl}(\text{к.})$
- 13) Какие термодинамические данные нужны для того, чтобы вычислить константу равновесия реакции при заданной температуре? Объясните процедуру расчета на примере реакций
 а) $2\text{NO}(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{NO}_2(\text{г.})$ при температуре 25°C и 800°C
 б) $\text{CaCO}_3(\text{к.}) = \text{CaO}(\text{к.}) + \text{CO}_2(\text{г.})$ при температуре 25°C и 1000°C
- 14) Реакция
 $2\text{NO}(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{NO}_2(\text{г.})$
 сопровождается выделением теплоты. Пользуясь принципом Ле Шателье-Брауна, объясните, в каком направлении смещается равновесие
 а) при добавлении в равновесную смесь диоксида азота NO_2
 б) при сжатии реакционной смеси;
 в) при повышении температуры
- 15) Какова размерность скорости гомогенной реакции?
 16) Что такое константа скорости, от каких условий проведения реакции она зависит и от каких – не зависит?
 17) Что такое порядки реакции по реагентам? Какие значения могут принимать порядки реакции? Что такое суммарный порядок реакции?
 18) Скорость расходования кислорода в газофазной реакции
 $4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{HNO}_3$,
 при определенных условиях равна 0,001 моль/л·с. Чему при этом равна скорость расходования паров воды? Скорость расходования NO_2 ? Скорость образования HNO_3 ?
 19) Почему скорость большинства химических реакций увеличивается с ростом температуры?
 20) Какое уравнение описывает зависимость скорости реакции от температуры? Объясните смысл входящих в это уравнение величин.
 21) Откуда берется энергия, необходимая молекулам для того, чтобы они могли вступить в реакцию?
 22) Изобразите энергетический профиль реакции, протекающей с выделением теплоты. Укажите на рисунке энергию активации прямой и обратной реакции.
 23) У одной реакции энергия активации невелика, у другой – гораздо больше. Скорость какой из этих реакций сильнее зависит от температуры?
 24) Объясните, что такое катализ и почему в присутствии катализатора увеличивается скорость химической реакции.
 25) Приведите примеры гомогенного и гетерогенного катализа.

Примеры заданий коллоквиума № 3

- 1) Что такое электролитическая диссоциация? Что такое сильные и слабые электролиты? Запишите константы диссоциации а) уксусной кислоты б) аммиака в водном растворе.
 2) Что такое ионное произведение воды? Какова его зависимость от температуры?
 3) Что такое водородный показатель pH? Как вычисляется pH раствора сильной кислоты и сильного основания? В качестве примера вычислите pH 0,01 М раствора HCl и 0,001 М раствора NaOH.
 4) При вычислении степени диссоциации и pH слабых электролитов в каких случаях это можно сделать с использованием приближенных формул, а в каких случаях необходимо применять точные формулы?

- 5) Смешали 200 мл 0,1 М раствора CaCl₂, 400 мл 0,2 М раствора NaCl и 400 мл воды. Вычислите концентрации всех ионов в растворе.
- 6) Что такое буферные растворы? Какими свойствами они обладают? Приведите примеры буферных растворов.
- 7) Выведите формулу для расчета рН буферного раствора, состоящего из слабого основания (например, NH₃) и его соли (например, NH₄Cl).
- 8) Какая среда образуется в водном растворе карбоната натрия? Напишите уравнение реакции, определяющей среду, и выведите формулы, позволяющие вычислить рН раствора Na₂CO₃ заданной концентрации.
- 9) При каких условиях гидролиз соли происходит полностью (необратимо)? Приведите примеры реакций полного гидролиза.
- 10) На примере взаимодействия 0,01 М растворов MgCl₂ и NaF объясните, каким образом можно определить возможность образования осадка малорастворимой соли.
- 11) При добавлении хлорида железа к горячей воде раствор приобретает красно-коричневый цвет. Какая химическая реакция происходит в этом растворе? Почему она не протекает в растворе при комнатной температуре?
- 12) Объясните, почему дождевая вода имеет слабокислую среду, а после контакта с известняковыми породами ее среда становится слабощелочной. Напишите уравнения соответствующих реакций и запишите константы равновесия.
- 13) Зачем в состав стиральных порошков включают соду и фосфаты натрия? Напишите уравнения реакций, проходящих в растворах стиральных порошков, с участием этих веществ.
- 14) Напишите уравнения реакций, протекание которых в атмосфере приводит к образованию кислотных дождей.

Примеры заданий коллоквиума № 4

1. Какие вещества называют окислителями, а какие – восстановителями? Приведите по 3 примера веществ, проявляющих преимущественно окислительные и преимущественно восстановительные свойства, и напишите уравнения реакций, в которых проявляются эти свойства.
2. Какая величина характеризует силу окислителя? Что является более сильным окислителем
 - а) Au³⁺ или Co³⁺;
 - б) Cl₂ или PbO₂ (в кислой среде);
 - в) Cl₂ или PbO₂ (в щелочной среде)?
 - г) Zn²⁺ или Cu²⁺ ?
3. Выведите уравнение, определяющее зависимость электродного потенциала процесса

$$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$$
 от рН раствора (концентрации всех остальных ионов равны 1 моль/л).
 Как изменяется окислительная способность перманганат-иона с увеличением рН ?
4. Выведите уравнение, определяющее зависимость электродного потенциала процесса

$$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e^- = \text{MnO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$$
 от рН раствора (концентрация перманганат-ионов равна 1 моль/л).
 Как изменяется окислительная способность перманганат-иона с уменьшением рН ?
5. Выведите уравнение, определяющее зависимость электродного потенциала процесса

$$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2\text{O}_2$$
 от рН раствора (концентрация H₂O₂ равна 1 моль/л, а давление кислорода – 1 атм).
 Как изменяется восстановительная способность пероксида водорода с уменьшением рН ?

6. Вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из медной пластинки, опущенной в 1М раствор CuSO_4 , и никелевой пластинки, опущенной в 1М раствор NiCl_2 . Напишите уравнение протекающей в этом элементе реакции, запишите константу равновесия этой реакции. Что произойдет с ЭДС этого элемента, если раствор CuSO_4 разбавить водой?
7. Какие продукты выделяются на катоде и аноде при электролизе водного раствора NaF ?
8. Какие продукты выделяются на катоде и аноде при электролизе водного раствора AgF ?
9. Запишите уравнение Нернста для процесса восстановления пероксида водорода

$$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- = 2\text{H}_2\text{O}$$
 В какой среде – сильноокислой или слабоокислой – пероксид водорода будет более сильным окислителем?
10. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнения реакций, протекающих в водных растворах:
 а) $\text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 б) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 в) $\text{FeCl}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{KCl} + \text{I}_{2(\text{к.})}$
 Определите ΔE° этих реакций. Могут ли они самопроизвольно протекать при стандартных условиях и стандартных состояниях реагирующих веществ?
11. Методом электронно-ионного баланса составьте уравнение реакции

$$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{NO}_2 + \dots$$

$$\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}\uparrow + \dots$$

$$\text{Cl}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$$

$$\text{HNO}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{I}_2 + \dots$$

$$\text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KBr} + \dots$$

$$\text{Cl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KCl} + \dots$$

$$\text{HNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \dots$$

 Вычислите ЭДС этой реакции. Сделайте вывод о возможности ее самопроизвольного протекания. Запишите выражение для константы равновесия.
12. При каком значении рН электродный потенциал процесса

$$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$$
,
 будет равен 0,91 В, если стандартный электродный потенциал этого процесса равен +0,60 В, а концентрация перманганат-ионов равна 1 моль/л ?
13. При каком значении рН электродный потенциал процесса

$$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e^- = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$$
,
 будет равен +0,800 В, если стандартный электродный потенциал этого процесса равен +0,957 В, концентрация нитрат-ионов равна 1 моль/л, а парциальное давление NO – 1 атм?
14. В каком случае увеличится скорость коррозии куска железа:
 а) если опустить его в соленую воду;
 б) если соединить его с куском меди;
 в) если соединить его с куском цинка.
 Ответ поясните.

8. Формы и содержание промежуточной аттестации

Устный зачет.

Зачет проходит по билетам, включающим 4 вопроса: один – №№ 1-15, второй – №№ 16-39, третий – №№ 40-55, четвертый – №№ 56-62. Ответ на каждый из вопросов оценивается оценкой "неудовлетворительно", "удовлетворительно", "хорошо" или

"отлично". Если за соответствующий коллоквиум студент имеет положительную оценку, то эта оценка может быть зачтена вместо оценки за соответствующий вопрос. При не менее чем удовлетворительном ответе на каждый из вопросов студент получает оценку "зачет" по дисциплине в целом.

Перечень вопросов к зачету:

1. Строение атомов. Атомные орбитали, порядок их заполнения
2. Энергетические диаграммы и электронные конфигурации атомов и ионов
3. Энергия ионизации атома, энергия сродства атома к электрону
4. Электроотрицательность атомов
5. Закономерности изменения свойств элементов в Периодической системе Д.И. Менделеева
6. Элементы-металлы и элементы-неметаллы
7. Условия и механизмы образования ковалентной химической связи
8. Полярная и неполярная ковалентная связь
9. Связывание σ - и π -типа. Кратные связи. Кратность (порядок) связи
10. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации. Примеры молекул.
11. Число химических связей, образуемых элементами II и III периода
12. Ионная связь, условия образования. Свойства ионных соединений.
13. Металлическая связь. Механизм образования и свойства веществ-металлов.
14. Силы Ван-дер-Ваальса. Молекулярные вещества, их свойства.
15. Водородные связи. Их влияние на свойства веществ.
16. Предмет химической термодинамики
17. Стандартные термодинамические условия
18. Стандартное состояние вещества
19. Энтальпия химической реакции. Стандартная энтальпия реакции
20. Энтальпия образования вещества
21. Закон Гесса, его следствия
22. Макро- и микроскопическое определение понятия "энтропия"
23. Типичные процессы, в которых энтропия возрастает и убывает
24. Энергия Гиббса, ее расчет
25. Состояние химического равновесия.
26. Константа равновесия, запись константы равновесия. Расчеты равновесных концентраций
27. Расчет константы равновесия по термодинамическим данным
28. Температурная зависимость константы равновесия
29. Принцип Ле Шателье, его термодинамическое обоснование
30. Скорость гомогенной и гетерогенной химической реакции.
31. Кинетическое уравнение реакции. Порядок реакции.
32. Элементарные и сложные реакции. Молекулярность реакции.
33. Температурная зависимость скорости химической реакции. Энергия активации и энергетический профиль реакции.
34. Уравнение Аррениуса. Кинетическое обоснование принципа Ле Шателье.
35. Понятие о механизме сложной реакции. Последовательные и параллельные реакции.
36. Радикальные цепные реакции. Реакции с разветвленной цепью. Фотохимические реакции.
37. Образование и распад озона в атмосфере
38. Катализ. Катализаторы, промоторы, яды. Механизм действия катализаторов.
39. Ингибиторы, механизм их действия.
40. Вода, причины особенности ее свойств. Строение воды и льда.
41. Диаграмма состояния воды. Тройная точка. Сверхкритическое состояние.

42. Растворы, способы выражения концентрации растворов
43. Растворимость, температурная зависимость растворимости
44. Электролитическая диссоциация, сольватация ионов в растворе
45. Сильные и слабые электролиты, примеры
46. Константа диссоциации, степень диссоциации
47. Кислоты, основания, амфолиты
48. Диссоциация воды
49. Водородный показатель, расчет рН растворов сильных и слабых кислот и оснований
50. Гидролиз солей, константа и степень гидролиза, расчет рН растворов солей
51. Буферные растворы, их свойства, расчет рН буферных растворов
52. Произведение растворимости малорастворимых сильных электролитов
53. Природные воды, состав и рН. Жесткость воды
54. Очистка воды. Адсорбенты. Силикагель. Активированный уголь.
55. Механизм образования кислотных дождей.
56. Окислители и восстановители, процессы окисления и восстановления.
57. Составление уравнений ОВР методом электронно-ионного баланса
58. Гальванические элементы, электродные потенциалы
59. Разность электродных потенциалов ОВР, ее связь с энергией Гиббса реакции
60. Уравнение Нернста, зависимость электродного потенциала и разности потенциалов от рН
61. Электролиз. Химические источники тока Аккумуляторы.
62. Коррозия и борьба с ней

9. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

а) Основная литература

Жмурко Г.П., Казакова Е.Ф., Кузнецов В.Н., Яценко А.В. Общая химия, под ред. профессора С.Ф. Дунаева. – М.: Академия, 2011 – 512 с.

Жмурко Г.П., Кабанова Е.Г., Казакова Е.Ф., Кузнецов В.Н., Филиппова С.Е., Яценко А.В. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии, под ред. профессора С.Ф. Дунаева. – М.: "Книжный дом Университет", 2016 – 374 с.

б) дополнительная литература:

Зайцев О.С. Химия. – М.: Академия, 2008 – 468 с.

Батаева Е.В., Буданова А.А. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Академия, 2010 – 160 с.

в) Интернет-ресурсы:

Сайт кафедры общей химии: <http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/general.html>

10. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Занятия проводятся в аудитории химического факультета МГУ, оснащенной мультимедийным проектором и оборудованной для проведения сопровождающих демонстрационных экспериментов.

Программа одобрена на заседании учебно-методической комиссии географического факультета.

Разработчики:

Яценко Александр
Васильевич

профессор

МГУ имени М.В. Ломоносова,
химический факультет