

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
Московский государственный университет имени М.В. Ломоносова
Высшая школа управления и инноваций



УТВЕРЖДАЮ
и.о.декана
/В.В.Печковская /
«12» февраля 2019 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ХИМИЯ

БАКАЛАВРИАТ

27.03.05 "ИННОВАТИКА"

Форма обучения:

очная

Рабочая программа рассмотрена и одобрена
Советом факультета

(протокол № 2, 12 февраля 2019 г.)

Москва 2019

Рабочая программа дисциплины (модуля) разработана в соответствии с самостоятельно установленным МГУ образовательным стандартом (ОС МГУ) для реализуемых основных профессиональных образовательных программ высшего образования по направлению подготовки / специальности 27.03.05 «Инноватика» , 27.04.05 "Инноватика" (программы бакалавриата, магистратуры, реализуемых последовательно по схеме интегрированной подготовки) в редакции приказа МГУ от 30 декабря 2016 г.

Год (годы) приема на обучение 2016, 2017, 2018, 2019.

1. Место дисциплины (модуля) в структуре ОПОП ВО относится к базовой части ОПОП ВО, реализуется на 1 году обучения.

2. Входные требования для освоения дисциплины (модуля), предварительные условия (если есть): отсутствуют

3. Результаты обучения по дисциплине (модулю), соотнесенные с требуемыми компетенциями выпускников.

Компетенции выпускников, формируемые (полностью или частично) при реализации дисциплины (модуля):

3.2.1. Универсальные компетенции выпускника МГУ:

- Способность осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации (УК-1).
- Способность управлять своим временем, выстраивать и реализовывать траекторию саморазвития на основе принципов образования в течение всей жизни (УК-2).
- Способность осуществлять письменную и устную коммуникацию на государственном языке Российской Федерации в процессе академического и профессионального взаимодействия с учетом культурного контекста общения на основе современных коммуникативных технологий. (УК-4).
- Способность анализировать и оценивать философские проблемы для формирования мировоззренческой позиции (УК-6).
- Способность анализировать основные этапы и закономерности исторического развития общества, понимать место человека в историческом процессе для формирования гражданской позиции (УК-7).
- Способность использовать современные информационно-коммуникационные технологии в академической и профессиональной сферах (УК-13).

3.2.2. Общепрофессиональные компетенции выпускника МГУ:

- Способностью применять знания математики, физики и естествознания, химии и материаловедения, теории управления и информационные технологии в инновационной деятельности (ОПК-3).
- Способностью решать стандартные задачи профессиональной деятельности на основе информационной и библиографической культуры с применением информационно-коммуникационных технологий и с учетом основных требований информационной безопасности (ОПК-4).
- Способностью обосновывать принятие технического решения при разработке проекта, выбирать технические средства и технологии, в том числе с учетом экологических последствий их применения (ОПК-7).
- Способностью использовать правила техники безопасности, производственной санитарии, пожарной безопасности и нормы охраны труда (ОПК-8).

3.2.3. Профессиональные компетенции выпускника МГУ

Экспериментально-исследовательская деятельность:

- Способностью применять конвергентные и мультидисциплинарные знания, современные методы исследования и моделирования проекта с использованием вычислительной техники и соответствующих программных комплексов (ПК-5).

- Способностью использовать когнитивный подход и воспринимать (обобщать) научно-техническую информацию, отечественный и зарубежный опыт по тематике исследования (ПК-6).
- Способностью спланировать необходимый эксперимент (исследование) и оценить адекватность полученных результатов. (ПК-7).
- Способность готовить в соответствии с имеющимися требованиями презентации, научно-технические отчеты по результатам выполненной работы, оформлять результаты исследований в виде статей и докладов для представления на конференции или публикации в печатном издании. (ПК-8).

Планируемые результаты обучения по дисциплине (модулю):

Знать: современное состояние и перспективы развития химии, её место в естествознании; основы химической термодинамики, химической кинетики, атомно-молекулярной теории, квантово-механической концепции строения атома и химической связи; Периодический закон Д.И. Менделеева и его значение; основные характеристики дисперсных систем, основные свойства растворов неэлектролитов и электролитов; важнейшие теории и закономерности, описывающие свойства растворов электролитов, а также происходящие в них процессы; закономерности протекания окислительно-восстановительных и электрохимических процессов; основные классы неорганических соединений, физические и химические свойства важнейших неорганических соединений; правила и нормы безопасной работы в химической лаборатории.

Уметь: самостоятельно приобретать химические знания, находить необходимые данные в учебной и справочной литературе, а также в сети "Интернет"; объяснять результаты опытов, правильно использовать химическую терминологию, кооперироваться и разграничивать зоны ответственности с другими студентами при выполнении групповых экспериментов; грамотно оформлять отчеты по лабораторным работам; составлять уравнения химических реакций; проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям, а также расчеты, необходимые для приготовления растворов заданных концентраций; использовать количественные расчеты для установления формул химических соединений; применять газовые законы для вычисления давления, объема и молярной массы газообразных веществ; составлять формулы электронных конфигураций и энергетические диаграммы атомов различных элементов; объяснять зависимость свойств химических элементов и образованных ими веществ от положения в периодической системе Д.И. Менделеева, а также зависимость свойств неорганических веществ от их состава и строения; вычислять энтальпии реакций и энтальпии образования химических веществ, пользуясь

законом Гесса и следствиями из него; проводить расчеты с использованием кинетических уравнений реакций, а также с использованием уравнения Аррениуса; вычислять энергию Гиббса химической реакции, определять направление протекания процессов по знаку и величине энергии Гиббса; вычислять константу равновесия реакции по термодинамическим данным и по значениям равновесных концентраций; проводить расчеты концентраций с использованием константы равновесия; предсказывать направление смещения равновесия под влиянием внешних воздействий, применяя принцип Ле Шателье; измерять и вычислять рН растворов кислот, оснований и солей; предсказывать возможность образования или растворения осадка, используя произведение растворимости; составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций; рассчитывать значения окислительно-восстановительных потенциалов в реальных условиях; предсказывать возможность протекания окислительно-восстановительных реакций по значениям электродных потенциалов.

Владеть: техникой выполнения химического лабораторного эксперимента; техникой обращения с химической посудой и химическими реактивами; техникой обращения с лабораторным оборудованием, в том числе с газовой горелкой, электрическими нагревательными приборами; техникой работы с рН-метром (в том числе портативным), с центрифугой; методами приготовления растворов заданной концентрации; методикой выполнения различных лабораторных операций: растворения, выпаривания, нагревания, и др.

Иметь опыт планирования и проведения эксперимента, анализ и обсуждение его результатов.

4. Формат обучения: очный, дисциплина реализуется с использованием электронного обучения и дистанционных образовательных технологий.

5. Объем дисциплины (модуля) составляет 4 з.е., в том числе 68 академических часов, отведенных на контактную работу обучающихся с преподавателем, 76 академических часов на самостоятельную работу обучающихся.

6. Содержание дисциплины (модуля), структурированное по темам (разделам) с указанием отведенного на них количества академических часов и виды учебных занятий

Наименование и краткое содержание разделов и тем дисциплины (модуля),	Всего (часы)	В том числе	
		Контактная работа (работа во взаимодействии с преподавателем)	Самостоятельная работа обучающегося,

Форма промежуточной аттестации по дисциплине (модулю)	Виды контактной работы, часы			часы (виды самостоятельной работы – эссе, реферат, контрольная работа и пр. – указываются при необходимости)
	Занятия лекционного типа*	Занятия лабораторного типа*	Всего	
Раздел 1. Теоретические основы химии				
Тема 1.1. Введение. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение	2	2	4	4
Тема 1.2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Химическая связь. Строение и свойства вещества	2	2	4	4
Тема 1.3. Элементы химической термодинамики. Химическое и фазовые равновесия.	4	4	8	8
Тема 1.4. Химическая кинетика. Катализ	2	2	4	4
Тема 1.5. Растворы и дисперсные системы.	6	6	12	12
Тема 1.6. Окислительно-восстановительные и электрохимические процессы	4	4	8	8
Раздел 2. Обзор химии элементов и их важнейших соединений				
Тема 2.1. Группы VA-VIIA	4	4	8	10
Тема 2.2. Группы IA-III A. Группа IVA	6	6	12	14
Тема 2.3. Представление о химии переходных элементов	4	4	8	8
Промежуточная аттестация зачет				4
Итого		68		76

**Внимание! В таблице должно быть зафиксировано проведение текущего контроля успеваемости, который может быть реализован, например, в рамках занятий семинарского типа.*

*** Часы, отводимые на проведение промежуточной аттестации, выделяются из часов самостоятельной работы обучающегося*

7. Фонд оценочных средств (ФОС) для оценивания результатов обучения по дисциплине (модулю)

7.1. Типовые контрольные задания или иные материалы для проведения текущего контроля успеваемости.

Вариант контрольной работы № 1

1. Вычислите массу алюминия, необходимую для реакции с избытком соляной кислоты, если объем выделившегося водорода составил 140 мл при 21°C и 97 кПа.
2. Вычислите тепловой эффект реакции восстановления 16 г оксида железа (III) углеродом
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{CO} + \text{Fe}$.
3. Предскажите (рассчитывать не надо) знак изменения энтропии в следующих реакциях. Обоснуйте свой ответ. $\text{Al} + \text{NaOH (р-р)} \rightarrow \dots$; $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
4. Рассчитайте а) ΔG_{374}° и б) константу равновесия реакции
 $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{S(тв)}$
Предскажите возможность самопроизвольного протекания реакции при этой температуре.
5. При каких температурах возможно протекание реакции $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{S(тв)}$?
6. Начальные концентрации SO_2 0,03 М, и O_2 — 0,02 М, равновесная концентрация SO_2 - 0,01 М. Рассчитайте а) равновесные концентрации SO_3 и O_2 и б) константу равновесия. $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$ (процесс проходит в реакторе постоянного объема).
7. Увеличение концентрации вещества в 2 раза вызвало увеличение скорости реакции в 2,25 раз. Определите порядок реакции по этому веществу.
8. Рассчитайте энергию активации реакции, если при 23°C $k = 2,6 \cdot 10^{-3}$, при 33°C $k = 5,2 \cdot 10^{-3} \frac{\text{л}}{\text{моль} \cdot \text{с}}$.

Вариант контрольной работы № 2

1. Вычислите pH 0,01М раствора гидроксида натрия.

2. Рассчитайте ионную силу раствора, в 1 литре которого содержится 0,01 моль HCl и 0,02 моль MgCl₂.
3. В каком растворе pH будет больше: в растворе, описанном в задании 2, или 0,01 М HCl? Объясните свой ответ.
4. Вычислите pH 0,01М раствора синильной кислоты HCN.
5. Для водных растворов: CuCl₂, RbCl, ZnCl₂, NaNO₂ сравните pH с 7 (предскажите среду раствора). Обоснуйте свою точку зрения сокращенно-ионными уравнениями.
6. Рассчитайте pH 0,01М раствора NaNO₂. Как изменяется pH при нагревании р-ра NaNO₂? Обоснуйте свой ответ.
7. Напишите уравнение реакции, происходящей при смешении растворов сульфата железа (III) и карбоната натрия.
8. Рассчитайте растворимость хромата серебра а) в воде; б) в 0,1 М растворе хромата натрия. ПР (Ag₂CrO₄) = 1,1·10⁻¹².
Сравните растворимость хромата серебра в случаях а) и б) и объясните различие, используя принцип Ле-Шателье.

Вариант коллоквиума № 1

1. Допишите уравнение реакции. Расставьте коэффициенты, используя метод электронно-ионного баланса: KBrO₃ + KI + KOH → Br⁻ ...
Рассчитайте K этого процесса.
2. Определите, какая реакция будет самопроизвольно протекать в электрохимической ячейке
Zn|0,1 MZnSO_{4(p)}||0,01MNiSO_{4(p)}|Ni. Запишите эту реакцию.
3. Расположите в ряд по увеличению активности взаимодействия с кислотами (например, HCl) следующие металлы: Fe, Cd, Pb, Ag.
Обоснуйте свой ответ, указав стандартные электродные потенциалы.
4. Элементы VIA группы ПС. Электронное строение атома. Возможные соединения. Опишите изменение окислительно-восстановительных свойств простых веществ элементов VIA группы и халькогенид-ионов.
5. Алюминий. Реакции с водой, кислотами, основаниями. Амфотерность гидроксида алюминия.
6. Сульфиды. Растворимость сульфидов в кислотах. Запишите уравнение реакции растворения сульфида меди в соляной кислоте и покажите расчетом возможность (невозможность) этого процесса

7. Сравните оксиды углерода (IV) и кремния (IV). Угольная и кремниевая кислоты.

7.2. Типовые контрольные задания или иные материалы для проведения промежуточной аттестации.

Примерный перечень вопросов и заданий к зачету

Вопросы по содержанию первого раздела программы

1. Стехиометрические законы. Области их применения. Примеры.
2. Классы неорганических соединений. Примеры реакций между классами. Получение, свойства и превращения оксидов.
3. Рассчитайте атомную массу металла, если навеска массой 2 грамма вытесняет из раствора кислоты 762 мл водорода при 21°C и 98 кПа.
4. Электронное строение атома. Современное представление. Квантовые числа. Атомная орбиталь.
5. Типы химической связи. Характеристики связи (энергия, длина, полярность). Электроотрицательность. Силы межмолекулярного взаимодействия.
6. Современная формулировка Периодического закона Д.И.Менделеева. Периодические свойства элементов и их соединений. Предсказание степени окисления на основании строения атома. Приведите примеры.
7. Электроотрицательность. Изменение относительной электроотрицательности по группе и по периоду. Иллюстрация применения этого понятия на примере.
8. Энергетические эффекты химических реакций. Теплота, энтальпия. Закон Гесса. Стандартные условия.
9. Энтальпия. Энтальпия образования. Запишите уравнение реакции, энтальпия которой является энтальпией образования карбоната кальция.
10. Рассчитайте количество теплоты, необходимое для разложения 1 кг нитрата свинца по реакции $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$

Вещество	$\Delta_f H^\circ$, кДж/моль	S° , Дж/(моль·К)	$\Delta_f G^\circ$, кДж/моль
O _{2г}	0	205	0
Pb _{тв}	0	64,8	0
PbO _{тв красн}	-219,3	66,1	-189,1

Вещество	$\Delta_f H^\circ$, кДж/моль	S° , Дж/(моль·К)	$\Delta_f G^\circ$, кДж/моль
PbO ₂ тв	-276,6	71,9	-218,3
Pb(NO ₃) ₂ тв	-449,15	213,0	

11. Вычислите энтальпию реакции $C_2H_4 + H_2 = C_2H_6$, если известны энтальпии реакций горения этилена $-1408,7$, водорода $-284,2$, этана $-1554,9$ кДж/моль.
12. При взаимодействии 16 г карбида кальция с водой выделяется 31,3 кДж. Вычислите стандартную энтальпию образования карбида кальция.



$$\Delta_f H^\circ(H_2O) = -285,8 \text{ кДж/моль}, \Delta_f H^\circ(Ca(OH)_2) = -985,1 \text{ кДж/моль}, \Delta_f H^\circ(C_2H_2) = 22,6 \text{ кДж/моль}$$

13. Рассчитайте теплоту гидратации Na_2CO_3 , если теплоты растворения Na_2CO_3 и $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ равны соответственно 37,0 и $-66,6$ кДж/моль.
14. Энтропия. III закон термодинамики. Критерий самопроизвольности процесса.
15. Рассчитайте ΔG_{298}^0 и константу равновесия реакции $BaCO_3 = BaO + CO_2$.

$$\Delta_f H^\circ(CO_2) = -393,5 \text{ кДж/моль}, S^\circ(CO_2) = 213,7 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}, \Delta_f H^\circ(BaO) = -548,1 \text{ кДж/моль}; S^\circ(BaO) = 72,0 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}},$$

$$\Delta_f H^\circ(BaCO_3) = -1210,8 \text{ кДж/моль}, S^\circ(BaCO_3) = 112,1 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

16. Оцените возможность (ΔG_{1000}^0) протекания реакции $MgO + H_2O = Mg(OH)_2$ при 1000К.

Вещество	$\Delta_f H^\circ$, кДж/моль	S° , Дж/(моль·К)	$\Delta_f G^\circ$, кДж/моль
MgO тв	-601,4	27,1	-569,3
Mg(OH) ₂ тв	-924,7	63,2	-833,7
H ₂ O г	-241,8	188,7	-228,6
H ₂ O ж	-285,8	70,1	-237,2

17. Исходя из термодинамических данных, предскажите, при каких температурах возможно разложение карбоната магния $MgCO_3 = MgO + CO_2$.

Вещество	$\Delta_f H^\circ$, кДж/моль	S° , Дж/(моль·К)	$\Delta_f G^\circ$, кДж/моль
Mg _{тв}	0	32,7	0
MgCO ₃ _{тв}	-1095,9	65,1	-1012,1
MgO _{тв}	-601,4	27,1	-569,3
Mg(OH) ₂ _{тв}	-924,7	63,2	-833,7
O _{2г}	0	205	0
CO ₂	-393,5	213,7	-394,4

18. Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение равновесия. Принцип Ле-Шателье. Обратимые и необратимые процессы.
19. Изменение энергии Гиббса как критерий возможности самопроизвольности протекания процесса. Химическое равновесие. Константа равновесия.
20. Изменение энергии Гиббса как критерий возможности самопроизвольности протекания процесса. Объясните, почему растворы уксусной кислоты имеют $pH < 7$, если ΔG° реакции диссоциации уксусной кислоты > 0 .
21. Для обратимой реакции $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$ начальная концентрация SO_2 и O_2 0,5 моль/л, равновесная SO_3 составляет 0,2 моль/л. Рассчитайте а) равновесные концентрации SO_2 и O_2 , б) константу равновесия K_c при этой температуре (объем системы не изменяется — реакцию проводят в несжимаемом реакторе).
22. Основные понятия химической кинетики. Закон действующих масс. Факторы, влияющие на скорость химической реакции
23. Скорость химической реакции. Закон действующих масс. Кинетическое уравнение. Порядок и молекулярность реакции. Константа скорости и ее размерность.
24. Используя результаты экспериментального изучения, составьте кинетическое уравнение реакции $2H_2S_{г} + O_{2г} = 2S_{к} + 2H_2O_{ж}$:

C_{H_2S} , моль/л	0,10	0,20	0,20	0,10
C_{O_2} , моль/л	0,0010	0,0010	0,0020	0,0005
r , моль/(л·мин)	0,0040	0,0160	0,0160	0,0040

25. Основные понятия химической кинетики. Уравнение Аррениуса. Энергия активации химической реакции и ее определение из экспериментальных данных.

26. Рассчитайте энергию активации реакции, если при 17°C она проходит за 60 с, а при 37°C за 30 с.
27. Рассчитайте энергию активации реакции, если при 22°C $k = 1,2 \cdot 10^{-4}$, при 37°C $k = 1,8 \cdot 10^{-4} \text{ л/моль} \cdot \text{с}$.
28. Во сколько раз возрастает скорость реакции разложения новокаина при повышении температуры от 20 до 25°C , если энергия активации равна $55,2 \text{ кДж/моль}$?
29. Основные понятия химической кинетики. Зависимость скорости реакции от температуры. Энергия активации. Катализ.
30. Как изменится скорость реакции разложения угольной кислоты в стандартных условиях при уменьшении энергии активации с 86 кДж/моль до 50 кДж/моль ?
31. Свойства растворов неэлектролитов (коллигативные). Осмос. Движущая сила осмоса. Изотонический коэффициент.
32. Объясните, почему температура кипения раствора зависит от концентрации растворенного вещества.
33. Растворы электролитов. Теории кислот и оснований (Аррениуса и Бренстеда-Лоури). Сопряженные и конкурирующие процессы.
34. Растворы слабых электролитов. Константа и степень диссоциации. Их зависимость от концентрации и температуры.
35. Вычислите концентрацию ионов водорода и концентрацию раствора гидроксида аммония, если в этом растворе $\text{pH}=10,6$. $K(\text{NH}_4\text{OH})=1,8 \cdot 10^{-5}$ Как понизить pH этого раствора?
36. Гидролиз солей. Константа гидролиза и степень гидролиза. Их зависимость от концентрации и температуры. Как при нагревании изменится pH раствора ацетата натрия?
37. Гидролиз солей. Как усилить гидролиз? Покажите на примере ацетата натрия. Запишите выражение для константы равновесия и вычислите ее значение.
38. Рассчитайте pH $0,01\text{M}$ раствора NaNO_2 . Как изменяется pH при нагревании р-ра NaNO_2 ? ($K(\text{HNO}_2) = 5,1 \cdot 10^{-4}$)
39. Гидролиз солей. Константа гидролиза. Степень гидролиза. Приведите примеры солей с малой степенью гидролиза и со степенью гидролиза, близкой к 1.

40. Вычислите pH и степень гидролиза 0,01 М раствора сульфида натрия.
 H_2S $K_1 = 6 \cdot 10^{-8}$ и $K_2 = 1 \cdot 10^{-14}$
41. Рассчитайте pH 0,1М раствора Na_2CO_3 . H_2CO_3 $K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ и $K_{II} = 4,8 \cdot 10^{-11}$
42. Вычислите pH 0,01 М раствора гидрокарбоната натрия.
 H_2CO_3 $K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ и $K_{II} = 4,8 \cdot 10^{-11}$
43. Гидролиз солей. Способы усиления гидролиза. Причины и примеры необратимого протекания гидролиза.
44. Малорастворимые электролиты. Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадка. Выпадет ли осадок при смешении равных объемов 0,1 М растворов хлорида лития и карбоната натрия?
45. Рассчитайте растворимость хромата серебра а) в воде; б) в 0,1 М растворе хромата натрия. $\text{PP}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 4,0 \cdot 10^{-12}$
46. Выпадет ли осадок сульфата кальция при смешении равных объемов 0,02М раствора нитрата кальция и 0,01 М раствора сульфата натрия? $\text{PP} \text{CaSO}_4 = 6 \cdot 10^{-5}$.
47. Рассчитайте $\text{PP}(\text{BaF}_2)$, если его растворимость составляет 0,76 г/л.
48. Рассчитайте константу равновесия реакции оксалата кальция с уксусной кислотой.
 $K \text{CH}_3\text{COOH} = 1,75 \cdot 10^{-5}$; $(\text{COOH})_2$ (щавелевая) $K_1 = 5,6 \cdot 10^{-2}$; $K_{II} = 5,4 \cdot 10^{-5}$ $\text{PPCaC}_2\text{O}_4 = 2 \cdot 10^{-9}$. Растворяется ли оксалат кальция в уксусной кислоте?
49. Напишите сокращенно-ионное уравнение реакции между $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и HCl . Расставьте коэффициенты, используя метод электронно-ионного баланса. Рассчитайте ΔE^0 этого процесса. $E^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{H}^+/\text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ В}$; $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ В}$
50. Окислительно-восстановительные реакции. Зависимость окислительно-восстановительного потенциала от pH среды. Стандартный потенциал.
51. Окислительно-восстановительный потенциал. Уравнение Нернста. Зависимость окислительно-восстановительного потенциала от концентраций участников реакции. Константа равновесия окислительно-восстановительной реакции.

52. Окислительно-восстановительные реакции. ЭДС. Константа равновесия окислительно-восстановительной реакции. Рассчитайте ЭДС элемента Якоби-Даниэля.
53. Направление ОВР. Гальванический элемент и электролитическая ячейка. Приведите примеры. Определите, какая реакция будет самопроизвольно протекать в электрохимической ячейке $Zn|0,1M Zn(NO_3)_2 \text{ p}||0,01M Pb(NO_3)_2 \text{ p}|Pb$.
54. Определите, какая реакция будет самопроизвольно протекать в электрохимической ячейке $Cd|0,01M CdCl_2 \text{ p}||0,1M Pb(NO_3)_2 \text{ p}|Pb$. $E^\circ(Cd^{2+}/Cd) = -0,403 \text{ В}$; $E^\circ(Pb^{2+}/Pb) = -0,126 \text{ В}$. Существенно ли влияют концентрации солей на протекающие в данной электрохимической ячейке процессы?
55. Рассчитайте потенциал, создаваемый в системе MnO_4^-/Mn^{2+} при pH1, если $C(KMnO_4)=0,01M$, $C(MnSO_4)=0,001M$. $E^\circ(MnO_4^-, H^+/Mn^{2+})=1,51 \text{ В}$
56. Используя величины стандартных электродных потенциалов, определите, в каком направлении пойдет реакция при взаимодействии систем $Co(OH)_3/Co(OH)_2$ и H_2O_2/OH^- . Напишите уравнение реакции и рассчитайте константу равновесия.
57. Коррозия, причины и защита от нее.
58. Рассчитайте величину электродного потенциала серебра в 1 М растворе KBr в присутствии осадка бромида серебра. $E^\circ(Ag^+/Ag)=0,80 \text{ В}$, $PP(AgBr) = 5,2 \cdot 10^{-13}$

Вопросы по содержанию второго раздела программы

1. Элементы IA группы. Общая характеристика элементов группы. Возможные степени окисления атомов. Положение металлов в ряду окислительно-восстановительных потенциалов. Свойства простых веществ (взаимодействие с водой и кислородом).
2. Элементы IIA группы ПС. Сравнение свойств простых веществ, гидроксидов и карбонатов. Жесткость воды
3. Алюминий. Реакции с водой, кислотами, основаниями. Амфотерность алюминия.

4. IVA группа ПС. Общая характеристика элементов группы. Возможные валентности и степени окисления атомов. Аллотропные модификации углерода и олова, сравнение физических свойств. Химические свойства простых веществ углерода и олова.
5. Оксид кремния. Строение силикатов и алюмосиликатов. Стекло. Гидролиз силикатов.
6. Оксиды углерода (IV) и кремния (IV). Угольная и кремниевая кислоты.
7. IVA группа ПС. Карбонаты. Гидролиз карбонатов. Смещение равновесий $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_2$ и $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$. Выщелачивание горных пород.
8. Элементы VA группы. Общая характеристика элементов подгруппы. Возможные валентности и степени окисления. Чем отличается азот от других элементов группы?
9. Изменение свойств простых веществ элементов VA подгруппы. Химические свойства фосфора. Аллотропия фосфора.
10. Элементы VA группы ПС. Электронное строение, возможные валентности и степени окисления атомов. Оксокислоты азота. Сравнение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств.
11. Водородные соединения элементов VA группы ПС. Химические свойства аммиака: кислотно-основные, окислительно-восстановительные. Взаимодействие аммиака с кислородом.
12. Элементы VIA группы ПС. Электронное строение атома. Возможные соединения. Изменение окислительно-восстановительных свойств простых веществ элементов VIA группы и халькогенид-ионов.
13. Элементы VIA группы ПС. Электронное строение, возможные валентности и степени окисления атомов. Примеры соединений. Сравнение свойств простых веществ. Аллотропные модификации.
14. Сульфиды. Растворимость сульфидов в кислотах. Запишите уравнение реакции растворения сульфида меди в соляной кислоте и покажите расчетом возможность (невозможность) этого процесса
15. Сероводород. Сульфиды. Гидролиз сульфидов. Оцените pH 0,1 М раствора сульфида натрия. Какое допущение Вы сделали при этом?
16. Серная кислота. Кисотно-основные и окислительно-восстановительные свойства серной кислоты. Взаимодействие серной кислоты с металлами. Взаимодействие серной кислоты с неметаллами и сложными веществами.
17. Серная и сернистая кислоты. Сравнение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств.

18. Вода и сероводород. Строение молекул. Сходство и отличие. Сходство и различие веществ.
19. Вода. Строение молекулы. Химические свойства (амфолит). Аномальные физические свойства воды.
20. Элементы VIIA группы ПС. Окислительно-восстановительные свойства галогенид-ионов и простых веществ. Взаимодействие простых веществ галогенов с водородом и металлами.
21. Элементы VIIA группы ПС. Возможные валентности и степени окисления атомов. Сравнение взаимодействия галогенидов натрия с серной кислотой. Доказательство продуктов реакции.
22. Галогены. Кислородные кислоты хлора. Сравнение окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств HClO и HClO_4 . Сравнение окислительной способности кислот и соответствующих солей. Приведите примеры.
23. Водородные соединения галогенов: физические свойства, кислотно-основные свойства. Сравнение влияния на эти свойства различных факторов.
24. Марганец. Возможные степени окисления. Окислительно-восстановительные свойства перманганата калия, зависимость продуктов восстановления от pH среды.
25. Соединения хрома (VI). Окислительно-восстановительные свойства. Зависимость окислительно-восстановительных свойств соединений хрома (VI) от pH (выразите уравнением или графически).
26. Дихромат калия. Окислительно-восстановительные свойства. Зависимость окислительно-восстановительных свойств от pH (примеры).
27. Элементы II периода ПС. Изменение кислотно-основных свойств гидридов элементов второго периода. Примеры реакций.
28. Элементы третьего периода ПС. Изменение кислотно-основных свойств гидроксидов. Примеры реакций.

ШКАЛА И КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ результатов обучения (РО) по дисциплине (модулю)

Оценка	2	3	4	5
РО и соответствующие виды оценочных средств				
Знания	Отсутствие	Фрагментарные	Общие, но не	Сформированные

Контрольная работа № 1 (Тема 1.1. Введение. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Стехиометрические законы. Тема 1.3. Элементы химической термодинамики. Химическое и фазовые равновесия. Тема 1.4. Химическая кинетика. Катализ) Контрольная работа № 2 (Тема 1.5. Растворы и дисперсные системы. Тема 1.2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Химическая связь. Строение и свойства вещества. Тема 1.1. Классификация неорганических соединений.)	знаний	знания	структурированные знания	систематические знания
Умения Коллоквиум № 1 (Тема 1.6. Окислительно-восстановительные и электрохимические процессы. Тема 2. Обзор химии элементов и их важнейших соединений)	Отсутствие умений	В целом успешное, но не систематическое умение	В целом успешное, но содержащее отдельные пробелы умение (допускает неточности непринципиального характера)	Успешное и систематическое умение
Навыки (владения, опыт деятельности) Защита отчетов по лабораторным работам	Отсутствие навыков (владений, опыта)	Наличие отдельных навыков (наличие фрагментарного опыта)	В целом, сформированные навыки (владения), но используемые не в активной форме	Сформированные навыки (владения), применяемые при решении задач

8. Ресурсное обеспечение:

- Перечень основной и дополнительной литературы:

а) основная литература:

1. Общая химия: Учебник для студ. учреждений высш. проф. образования / Г.П. Жмурко, Е.Ф. Казакова, В.Н. Кузнецов, А.В. Яценко; под ред. С.Ф. Дунаева. – М.: Издательский центр «Академия», 2011. – 512 с.
2. Практикум по общей химии: Учеб. пособие / Под ред. С.Ф. Дунаева. – М.: Изд-во МГУ, 2005. – 336 с.

3. Батаева Е.В. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для студ. учреждений высш. проф. образования / Е.В. Батаева, А.А. Буданова; под ред. С.Ф. Дунаева. – М.: Издательский центр «Академия», 2010. – 160 с.
4. Вводная работа к практическим занятиям по общей химии: учеб. пособие / Под ред. С.Ф. Дунаева. – М., 2011. – 14 с.

б) дополнительная литература:

1. Неорганическая химия: В 3 т. / Под ред. Ю. Д. Третьякова. Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 240 с.
2. Хаускрофт К. Современный курс общей химии: в 2 т. / К. Хаускрофт, Э. Констебл; пер. с англ. – М.: Мир, 2002.
3. Шрайвер Д., Эткинс П. Неорганическая химия. В 2-х т. – М.: Мир, 2004. – Т.1, 679 с. – Т.2, 486 с.

в) программное обеспечение и Интернет-ресурсы:

Учебно-методические материалы по дисциплине «Общая химия» модуля «Современное естествознание» представлены на сайте Химического факультета МГУ им. М.В.Ломоносова (<http://www.chem.msu.ru>) в разделе «Кафедра общей химии», подраздел «Учебные материалы».

- Перечень лицензионного программного обеспечения (при необходимости)
- Перечень профессиональных баз данных и информационных справочных систем
Электронный архив обучающих ресурсов по общей и неорганической химии для студентов нехимических специальностей, расположенный на сайте химического факультета МГУ имени М.В. Ломоносова:
 - электронная библиотека <http://www.chem.msu.ru/rus/elibrary/welcome.html>
 - электронные материалы на странице кафедры общей химии: <http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/general.html>
- Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет» (при необходимости)
- Описание материально-технического обеспечения:
Для материально-технического обеспечения дисциплины «Общая химия» модуля «Современное естествознание» используются:

- лекционная аудитория химического факультета МГУ им. М.В. Ломоносова для чтения лекций, оснащенная таблицей «Периодическая система элементов Д.И. Менделеева», мультимедийным проектором, ноутбуком, экраном, оборудованием для проведения демонстрационного эксперимента;
- лаборатории практикума кафедры общей химии химического факультета МГУ им. М.В. Ломоносова для проведения лабораторных занятий.

9. Язык преподавания. Русский

10. Преподаватель (преподаватели). Доцент, к.х.н. Захаров Максим Александрович

11. Автор (авторы) программы. Доцент, к.х.н. Захаров Максим Александрович