



**МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ  
имени М.В. ЛОМОНОСОВА**

**ФАКУЛЬТЕТ ПОЧВОВЕДЕНИЯ**

Утверждаю:  
декан факультета почвоведения МГУ

\_\_\_\_\_ С.А. Шоба  
«21» \_\_\_\_\_ мая \_\_\_\_\_ 2018 г.

**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ**

**ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

Направление подготовки: 06.03.02. «Почвоведение»

Автор-составитель:

профессор, д.х.н., С.Н.Ткаченко, с.н.с. к.ф.-м.н. И.С.Ткаченко

Рабочая программа дисциплины утверждена на заседании учебно-методической комиссии факультета почвоведения МГУ, протокол № 2 от «17» \_\_\_\_\_ мая \_\_\_\_\_ 2018 г.

Председатель УМК \_\_\_\_\_ Рахлеева А.А.

Москва  
2018 г.

**1. Место дисциплины (модуля) в структуре ОПОП ВО: базовая часть**

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

Высшая математика  
Физика  
Общая химия  
Органическая химия

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

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

Способность в контексте профессиональной деятельности использовать знания об основных понятиях, объектах изучения и методах естествознания (УК-5.Б)

**Планируемые результаты обучения по дисциплине (модулю):**

Студент должен:

**Знать** теоретические и практические основы в области физической химии, владеть системой фундаментальных научных понятий, методологией и методами современной физической химии. Понимать основные закономерности физической химии.

**Уметь** применять полученные знания для анализа и сравнения результатов научных экспериментов и литературных материалов, делать необходимые выводы и формулировать предложения в области физической химии; применять методы и результаты физико-химических исследований для оценки термодинамических свойств веществ, в том числе почв, разрабатывать инновационные агротехнологии в рамках представлений физической «зеленой» химии.

**Иметь** практические навыки физико-химических исследований.

**4. Формат обучения:** лекции, семинары, лабораторные занятия

**5. Объем дисциплины (модуля)** составляет 2 з.е., в том числе 72 академических часа, отведенных на контактную работу обучающихся с преподавателем.

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

Наименование дисциплины	тем	Семестр	Неделя семестра	Трудоемкость (в акад. часах) по формам занятий		Форма текущего контроля
				Контактная работа во взаимодействии с преподавателем	Самостоятельная работа	

			Лекции	Лабораторные работы	Семинары, коллоквиумы		
<b>Тема 1. Предмет физической химии. Основные термодинамические понятия. Нулевой закон термодинамики. Уравнения состояния.</b>	5	1	2		2		тесты, задачи, контрольные, коллоквиумы
<b>Тема 2. Первый закон термодинамики. Теплота. Работа. Внутренняя энергия. Энтальпия.</b>	5	2	2		2		
<b>Тема 3. Термохимия. Закон Гесса. Формула Кирхгофа. Теплоемкость.</b>	5	3	2	2	2		
<b>Тема 4. Второй закон термодинамики. Цикл Карно. Энтропия.</b>	5	4	2		2		
<b>Тема 5. Третий закон термодинамики. Теорема Нернста. Постулат Планка. Статистический характер энтропии.</b>	5	5	2		2		
<b>Тема 6. Энергии Гиббса и Гельмгольца. Характеристические функции. Уравнения Гиббса-Гельмгольца. Соотношения Максвелла.</b>	5	6	2		2		

<b>Тема 7.</b> <b>Уравнение Клапейрона-Клаузиуса.</b> <b>Химический потенциал.</b> <b>Активность.</b> <b>Летучесть. Метод Льюиса. Уравнение Гиббса-Дюгема.</b>	5	7	2	2	1		
<b>Тема 8.</b> <b>Химическое равновесие. Константы равновесия. Закон действующих масс.</b> <b>Изотерма, изобара, изохора химической реакции.</b>	5	8	2	1	1		
<b>Тема 9.</b> <b>Фазовые равновесия. Основные понятия.</b> <b>Правило фаз Гиббса.</b> <b>Диаграмма состояния воды. Одно-двух-трех-компонентные системы.</b>	5	9	2	1	1		
<b>Тема 10.</b> <b>Растворы. Основные понятия.</b> <b>Термодинамика идеальных растворов.</b> <b>Закон Рауля.</b> <b>Диаграммы.</b>	5	10	2		1		
<b>Тема 11.</b> <b>Термодинамика реальных растворов.</b> <b>Коллигативные свойства. Законы растворимости.</b>	5	11	2		1		
<b>Тема 12.</b> <b>Растворы электролитов. Теории Аррениуса и Дебая-Гюккеля.</b> <b>Активность</b>	5	12	2	2	1		

электролитов. Закон разведения Оствальда.							
<b>Тема 13.</b> Электропроводность электролитов. Удельная и эквивалентная электропроводности. Закон Кольрауша. Кондуктометрия.	5	13	2	1	1		
<b>Тема 14.</b> Электродные равновесия. Электродвижущие силы. Электродный потенциал. Уравнения Нернста. Потенциометрия.	5	14	2	1	1		
<b>Тема 15.</b> Химическая кинетика. Основной постулат. Константа скорости. Энергия активации и уравнение Аррениуса. Сложные реакции.	5	15	2	1	1		
<b>Тема 16.</b> Катализ. Основные понятия. Гомогенный и гетерогенный катализ. Промышленное применение.	5	16	2	1	1		
<b>Тема 17.</b> Адсорбция Типы адсорбции. Теплота адсорбции. Изотермы адсорбции. Уравнение Ленгмюра. Уравнение Брунауэра –Эммета-Теллера.	5	17	2		1		

<b>Тема 18. Физическая «зеленая» химия Основные принципы. Теория и практика. Применение в почвоведении.</b>	5	18	2		1		
<b>Итого</b>			<b>36</b>	<b>12</b>	<b>24</b>		<b>72</b>
<b>Промежуточная аттестация</b>							<b>Экзамен</b>

Содержание дисциплины по разделам и темам:

## **РАЗДЕЛ 1. ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ**

### **Тема 1. Предмет физической химии. Основные термодинамические понятия. Нулевой закон термодинамики. Уравнения состояния.**

Предмет физической химии. Основные этапы развития физической химии. Методы исследования. Основные термодинамические понятия и определения: система, термодинамические параметры, функции состояния, обратимые и необратимые процессы, квазистатический процесс. Нулевой закон термодинамики – закон транзитивности теплового равновесия. Следствие из нулевого закона. Уравнения состояния идеальных и реальных газовых систем: уравнение Менделеева-Клапейрона, уравнения Ван-дер-Ваальса и с вириальными коэффициентами. Уравнения изотермы и адиабаты и их графическое изображение.

### **Тема 2. Первый закон термодинамики. Теплота. Работа. Внутренняя энергия. Энтальпия.**

Первый закон термодинамики. Основные формулировки. Аналитические выражения в дифференциальной и интегральной формах. Теплота. Работа. Внутренняя энергия системы, ее определение и свойства. Расчет изменения внутренней энергии при изменении температуры и объема. Внутренняя энергия идеальных и реальных систем. Энтальпия, определение, свойства. Расчет изменения энтальпии при фазовых переходах, при изменении температуры и давления.

Работа расширения при различных процессах. Максимальная работа. Графическое изображение работы при различных процессах. Теплота процесса.

### **Тема 3. Термохимия. Закон Гесса. Формула Кирхгофа. Теплоемкость.**

Закон Гесса и следствия из него: расчет теплового эффекта химической реакции путем комбинирования уравнений реакции, по энтальпиям образования и сгорания веществ. Закон Гесса как следствие первого закона термодинамики и условия его выполнения. Стандартное состояние вещества. Стандартные энтальпии образования. Связь тепловых эффектов при постоянном объеме и постоянном давлении. Интегральная и дифференциальная теплоты растворения. Энтальпия образования ионов. Энтальпия образования раствора. Калориметрический метод определения теплоты процесса.

Теплоёмкость и ее зависимость от температуры. Теплоемкость идеальных газов. Зависимость теплоты процесса от температуры, формула Кирхгофа. Различные приближения при расчете.

### **Тема 4. Второй закон термодинамики. Цикл Карно. Энтропия.**

Второй закон термодинамики. Его формулировки и аналитические выражения. Цикл Карно. Теорема Карно-Клаузиуса. Абсолютная температура. Энтропия, ее определение и свойства. Расчет энтропии при различных процессах. Энтропия как

термодинамический критерий равновесия и самопроизвольности процессов в изолированной системе. Фундаментальное уравнение Гиббса.

### **Тема 5. Третий закон термодинамики. Теорема Нернста. Постулат Планка. Статистический характер энтропии.**

Третий закон термодинамики. Теорема Нернста. Постулат Планка. Расчет абсолютных энтропий. Стандартная энтропия. Статистическое толкование энтропии. Статистический характер второго закона термодинамики. Термодинамическая вероятность состояния системы. Гипотеза Больцмана.

### **Тема 6. Энергии Гиббса и Гельмгольца. Характеристические функции. Уравнения Гиббса-Гельмгольца. Соотношения Максвелла.**

Термодинамические функции: энергия Гельмгольца и энергия Гиббса. Определение, свойства, связь с работой. Энергии Гиббса и Гельмгольца как характеристические функции системы. Расчет изменения этих функций при протекании химических реакций, при изменении температуры, давления или объема, в процессах смешения и растворения веществ, при фазовых переходах. Уравнения Гиббса-Гельмгольца. Приведенная энергия Гиббса.

Соотношения Максвелла и их использование при расчетах изменения внутренней энергии, энтальпии, энтропии, энергий Гиббса и Гельмгольца.

## **РАЗДЕЛ 2. ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ РАВНОВЕСИЯ**

### **Тема 7. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Химический потенциал. Активность. Летучесть. Метод Льюиса. Уравнение Гиббса-Дюгема.**

Зависимость давления пара от температуры. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Многокомпонентные системы и системы с переменной массой. Понятие о химическом потенциале.

Химический потенциал в идеальных и реальных системах. Метод Льюиса. Понятие об активности и летучести. Принципы расчета этих величин. Условия равновесия и самопроизвольного протекания процессов в многокомпонентных системах. Уравнение Гиббса-Дюгема.

### **Тема 8. Химическое равновесие. Константы равновесия. Закон действующих масс. Изотерма, изобара, изохора химической реакции.**

Условия равновесия химической реакции. Закон действующих масс. Различные выражения для константы равновесия. Уравнение изотермы химической реакции. Анализ условий равновесия и самопроизвольного протекания реакции. Связь величины стандартного изменения энергии Гиббса с константой равновесия.

Расчет константы равновесия по табличным значениям стандартных термодинамических величин. Принципы расчета состава равновесной смеси по термодинамическим данным. Применение закона действующих масс к гетерогенным равновесиям. Принципы расчета состава равновесной смеси при протекании реакции в реальных системах. Зависимость константы равновесия от температуры (уравнения изобары и изохоры). Зависимость константы равновесия  $K_N$  от давления.

### **Тема 9. Фазовые равновесия. Основные понятия. Правило фаз Гиббса. Диаграмма состояния воды. Одно-двух-трех-компонентные системы.**

Основные понятия: гомогенная и гетерогенная система, фаза, составляющие системы, компоненты, вариантность системы. Термодинамическое уравнение состояния фазы. Условия равновесия фаз. Правило фаз Гиббса. Однокомпонентные системы. Анализ диаграммы состояния воды. Двухкомпонентные системы и их анализ на основе правила фаз. Правило рычага. Трехкомпонентные системы. Метод термического анализа.

### **РАЗДЕЛ 3. РАСТВОРЫ**

#### **Тема 10. Растворы. Основные понятия. Термодинамика идеальных растворов. Закон Рауля. Диаграммы.**

Определение понятия «раствор». Типы растворов. Теории растворов. Термодинамические свойства идеальных растворов. Функции смешения. Закон Рауля. Диаграммы: давление насыщенного пара – состав раствора ; давление пара – состав пара, состав раствора. Реальные системы. Вид диаграмм: давление пара – состав пара, состав раствора; температура кипения – состав пара, состав раствора.

#### **Тема 11. Термодинамика реальных растворов. Коллигативные свойства. Законы растворимости.**

Термодинамические свойства реальных растворов. Понятие об избыточных функциях. Стандартные состояния растворов.

Парциальные молярные величины и их зависимость от состава раствора.

Коллигативные свойства растворов и их использование для определения коэффициентов активности. Закон Генри. Растворимость газов и твердых веществ в жидкостях. Взаимная растворимость жидкостей. Ограниченная растворимость. Закон распределения и метод экстракции.

### **РАЗДЕЛ 4. ЭЛЕКТРОХИМИЯ**

#### **Тема 12. Растворы электролитов. Теории Аррениуса и Дебая-Гюккеля.**

##### **Активность электролитов. Закон разведения Оствальда.**

Свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Основные положения, значение теории и недостатки. Закон разведения Оствальда. Теория Дебая-Гюккеля. Основные положения, принятые допущения. Современные представления о растворах электролитов.

Активность электролитов. Средняя ионная активность, средний ионный коэффициент активности. Выражение для общей активности электролита через средний ионный коэффициент активности и моляльность раствора. Выбор стандартного состояния для растворов электролитов. Понятие о методах определения коэффициентов активности электролитов. Уравнение Дебая-Гюккеля для расчета среднего ионного коэффициента активности.

#### **Тема 13. Электропроводность электролитов. Удельная и эквивалентная электропроводности. Закон Кольрауша. Кондуктометрия.**



Удельная электропроводность. Понятие, размерность, методы экспериментального определения, влияние температуры. Зависимость удельной электропроводности от концентрации для сильных и слабых электролитов.

Эквивалентная электропроводность. Понятие, размерность, связь с удельной электропроводностью, экспериментальное определение, зависимость от концентрации раствора: уравнения Аррениуса, Кольрауша, Онзагера. Понятие об абсолютной скорости движения ионов, подвижность ионов, числе переноса ионов. Аномальная подвижность ионов гидроксония и гидроксила. Закон Кольрауша.

Применение метода электропроводности (кондуктометрия). Экспериментальное определение константы диссоциации слабой кислоты.

#### **Тема 14. Электродные равновесия. Электродвижущие силы. Электродный потенциал. Уравнения Нернста. Потенциометрия.**

Электрохимические цепи. Гальванические элементы. Схема и форма записи простейшего элемента. Скачок потенциала на границе металл-раствор. Контактный и диффузионный потенциалы. Электродвижущие силы. Компенсационный метод их определения. Примеры простейших элементов. Уравнение Нернста – уравнение зависимости ЭДС гальванического элемента от активностей ионов в растворе. Термодинамика гальванического элемента. Зависимость ЭДС от температуры.

Электродный потенциал. Зависимость от активности ионов в растворе. Стандартный электродный потенциал. Нормальный водородный электрод. Определение знака электродного потенциала. Электроды сравнения. Классификация электродов: электроды первого и второго рода, газовые, окислительно-восстановительные, мембранный электрод, стеклянный электрод. Классификация электрохимических цепей. Химические, концентрационные, окислительно-восстановительные цепи (примеры).

Применение метода ЭДС (потенциометрия): определение термодинамических величин, среднего ионного коэффициента активности, pH растворов, потенциометрическое титрование.

### **РАЗДЕЛ 5. КИНЕТИКА. КАТАЛИЗ. АДСОРБЦИЯ**

#### **Тема 15. Химическая кинетика. Основной постулат. Константа скорости. Энергия активации и уравнение Аррениуса. Сложные реакции.**

Скорость химической реакции и методы ее экспериментального определения. Основной постулат химической кинетики. Константа скорости реакции, молекулярность и порядок реакции. Методы определения порядка и константы скорости реакции. Кинетические уравнения реакций нулевого, первого и второго порядков. Зависимость константы скорости от температуры. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Понятия о сложных, цепных и фотохимических реакциях. Принцип независимости.

#### **Тема 16. Катализ. Основные понятия. Гомогенный и гетерогенный катализ. Промышленное применение.**

Представление о катализе. Гомогенный и гетерогенный катализ. Механизм действия катализаторов. Ферментативный катализ. Промышленное применение.

Активность катализаторов. Диффузионная и кинетическая области протекания каталитических процессов.

#### **Тема 17. Адсорбция. Типы адсорбции. Теплота адсорбции. Изотермы адсорбции. Уравнение Ленгмюра. Уравнение Брунауэра –Эммета-Теллера.**

Основные понятия: адсорбент, адсорбат, объемная концентрация поверхностного слоя, удельная поверхность, толщина слоя, степень заполнения. Типы адсорбции : хемосорбция и физическая адсорбция. Теплота адсорбции. Изотерма адсорбции. Монослойная адсорбция. Уравнение изотермы Ленгмюра. Многослойная адсорбция. Уравнение Брунауэра –Эммета-Теллера (БЭТ). Графическое изображение изотерм Ленгмюра и БЭТ. Линеаризация уравнений Ленгмюра и БЭТ.

## **РАЗДЕЛ 6. ФИЗИЧЕСКАЯ «ЗЕЛЕНАЯ» ХИМИЯ**

### **Тема 18. Физическая «зеленая» химия.**

Физическая «зеленая» химия. Основные принципы. Реализация принципов в физико-химических процессах. Теория и практика. Применение в почвоведении.

## **ПЕРЕЧЕНЬ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ ПО ФИЗИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

### **1. Термохимия.**

Определение тепловых эффектов растворения различных солей.

### **2. Правило фаз.**

Термический анализ и получение диаграмм плавкости бинарной системы.

### **3. Электрохимия.**

3.1. Электропроводность электролитов и определение константы диссоциации уксусной кислоты.

3.2. Определение электродвижущая сила (ЭДС) химических цепей.

3.3. Определение pH с помощью хингидронного и стеклянного электродов.

### **4. Химическая кинетика.**

4.1. Определение константы скорости реакции первого порядка.

4.2. Определение энергии активации.

### **5. Химическое равновесие**

5.1. Определение зависимости давления насыщенного пара вещества от температуры.

5.2. Определение энтальпии испарения.

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

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

1.Характеристические функции и термодинамические потенциалы. Их использование для термодинамического описания химических реакций.

2.Связь между термодинамическими функциями  $G(T, P)$  и  $F(T, V)$ .

3.Первый, второй и третий законы термодинамики.

4.Химические и фазовые равновесия.

5. Константы равновесия химических реакций.

6.Диаграммы состояния однокомпонентных систем: вода, сера, фосфор.

7.Термодинамическое описание двухкомпонентных систем.

8.Адсорбция по Ленгмюру и по БЭТ.

9.Статистический характер энтропии.

10.Расчет термодинамических функций идеальных газов.

11.Формальная кинетика химических реакций.

12. Зависимость константы скорости реакции от температуры.

13.Гомогенный и гетерогенный катализ.

14. В процессе научного исследования вам понадобилась величина стандартной энтальпии химической реакции при температуре 500 К. Каким образом ее можно получить? Опишите возможные пути решения задачи.

15. Вам необходимо определить равновесный состав реагирующей газовой смеси при нескольких температурах и давлениях. Опишите возможные пути решения задачи.

Контрольные работы (пример). Всего 14 вариантов

### Контрольная работа №1

вариант 1

1. Сформулируйте нулевой закон термодинамики (Фаулер) и запишите его следствие. Запишите уравнение Ван-дер-Ваальса для  $1^{-\text{ого}}$  и  $n$  - молей газа. (1 балл)
2. Дайте определение теплоемкости. Какова связь между истинной и средней теплоемкостями? (2 балла)
3. Запишите зависимость полного дифференциала функций:  $U, H, G, F$  от их естественных переменных и уравнения Гиббса-Гельмгольца. (3 балла)
4. Изобразите на графике зависимости  $\Delta_r H = f(T)$ :
  1.  $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$   $\Delta_r H_{300K} = -110$  кДж
  2.  $SO_2 + 1/2O_2 = SO_3$   $\Delta_r H_{300K} = -112$  кДж
  3.  $C_{\text{ТВ}} + 1/2O_2 = CO$   $\Delta_r H_{300K} = -110,5$  кДжесли их темп. коэффициент ( $\Delta C_p$ ) в интервале 300-1100 К имеет вид:  $\Delta C_p(1) > 0$ ;  $\Delta C_p(2) - \text{max } 400 \text{ К}$ ;  $\Delta C_p(3) - \text{min } 500 \text{ К}$ . (4 балла)
5. Один моль одноатомного идеального газа, занимающий объем 24,6 л при  $p=1$  атм. и  $T=300$  К, нагревая расширили до  $V_2=49,2$  л и  $T=600$  К ( $p=\text{const}$ ). Определите  $\Delta U, A$  и  $Q$  в этом процессе. Что изменится, если процесс провести обратимо при  $T=\text{const}=300\text{К}$ . (5 баллов)

### 7.2. Типовые контрольные задания или иные материалы для проведения промежуточной и итоговой аттестации:

1. Предмет, задачи и методы физической химии. Основные этапы ее развития. Место и значение физической химии среди других наук.
2. Предмет химической термодинамики и ее основные понятия: система, параметры, процессы. Внутренняя энергия, теплота, работа.
3. Первый закон термодинамики. Математическое выражение первого закона. Энтальпия. Изохорная и изобарная теплоты процесса и соотношение между ними.
4. Термохимия. Термохимические уравнения. Закон Гесса и следствия из него. Расчет стандартной теплоты химической реакции по стандартным теплотам образования и сгорания веществ.
5. Зависимость процесса от температуры, теплоты растворения и гидратации. Закон Кирхгофа.
6. Второй закон термодинамики. Обратимые и необратимые процессы. Формулировки второго закона термодинамики.
7. Энтропия. Изменение энтропии в изолированных системах, изотермических процессах и при изменении температуры.
8. Энергия Гельмгольца и энергия Гиббса, связь между ними. Изменение энергии Гельмгольца и энергии Гиббса в самопроизвольных процессах.
9. Третий закон термодинамики. Постулат Планка. Теорема Нернста. Абсолютная

- энтропия. Энтропийный фактор в определении направленности процессов в изолированной системе. Химический потенциал.
10. Идеальные и реальные растворы. Закон Рауля для идеального раствора  
Тип диаграмм «состав – давление пара», «состав – температура кипения». Азеотропы.  
Первый и второй закон Коновалова – Гиббса.
  11. Жидкости ограниченно растворимые друг в друге.
  12. Взаимнонерастворимые (несмешивающиеся) жидкости. Теоретические основы перегонки с водяным паром.
  13. Распределение вещества между двумя не смешивающимися жидкостями. Закон Нернста. Экстракция.
  14. Коллигативные свойства разбавленных растворов не электролитов: давление насыщенного пара, температура замерзания, температура кипения, и осмотическое давление.
  15. Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент скорости. Уравнение Вант-Гоффа и Аррениуса. Энергия активации.
  16. Цепные реакции. Отдельные стадии цепных реакций. Фотохимические реакции. Квантовый выход реакции.
  17. Основные понятия и определения теории катализа. Роль катализаторов в химии. Каталитические процессы. Энергия активации каталитических реакций. Гомогенный, ферментативный и гетерогенный катализ. Активность катализатора. Активаторы и ингибиторы. Специфичность и селективность катализатора. Промоторы.
  18. Общая характеристика сорбционных процессов: адсорбция, абсорбция, сорбент, сорбат, физическая и химическая сорбция, капиллярная конденсация. Адсорбция на границе раздела твердое тело - газ и твердое тело -жидкость. Факторы, влияющие на адсорбцию газов и растворенных веществ. Уравнения изотермы адсорбции Лэнгмюра и Фрейндлиха.
  19. Удельная и эквивалентная электропроводности. Их зависимость от концентрации сильных и слабых электролитов. Формула Кольрауша.
  20. Электродвижущая сила (ЭДС). Формула Нернста.
  21. Гальванический элемент Даниэля-Якоби. Электролиз.
  22. Механизм и энергетический профиль каталитической реакции. Скорость каталитической реакции.
  23. Гетерогенные каталитические реакции. Общие принципы гетерогенного катализа.
  24. Роль адсорбции в протекании гетерогенной каталитической реакции.
  25. Понятие о теории активных центров. Отравление катализатора.

*Московский Государственный университет им. М.В. Ломоносова*

*Факультет Почвоведения*

*Наименование дисциплины – Физическая химия*

*№ экз. билета 1*

1. Первый закон термодинамики: формулировки и аналитическое выражение. Связь с законом сохранения энергии.
2. Химическое равновесие. Различные выражения для констант равновесия. Термодинамический вывод закона действующих масс. Связь изменения стандартной энергии Гиббса с константой равновесия.
3. Гальванический элемент. Понятие электродвижущей силы (ЭДС) и электродного потенциала. Расчет ЭДС по таблице стандартных электродных потенциалов. Уравнение Нернста.

## 8. Ресурсное обеспечение:

№ п/п	Автор	Название книги/статьи	Отв. редактор	Место издания	Издательство	Год издания
Основная литература						
1	Горшков В.И., Кузнецов И.А.	Основы физической химии.		Москва	БИНОМ	2011
2	Филиппов Ю.В., Попович М.П.	Физическая химия.		Москва	Изд-во МГУ	1980
3	Семиохин И.А.	Физическая химия.		Москва	Изд-во МГУ	2001
4	Еремин В.В., Каргов С.И., Успенская И.А., Кузьменко Н.Е., Лунин В.В.	Задачи по физической химии		Москва	Изд-во «Экзамен»,	2005
Дополнительная литература						
4	Еремин В.В., Каргов С.И., Успенская И.А., Кузьменко Н.Е., Лунин В.В.	Основы физической химии. 1. Теория.		Москва	БИНОМ	2013
5	Еремин В.В., Каргов С.И., Успенская И.А., Кузьменко Н.Е., Лунин В.В.	Основы физической химии. 2. Задачи.		Москва	БИНОМ	2013
6	П. Эткинс, Дж. Д. Паула.	Физическая химия. Равновесная термодинамика		Москва	Мир	2007
7	Полторак О.М.	Термодинамика в физической химии		Москва	Высш. школа	1991
8	Лунин В.В., Попович М.П., Ткаченко С.Н.	Физическая химия озона		Москва	Изд-во МГУ	1998
9	Ткаченко С.Н.	Гетерогенный катализ. Кинетика		Москва	Изд-во «Книжный дом Университет»	2006
10	Спозито Г.	Термодинамика почвенных растворов.		Ленинград	Гидрометеиздат	1984

А. Помещения - аудитория, оборудованная оргтехникой, лабораторный практикум.

Б. Оборудование и материалы: компьютеры, мультимедийный проектор, выход в Интернет, реактивы.

9. Язык преподавания: русский

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 «Почвоведение» программы бакалавриата, магистратуры, реализуемых последовательно по схеме интегрированной подготовки в редакции приказа МГУ от 30 декабря 2016 г.