

Лекторы:



Язык:

Русский

Трудоемкость:

3 з.е.

Форма контроля:

Дифф. зачет

Образовательная программа:

Теоретическая и экспериментальная физика

2 семестр

Беспроводные технологии

2 семестр

Пререквизиты:

Физика: термодинамика

Термохимия

Валентность

Окислительно-восстановительные реакции

Лекции (ак.час)*	Практические занятия (ак.час)	Лабораторные занятия (ак.час)
32		32
*1 академический час = 45 минутам		

Курс "Физическая химия" является базовым курсом по химии для студентов 1 курса Университета ИТМО по направлению «Теоретическая и прикладная физика». В курсе излагаются основополагающие вопросы, связанные со строением атома и вещества, теорией химической связи, термохимией, химической кинетикой, химией растворов и электрохимией.

Содержание курса

2 семестр

Физическая химия

Структура курса

Разделы	Лекции (ак.ч.)	Лаб. (ак.ч.)
1. Квантовая химия		
<p>1.1. Атом. Атомное ядро. Химические элементы. Изотопы химических элементов и атомная масса. Уравнение Шредингера и его решение для атома водорода. Квантовые числа. Понятие атомной орбитали. Принцип Паули и правило Хунда. Правило Клечковского. Явление проскока электрона. Энергия ионизации и сродство к электрону атома. Кайносимметрия и элементы-кайносимметрики.</p> <p>1.2. Периодическая система Менделеева. Современная трактовка периодического закона. Энергия ионизации и энергия сродства к электрону. Понятие электроотрицательности (ЭО), шкалы ЭО по Малликену, Оллреду – Рохову и Полингу.</p> <p>1.3. Понятие химической связи. Сильные и слабые взаимодействия: разделение типов химической связи. Ковалентная связь. Методы валентных связей (ВС) и молекулярных орбиталей (МО ЛКАО) для описания ковалентной связи в молекулах. Теория гибридизации. Типы гибридизации. Сигма-, пи- и дельта-перекрывание орбиталей. Металлическая связь, зонная теория. Ионная связь. Водородная связь. п-п-стэкинг. Агостические взаимодействия. Металлофильные взаимодействия. Ван-дер-Ваальсовы взаимодействия.</p>	6	
2. Кристаллохимия		
2.1. Строение и особенности кристаллического состояния вещества. Элементарная ячейка кристалла. 14 ячеек Бравэ. Аллотропия и полиморфизм. Ковалентные кристаллы. Типичные металлические кристаллы. Типичные ионные кристаллы.	2	
3. Термохимия		
<p>3.1. Первое начало термодинамики. Энтальпия образования вещества и тепловой эффект реакции. Экзо- и эндотермические реакции. Закон Гесса, следствия из него.</p> <p>3.2. Понятие энтропии, второе и третье начала термодинамики. Энтропия образования вещества, изменение энтропии в химическом процессе.</p>	4	
4. Химическая кинетика		
<p>4.1. Скорость химической реакции. Понятие элементарной реакции. Гомо- и гетерогенные реакции. Механизм реакции, лимитирующая стадия. Кинетическое уравнение реакции и закон действующих масс.</p> <p>4.2. Константа скорости реакции, порядок реакции по веществу. Молекулярность реакции. Энергия активации ре-акции, уравнение Аррениуса и предэкспоненциальный фактор. Понятие переходного комплекса. Эмпирическое правило Вант-Гоффа. Катализ. Факторы, влияющие на скорость реакции.</p>	4	
5. Химическое равновесие и энергия Гиббса		
<p>5.1. Признаки истинного химического равновесия. Ложное равновесие. Равновесная концентрация. Принцип Ле Шателье. Описание химического равновесия – кинетический и термодинамический подходы. Термодинамическая константа равновесия.</p> <p>5.2. Энергия Гиббса реакции как критерий самопроизвольного протекания реакции. Стандартная энергия Гиббса и ее связь с константой химического равновесия.</p>	4	
6. Химия растворов		
<p>6.1. Современное определения понятия раствор. Растворы и энергия сольватации. Растворы неэлектролитов и электролитов. Способы выражения концентраций растворов. Слабые электролиты. Константа диссоциации. Степень диссоциации. Закон разбавления Оствальда.</p> <p>6.2. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Автопротолиз воды. Индикаторы. Буферные растворы, уравнение Гендерсона - Гассельбаха. Гидролиз. Степень и константа гидролиза. Взаимное усиление гидролиза.</p> <p>6.3. Произведение растворимости.</p>	8	
7. Электрохимия		
<p>7.1. Типы окислительно-восстановительных реакций (ОВР). Метод полуреакций (электронно-ионный баланс).</p> <p>7.2. Стандартные электродные потенциалы. Восстановительный потенциал, уравнение Нернста и его связь с энергией Гиббса.</p> <p>7.3. Устойчивость форм в водных растворах.</p>	4	

Перечень лабораторных работ:

1. Основные классы неорганических соединений
2. Приготовление раствора хлорида натрия заданной концентрации
3. Определение константы диссоциации слабой кислоты методом прямой кондуктометрии
4. Расчёт и измерение водородного и гидроксильного показателей, буферные растворы
5. Гидролиз солей
6. Действие кислот и щелочей на металлы
7. Примеры окислительно-восстановительных реакций
8. Часы этой лабораторной работы идут на выполнение должниками пропущенных работ.
Студенты, не имеющие долгов, автоматически получают +5 баллов.

Рекомендуемые ресурсы

1. Королев Д.А., Кривошапкин П.В., Учебно-методическое пособие по курсам общей, неорганической и физической химии [Электронный ресурс] : учебно-метод. пособие –Электрон. Дан. – Санкт-Петербург: Университет. ИТМО, 2021. – 102 с. — Режим доступа: <https://books.ifmo.ru/file/pdf/2748.pdf>
2. Общая химия. Теория и задачи: Учебное пособие [Электронный ресурс] : учеб. пособие / Н.В. Коровин [и др.]. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург: Лань, 2017. – 492 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/97169>
3. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург: Лань, 2014. – 752 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/50684>

Политика оценивания

Оценочные средства дисциплины: тестирование, лабораторная работа, отчет по лабораторной работе, рубежный тест, дифференцированный зачет.

В течение семестра при выставлении итоговой оценки учитываются баллы, полученные:

- **на лабораторных занятиях.** Сумма баллов за каждую лабораторную работу включает в себя баллы за работу в лаборатории и баллы за написанный отчет по итогам лабораторной работы.

За работу в лаборатории можно получить максимум 2 балла, эти баллы определяют поведение студента в лаборатории, выполнение им норм техники безопасности и правильность выполнения каждого конкретного опыта. Нарушение техники безопасности при проведении опытов в лаборатории, неверное выполнение опытов в виду отклонения или непонимания материала в методическом пособии по лабораторным работам, опоздание на лабораторную работу приведет к полному или частичному снятию этих баллов.

Также каждый студент обязан приложить после выполнения лабораторной работы отчет, за каждый отчет можно получить максимум 3 балла. За ошибки в отчете баллы снижаются.

- **на рубежных тестах 1 и 2.** Первый тест проводится примерно в середине семестра, второй – ближе к концу семестра. Каждый рубежный тест состоит из 30 вопросов, охватывает часть материала по лекционному курсу и составлен в формате «правда/ложь». На каждый рубежный тест выделяется 30 минут астрономического времени.

Дифференцированный зачет по дисциплине представляется собой тест, содержащий 30 вопросов по лекционному курсу и практикуму. Тест имеет 4 варианта ответов, возможен один или несколько верных ответов. При неверном ответе на отдельное задание в тесте (выбор одного и/или нескольких неверных вариантов ответов), это задание не засчитывается полностью (-1 балл). Сумма баллов выставляется по всем верно решенным вопросам. На тест уделяется 1,5 часа астрономического времени.

Максимальное число баллов за курс – 100 (+3).

Оценка формируется исходя из количества баллов: от 90 до 100 – «отлично», от 74 до 90 – «хорошо», от 60 до 74 – «удовлетворительно».

Максимальное число баллов за тест на дифференцированном зачете – 30 (min 20)

Максимальное число баллов за каждый рубежный тест – 15 (min 8), итого – 30 баллов.

Максимальное число баллов за все лабораторные работы – 40 (min 20)

Важно! Студенты, которые планируют получить дополнительные 3 балла, должны выставить соответствующий запрос в БАРС 2.0 ближе к концу семестра. Дополнительные 3 балла – три вопроса по курсу в устной форме.

Тип самостоятельных заданий

Примерный перечень вопросов к рубежным тестам:

№ п/п	Вопрос	Правда	Ложь
1.	В соответствии с принципом Паули в атоме можно обнаружить два электрона с одинаковым набором квантовых чисел		
2.	Явление проскока электрона наблюдается в атомах меди и золота		
3.	Волновая функция электрона не зависит от квантовых чисел n , l , m		

4.	При одинаковом значении суммы $(n + l)$ для двух подуровней, первым в атоме будет заполняться подуровень с большим значением n		
5.	Теория валентных связей объясняет парамагнетизм молекулярного кислорода		
6.	Реакция $\text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaBr} + \text{NaBrO} + \text{H}_2\text{O}$ является реакцией диспропорционирования		
7.	Сумма всех стехиометрических коэффициентов в реакции $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \dots$ равна девяти		
8.	Стандартный кислый раствор перманганата калия будет устойчив		
9.	Йодат-ион способен окислить металлическую медь в кислом растворе при $\text{pH} = 0$		
10.	pH 0.015 М раствора йодоводородной кислоты равен 1.82		

Примерный перечень вопросов к дифференцированному зачету:

1. Явление вторичной периодичности наблюдается в ряду элементов:
 - а) Cr, Mn, Fe, Co;
 - б) Si, Ge, Sn, Pb;
 - в) B, Al, Ga, Tl;
 - г) C, N, O, F.
2. Сродство к электрону может быть величиной:
 - а) только положительной;
 - б) положительной и отрицательной;
 - в) только отрицательной;
 - г) равной нулю и отрицательной.
3. Ковалентный характер связи имеет место быть в следующих веществах:
 - а) вода;
 - б) оксид азота(II);
 - в) хлорид калия;
 - г) калий.