

МИНОБРНАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования
«Новосибирский национальный исследовательский государственный университет»
(Новосибирский государственный университет, НГУ)
**Структурное подразделение Новосибирского государственного университета –
Специализированный учебно-научный центр Университета (СУНЦ НГУ)**
Министерство науки и высшего образования Российской Федерации

СОГЛАСОВАНО Заместитель директора по УР  (Петровская О.В.) 23 ноября 2023 г.	УТВЕРЖДЕНО На заседании ученого совета СУНЦ НГУ Протокол № 48 от 23 ноября 2023 г.	УТВЕРЖДАЮ Директор СУНЦ НГУ  (Некрасова Л.А.) 23 ноября 2023 г.
---	--	---

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА
курса внеурочной деятельности «Решение олимпиадных задач по физической
химии»

Заведующий кафедрой химии
Барам Светлана Григорьевна, к.х.н.


Новосибирск 2023

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Аннотация программы спецкурса

Содержание спецкурса охватывает круг вопросов, связанных с основными понятиями общей химии в рамках физической химии, рассматриваются основы химической термодинамикой и кинетики, знания которых необходимы для решения школьных олимпиадных задач различного уровня.

Основными целями освоения программы спецкурса является развитие у школьников понимания важных аспектов физической химии и химического мировоззрения в целом, приобретение ими современных представлений о химическом процессе на основе химической термодинамики и кинетики химических реакций, приобретение навыков использования справочных данных и теоретических знаний для описания различных физико-химических систем.

На занятиях школьники учатся использовать методологию предмета для решения различных конкретных физико-химических задач, опирающихся на справочные данные и на общие теоретические знания предмета.

Изложение теоретического материала подкрепляется решением учебных и реальных олимпиадных заданий различного уровня. На спецкурсе сначала разбираются основные темы общей химии (уравнение состояния идеального газа, тепловой эффект химической реакции, коллигативные свойства растворов), знания которых в дальнейшем помогают изучать более сложные темы для решения олимпиадных заданий (химическая термодинамика, кинетика и электрохимия)

Программа спецкурса рассчитана на 68 часов (2 часа в неделю в течение учебного года).

ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ

В результате освоения программы спецкурса обучающийся должен:

- иметь представление об основных понятиях и закономерностях химической термодинамики (уравнение состояния идеального газа, тепловой эффект химической реакции, термодинамическое равновесие, энергетика и упорядоченность термодинамической системы) и электрохимии (уравнение Нернста и расчет ЭДС);
- уметь применять полученные знания при решении таких задач, как определение теплового эффекта химической реакции с применением закона Гесса, расчет константы равновесия химической реакции и равновесного состава системы, в которой протекает одна или более химических реакций; вычисление рН и концентраций частиц в растворах кислот, оснований и солей из констант кислотности (основности) и произведений растворимости; нахождение величин ЭДС из справочных данных по электродным потенциалам и др.
- иметь представления об основных понятиях и закономерностях химической кинетики (формальная кинетика, общие методы описания простых и сложных реакций, основы катализа)
- уметь применять полученные знания и навыки для решения олимпиадных задач, включающих в себя кинетику простых и сложных химических реакций (определение кинетических порядков химических реакций, расчет энергии активации)

СОДЕРЖАНИЕ СПЕЦКУРСА

Тема 1. (2 часа). Уравнение состояния идеального газа. Приближения модели идеального газа. Закон Авогадро. Универсальная газовая постоянная. Перевод одних единиц измерения в другие. Плотность идеального газа.

Тема 2. (2 часа). Тепловой эффект химической реакции. Стандартное состояние вещества, его теплота образования. Закон Гесса и следствия из него. Тепловой эффект образования вещества. Применение следствия из закона Гесса: расчёт теплового эффекта реакции. Тепловой эффект обратной реакции. Теплота фазового перехода. Применение закона Гесса: нахождение теплового эффекта реакции сложением-вычитанием других уравнений реакции. Энтальпия реакции.

Тема 3. (2 часа). Раствор, растворитель, растворённое вещество. Коллигативные свойства растворов. Первый закон Рауля. Второй закон Рауля. Моляльная концентрация (моляльность) вещества. Криоскопия, эбулиоскопия. Осмотическое давление раствора.

Тема 4. (2 часа). Понятие термодинамического равновесия. Нулевое начало термодинамики. Способы достижения термодинамического равновесия. Произведение реакции. Константа равновесия реакции. Предсказание направления протекания реакции. Принцип Ле-Шателье.

Тема 5. (4 часа). Алгоритм решения задач на нахождение равновесного состава системы при постоянном объёме или при постоянном давлении.

Тема 6. (4 часа). Фазовые переходы. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем. Критическое состояние вещества. Фазовые диаграммы многокомпонентных систем.

Тема 7. (2 часа). Энергетика и упорядоченность системы. Энтропия термодинамической системы, её изменение в ходе реакции. Энтропия вещества, ее ноль отсчета. Энтальпия термодинамической системы, её изменение в ходе реакции. Энтальпия образования вещества. Работа системы в ходе реакции. Свободная энергия Гиббса, её изменение в ходе реакции. Стандартные величины энтальпии, энтропии, энергии Гиббса, их связь с константой равновесия реакции. Оценка знаков изменения термодинамических величин в ходе реакции. Оценка температуры сдвига химического равновесия.

Тема 8. (2 часа). Энергия кристаллической решетки: цикл Борна-Габера. Геометрические параметры кристаллической решётки. Связь молярной массы с геометрическими параметрами решётки.

Тема 9. (2 часа). Классификация растворителей. Понятие электролитической диссоциации. Теория диссоциации Аррениуса. Протолитическая теория Бренстеда-Лоури. Теория сольвосистем. Константы кислотной и основной диссоциации. Ионное произведение воды.

Тема 10. (2 часа). Водородный показатель (рН раствора), среда раствора. Диссоциация сильных кислот и оснований в водном растворе. Диссоциация слабых кислот и оснований в водном растворе. Степень диссоциации. Закон разбавления Оствальда.

Тема 11. (2 часа). Гидролиз солей. Константа гидролиза. Расчёт степени гидролиза.

Тема 12. (2 часа). Буферные растворы. Уравнение Гендерсона-Гассельбаха. Буферная ёмкость раствора. Амфолиты. Расчёт рН амфолитов.

Тема 13. (2 часа). Многоступенчатые кислотно-основные равновесия с разделёнными ступенями. Расчёты при заданном постоянном рН. Соотношения между концентрациями форм при заданном рН. Функция Ледена.

Тема 14. (2 часа). Кислотно-основное титрование. Кислотно-основные индикаторы. Индикаторная ошибка. Построение кривых титрования.

Тема 15. (2 часа). Равновесия с участием труднорастворимых соединений. Обратимость стадии растворения вещества. Растворимость. Эффект одноименного иона. Растворимость при заданном рН. Принципиальная возможность осаждения.

Тема 16. (2 часа). Основные понятия формальной кинетики. Гомогенные и гетерогенные реакции. Скорость гомогенных и гетерогенных реакций. Элементарные и сложные реакции. Понятие механизма сложной реакции. Закон действующих масс (закон Гульдберга-Вааге). Порядок реакции. Молекулярность реакции. Константа скорости. Уравнения кинетических кривых участников реакции. Энергия активации реакции. Графики в аррениусовских координатах.

Тема 17. (2 часа). Связь кинетики с термодинамикой. Точка «сшивки». Выражение константы равновесия через константы скорости. Абсолютная скорость обратимой реакции через её энергию Гиббса.

Тема 18. (2 часа). Обратная задача кинетики. Нахождение порядков реакции. Методы нахождения порядков реакции по компонентам и общего порядка реакции.

Тема 19. (2 часа). Общие методы описания протекания сложных реакций. Скорость сложной реакции. Параллельные реакции: кинетические кривые реагента и продуктов. Эффективная константа скорости сложной реакции. Селективность процесса. Последовательные реакции. Общая скорость обратимой реакции.

Тема 20. (2 часа). Приближённые методы анализа сложных реакций. Лимитирующая стадия сложной реакции. Метод квазистационарных концентраций. Метод квазиравновесных концентраций.

Тема 21. (2 часа). Цепные неразветвленные реакции. Цепные реакции с вырожденным разветвлением. Цепные разветвленные реакции. Самовоспламенение.

Тема 22. (2 часа). Катализ. Ингибирование. Принцип нерасходования катализатора. Инициатор. Принцип действия катализатора. Катализ и равновесие.

Тема 23. (2 часа). Ферментативный катализ. Схема Михаэлиса-Ментен. Особенности гетерогенно-каталитических процессов. Адсорбция. Автокатализ.

Тема 24. (2 часа). Теория активированного комплекса. Термодинамическая формулировка теории активированного комплекса. Корреляционные соотношения.

Тема 25. (2 часа). Уравнение Нернста. Константа равновесия окислительно-восстановительных реакций. Обратимость окислительно-восстановительных реакций. Формальный потенциал полуреакции. Расчет потенциала полуреакции. Диаграммы Латимера. Диаграммы Фроста. Гальванические элементы.

ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ

№ п/п	Наименование разделов и тем программы	Коли- чество часов	Воспитательный компонент
Раздел 1. Введение в физическую химию			
1.1.	Уравнение состояния идеального газа. Газовые законы	2	Приобщение обучающихся к ценностям научного познания, их готовность к саморазвитию, самостоятельности, умению выявлять проблемы
1.2.	Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса. Энтальпия реакции.	2	
1.3.	Растворы. Коллигативные свойства растворов. Законы Рауля. Криоскопия, эбулиоскопия. Осмотическое давление раствора.	4	
Итого по разделу		8	
Раздел 2. Термодинамика			
2.1.	Термодинамическое равновесия. Константа равновесия. Принцип Ле-Шателье.	2	Воспитание готовности у обучающихся руководствоваться системой позитивных ценностных ориентаций и расширение опыта познавательной деятельности.
2.2.	Задачи на нахождение равновесного состава системы.	4	
2.3.	Фазовые диаграммы.	4	
2.4.	Энтропия. Энтальпия. Свободная энергия Гиббса. Оценка знаков изменения термодинамических величин в ходе реакции. Оценка температуры сдвига химического равновесия.	4	Привлечение внимания обучающихся к ценностному аспекту изучения химии и химических явлений, инициирование обсуждений, высказываний собственного мнения, выработка личностного отношения к природным явлениям
2.5.	Цикл Борна-Габера. Геометрические параметры кристаллической решётки.	2	
2.6.	Электролитическая диссоциации. Теория сольвосистем. Константы кислотной и основной диссоциации.	2	
2.7.	Водородный показатель (рН раствора), среда раствора. Диссоциация сильных кислот и оснований в водном растворе. Диссоциация слабых кислот и оснований в водном растворе. Степень диссоциации. Закон разбавления	4	

	Оствальда.		
2.8.	Гидролиз солей. Константа гидролиза. Расчёт степени гидролиза.	2	
2.9.	Буферные растворы. Уравнение Гендерсона-Гассельбаха. Буферная ёмкость раствора. Амфолиты. Расчёт pH амфолитов.	4	
2.10.	Многоступенчатые кислотно-основные равновесия с разделёнными ступенями. Расчёты при заданном постоянном pH. Функция Ледена.	4	
2.11.	Кислотно-основное титрование. Кислотно-основные индикаторы. Индикаторная ошибка. Построение кривых титрования.	4	
2.12.	Равновесия с участием труднорастворимых соединений. Растворимость. Принципиальная возможность осаждения.	2	
Итого по разделу		38	
Раздел 3. Кинетика			
3.1.	Основные понятия формальной кинетики. Элементарные и сложные реакции. Понятие механизма сложной реакции. Закон действующих масс Константа скорости. Уравнения кинетических кривых участников реакции. Энергия активации реакции. Графики в аррениусовских координатах.	4	Развитие и поддержка одаренности обучающихся и обеспечение участия в олимпиадах и конкурсах Установление доверительных отношений между руководителем объединений и обучающимися и между обучающимися непосредственно через беседы, дискуссии
3.2.	Связь кинетики с термодинамикой. Точка «сшивки». Выражение константы равновесия через константы скорости. Абсолютная скорость обратимой реакции через её энергию Гиббса.	2	
3.3.	Обратная задача кинетики. Нахождение порядков реакции. Методы нахождения порядков реакции по компонентам и общего порядка реакции.	4	

3.4.	Общие методы описания протекания сложных реакций. Скорость сложной реакции. Эффективная константа скорости сложной реакции.	2	
3.5.	Приближённые методы анализа сложных реакций. Лимитирующая стадия сложной реакции. Метод квазистационарных концентраций. Метод квазиравновесных концентраций.	4	
3.6.	Цепные неразветвленные реакции. Цепные реакции с вырожденным разветвлением. Цепные разветвленные реакции. Самовоспламенение.	2	
3.7.	Катализ. Ингибирование. Принцип нерасходования катализатора. Инициатор. Принцип действия катализатора. Катализ и равновесие.	2	
3.8.	Ферментативный катализ. Схема Михаэлиса-Ментен. Особенности гетерогенно-каталитических процессов. Адсорбция. Автокатализ.	2	
3.9.	Теория активированного комплекса. Термодинамическая формулировка теории активированного комплекса. Корреляционные соотношения.	2	
Итого по разделу		26	
Раздел 4. Электрохимия			
4.1.	Уравнение Нернста. Константа равновесия окислительно-восстановительных реакций. Обратимость окислительно-восстановительных реакций. Формальный потенциал полуреакции. Расчет потенциала полуреакции. Диаграммы Латимера. Диаграммы Фроста. Гальванические элементы.	4	Готовность обучающихся к саморазвитию, самостоятельности и личному самоопределению Наличие мотивации к целенаправленной социально значимой деятельности Сформированность ценностей самостоятельности и инициативы. Осознание российской гражданской идентичности.

Итого по разделу	4
Всего	68

**УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО
ПРОЦЕССА**

а) Основная литература:

1. Химия. Справочные материалы / Под ред. Ю.Д.Третьякова.- М.: Просвещение, 1994.
2. Еремин В.В. Теоретическая и математическая химия для школьников. Подготовка к химическим олимпиадам. – М.: МЦНМО, 2007. – 392 с.
3. Основы физической химии. Теория и задачи. Учеб. пособие для вузов / В.В. Еремин, С.И. Каргов, И.А. Успенская, В.В. Лунин. – М.: Издательство «Экзамен», 2005. – 480 с.
4. Карнаухов, Т.М. Кислотно-основные равновесия для олимпиадников: Учеб. Пособие – Новосибирск: ИПЦ НГУ, 2018 – 112 с.
5. Физическая химия – 1. Сборник задач. Учеб.-метод. пособие / сост. Л.Ф. Крылова, Г.А. Костин, Г.И. Шамовская; Новосибирск. гос. ун-т. – Новосибирск: РИЦ НГУ, 2014. – 169 с.

б) Дополнительная литература:

1. Хаускрофт К., Констебл Э. Современный курс общей химии (В двух томах).- М.: Мир, 2002.
2. П.А. Колинко, Д.В. Козлов. Химическая кинетика в курсе физической химии: Учеб.-метод. пособие – Новосибирск, 2013 – 99 с.

в) Программное обеспечение и Интернет-ресурсы:

1. Интернет-представительство факультета естественных наук НГУ (Методические пособия) – <http://fen.nsu.ru/fen.phtml?topic=meth>
2. Интернет-представительство кафедры общей химии ФЕН НГУ: www.fen.nsu.ru/genchem
3. Электронная библиотека учебных материалов по химии химического факультета МГУ: <http://www.chem.msu.ru/rus/elibrary>
4. Портал тестирования ММЦ НГУ: <http://mmc2.nsu.ru>
5. Интернет-портал фундаментального химического образования России: www.chem.msu.ru
6. Химический интернет-портал: www.chemport.ru
7. Научно-популярный портал: www.elementy.ru