

МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕЩЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Министерство образования и науки Республики Коми
Администрация МОГО "Инта"
МАОУ Гимназия № 3

РАССМОТРЕНО

Методическим Советом

МАОУ Гимназия №3

Протокол №1 от «30» августа 2023 г.

УТВЕРЖДЕНО

Директором МАОУ Гимназия №3

Приказ №170 от «30» августа 2023 г.

**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА
элективного курса**

**«Направления химических реакций»
для учащихся 11 классов**

Автор программы Мингазова Г.Г.,
учитель химии

г. Инта

2023

Пояснительная записка

Программа элективного курса по химии на уровне среднего общего образования разработана на основе Федерального закона от 29.12.2012 № 273-ФЗ «Об образовании в Российской Федерации», требований к результатам освоения федеральной образовательной программы среднего общего образования (ФОП СОО), представленных в Федеральном государственном образовательном стандарте СОО, с учётом Концепции преподавания учебного предмета «Химия» в образовательных организациях Российской Федерации, реализующих основные образовательные программы, и основных положений «Стратегии развития воспитания в Российской Федерации на период до 2025 года» (Распоряжение Правительства РФ от 29.05. 2015 № 996 - р.).

Основу подходов к разработке программы элективного курса по химии, к определению общей стратегии обучения, воспитания и развития обучающихся средствами учебного предмета «Химия» для 10–11 классов на базовом уровне составили концептуальные положения ФГОС СОО о взаимообусловленности целей, содержания, результатов обучения и требований к уровню подготовки выпускников. Количество часов, выделенное для реализации рабочей программы в учебном плане МАОУ Гимназия № 3.

Число часов	Недельный план	Всего часов (годовой)
Предмет	11 класс	11 класс
Химия	1	34
Всего	1	34

Одной из целей естественнонаучного образования является формирование систематического подхода к рассмотрению химических процессов. Для учащихся, выбравших естественнонаучное направление, уже недостаточно простой констатации фактов, касающихся химических свойств веществ. Важно научиться предсказывать возможность протекания той или иной химической реакции, находить способы управления химическими процессами. Для этого необходимо выбрать критерии протекания химических реакций в заданном направлении и уметь определять условия достижения химического равновесия.

Хотя перечисленные вопросы обозначены в учебниках химии для старшей школы, рассмотрение их на базовом уровне носит поверхностный характер, что не позволяет в должной мере применять при обсуждении критериев направления химических реакций разных типов числовые данные и результаты расчетов.

Цель курса: углубление знаний учащихся по теме «Направление химических реакций».

Задачи курса: формирование умений и навыков комплексного осмысления знаний, помощь учащимся в подготовке к поступлению в вузы.

В предлагаемом элективном курсе в качестве возможных критериев протекания химической реакции в заданном направлении последовательно предлагаются энтальпия, энтропия, энергия Гиббса, потенциал. При этом в каждом случае рассматриваются возможности применения этих критериев в различных системах (в стандартных и нестандартных условиях) и ограничения по их применению.

Изменения

Формы организации учебных занятий: лекция, лабораторные опыты, практические работы, семинары, конференции (дискуссия, ролевые игры).

Формами контроля за уровнем достижений учащихся служат итоговые учебные проекты (учебно-исследовательские работы учащихся, рефераты).

Элективный курс предназначен для учащихся 11 класса.

Курс рассчитан на 34 часа.

Тематический план

Наименование разделов, тем	Количество часов	в том числе: практические работы
Тема 1 <i>Энтальпия</i>	3	1
Тема 2 <i>Энтропия</i>	6	1
Тема 3 <i>Энергия Гиббса</i>	4	1
Тема 4 <i>Потенциал</i>	6	1
Тема 5 <i>Влияние температуры</i>	4	1
Тема 6 <i>Влияние концентрации</i>	6	1
Обобщение	4	
ИТОГО	34	6

Основное содержание обучения

Тема 1. Энтальпия (3 ч)

Тепловой эффект химической реакции. Экзо- и эндотермические реакции. Первое начало термодинамики. Стандартная энтальпия. Энтальпия образования вещества. Закон Гесса. Критерий Берто — Томсена для определения возможности протекания химического процесса.

Демонстрации. Тепловой эффект при растворении серной кислоты в воде. Тепловой эффект растворения гидроксида калия в воде.

Практическая работа. Тепловой эффект растворения нитрата аммония.

Решение задач. Расчет теплового эффекта химической реакции. Расчеты по термохимическим уравнениям.

Обсуждаемые вопросы. Использование энтальпии в качестве критерия для определения возможности протекания прямой или обратной реакции.

Тема 2. Энтропия (6 ч)

Изолированные системы. Второе начало термодинамики. Энтропия как «приведенная теплота» и как способ выражения термодинамической вероятности. Стандартная энтропия. Критерий протекания реакции и установления равновесия в изолированной системе. «Тепловая смерть» (предполагаемый приход Вселенной к состоянию максимальной энтропии).

Демонстрации. Необратимое разложение дихромата аммония.

Практические работы. Образование водорода при взаимодействии металлов с кислотами. Осаждение сульфидов меди и цинка.

Решение задач. Расчет изменения энтропии в ходе химической реакции.

Обсуждаемые вопросы. Использование энтропии в качестве критерия для определения возможности протекания прямой или обратной реакции.

Тема 3. Энергия Гиббса (4 ч)

Закрытая система. Стандартная энергия Гиббса. Критерий протекания реакции и установления равновесия в закрытой системе.

Демонстрации. Взаимодействие алюминия с йодом.

Практическая работа. Термическое разложение перманганата калия.

Решение задач. Расчет энергии Гиббса.

Обсуждаемые вопросы. Использование стандартной энергии Гиббса в качестве критерия для определения возможности протекания прямой или обратной реакции в стандартных и нестандартных условиях.

Тема 4. Потенциал (6 ч)

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронно-ионных полуравнений. Стандартный водородный электрод. Стандартный потенциал. Электрохимический ряд напряжений металлов. Сравнение силы окислителей и восстановителей. Критерий протекания окислительно-восстановительной реакции и установления равновесия.

Демонстрации. Восстановление водородом серебра. Гальванический элемент и водородный электрод.

Практические работы. Коммутация иодид- и иодат-ионов в кислотной среде. Омеднение железа и цинка.

Решение задач. Расчет потенциалов. Стехиометрические расчеты по уравнениям окислительно-

восстановительных реакций.

Обсуждаемые вопросы. Использование стандартного электродного потенциала в качестве критерия для определения возможности протекания прямой или обратной окислительно-восстановительной реакции в стандартных и нестандартных условиях.

Тема 5. Влияние температуры (4 ч)

Энтальпийный фактор. Энтропийный фактор. Возможность протекания химической реакции в зависимости от знака изменения энтропии и температуры. Температура равновесия прямой и обратной реакций

Демонстрации. Смещение равновесия димеризации оксида азота (IV) в газовой фазе.

Практическая работа. Смещение химического равновесия под действием нагревания или охлаждения.

Решение задач. Расчет температуры равновесия прямой и обратной реакций.

Обсуждаемые вопросы. Влияние температуры на изменение направления химической реакции.

Тема 6. Влияние концентрации (6 ч)

Константа равновесия. Связь между концентрацией и парциальным давлением газообразного вещества. Изменение направления реакции путем изменения давления и(или) концентраций участников реакции.

Демонстрации. Равновесие между хромат- и дихромат-анионами.

Практическая работа. Смещение химического равновесия в системе ацетат натрия — вода при изменении температуры.

Решение задач. Расчет степени протекания реакции в стандартных и нестандартных условиях. Определение начальных и равновесных концентраций.

Обсуждаемые вопросы. Способы изменения концентраций участников реакции.

Требования к результатам обучения

После изучения элективного курса *учащиеся должны:*

- *знать* классификацию термодинамических систем, понятие об обратимых и необратимых реакциях, критерии, определяющие направление химических реакций (в том числе окислительно-восстановительных), условия установления и смещения химического равновесия;
- *уметь* подбирать коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронно-ионного баланса; составлять термохимические уравнения реакций; вести термохимические расчеты с использованием стандартных значений термодинамических величин — энтальпии, энтропии, энергии Гиббса, окислительно-восстановительного потенциала — и применять эти расчеты для предсказания направления химических реакций в гомогенных, гетерогенных системах, газовых смесях, растворах; рассчитывать состав равновесных систем, пользуясь концентрационными константами химического равновесия; пользоваться справочными таблицами и литературными данными для поиска значений термодинамических величин.

Критерии и нормы оценки знаний и умений учащихся

Оценка теоретических знаний

«зачет»:

- ответ полный и правильный на основании изученных теорий;

- материал изложен в определенной логической последовательности, литературным языком;

ответ самостоятельный.

- ответ полный и правильный на основании изученных теорий;

- материал изложен в определенной логической последовательности, при этом допущены две-три несущественные ошибки, исправленные по требованию учителя.

- ответ полный, но при этом допущена существенная ошибка или ответ неполный, несвязный.

«незачет»: при ответе обнаружено непонимание учащимся основного содержания учебного материала или допущены существенные ошибки, которые учащийся не может исправить при наводящих вопросах учителя.

Оценка экспериментальных умений

Оценка ставится на основании наблюдения за учащимся и письменного отчета за работу.

«зачет»:

- работа выполнена полностью и правильно, сделаны правильные наблюдения и выводы;
- эксперимент проведен по плану с учетом техники безопасности и правил работы с веществами и оборудованием;

- проявлены организационно-трудовые умения (поддерживаются чистота рабочего места и порядок на столе, экономно используются реактивы).

- работа выполнена правильно, сделаны правильные наблюдения и выводы, но при этом эксперимент проведен не полностью или допущены несущественные ошибки в работе с веществами и оборудованием.

- работа выполнена правильно не менее чем наполовину или допущена существенная ошибка в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, в соблюдении правил техники безопасности при работе с веществами и оборудованием, которая исправляется по требованию учителя.

«незачет»: допущены две (и более) существенные ошибки в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, в соблюдении правил техники безопасности при работе с веществами и оборудованием, которые учащийся не может исправить даже по требованию учителя.

Список литературы

1. Демонстрационные опыты по общей и неорганической химии: Учеб. пособие для студентов вузов / Б. Д. Степин, Л. Ю. Аликберова, Н. С. Рукк, Е. В. Савинкина. — М.: ВЛАД ОС, 2003.
2. Леенсон И. А. Химические реакции: Тепловой эффект, равновесие, скорость. — М.: Астрель, 2002.
3. Лидин Р. А., Аликберова Л. Ю. Химия: Справочник для старшеклассников и поступающих в вузы. — М.: АСГ-ПРЕСС ШКОЛА, 2002.
4. Лидин Р. А., Молочко В. А., Андреева Л. Л. Химия для школьников старших классов и поступающих в вузы. Теоретические основы. Вопросы. Задачи. Тесты. — М.: Дрофа, 2004.
5. Лидин Р. А., Якимова Е. Е., Вотникова Н. А. Химия. 10—11 кл.: Учеб. пособие. — М.: Дрофа, 2000.

Планирование по занятиям

№ занятия	№ занятия в теме	Название	Содержание
Тема 1 Энтальпия (3 ч)			
1	1	Тепловой эффект химических реакций	Тепловой эффект химической реакции. Экзо- и эндотермические реакции. Первое начало термодинамики. Стандартная энтальпия. Энтальпия образования вещества. Закон Гесса. Критерий Бергто — Томсена для определения возможности протекания химического процесса. <i>Демонстрации.</i> Тепловой эффект при растворении серной кислоты в воде. Тепловой эффект растворения гидроксида калия в воде.
2	2	Практическая работа «Тепловой эффект растворения нитрата аммония»	
3	3	Решение задач	<i>Решение задан.</i> Расчет теплового эффекта химической реакции. Расчеты по термохимическим уравнениям. <i>Обсуждаемые вопросы.</i> Использование энтальпии в качестве критерия для определения возможности протекания прямой или обратной реакции.
Тема 2 Энтропия (6 ч)			
4	1	Изолированные системы	Изолированные системы. Второе начало термодинамики. Энтропия как «приведенная теплота» и как способ выражения термодинамической вероятности.
5	2	Стандартная энтропия	Стандартная энтропия. <i>Демонстрации.</i> Необратимое разложение дихромата аммония.
6	3	Критерии протекания реакции	Критерий протекания реакции и установления равновесия в изолированной системе. «Тепловая смерть» (предполагаемый приход Вселенной к состоянию максимальной энтропии).
7	4	Практическая работа	<i>Практические работы.</i> Образование водорода при взаимодействии металлов с кислотами. Осаждение сульфидов меди и цинка.
8-9	5-6	Решение задач	<i>Решение задач.</i> Расчет изменения энтропии в ходе химической реакции. <i>Обсуждаемые вопросы.</i> Использование энтропии в качестве критерия для определения возможности протекания прямой или обратной реакции.
Тема 3 Энергия Гиббса (4 ч)			
10	1	Закрытые системы	Закрытая система. Критерий протекания реакции и установления равновесия в закрытой системе.
11	2	Стандартная энергия Гиббса	Стандартная энергия Гиббса <i>Демонстрации.</i> Взаимодействие алюминия с йодом.
12	3	<i>Практическая работа.</i> Термическое разложение перманганата калия.	

13	4	Решение задач	Расчет энергии Гиббса. <i>Обсуждаемые вопросы.</i> Использование стандартной энергии Гиббса в качестве критерия для определения возможности протекания прямой или обратной реакции в стандартных и нестандартных условиях.
Тема 4 Потенциал (6 ч)			
14	1	Окислительно-восстановительные реакции	Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронно-ионных полуреакций.
15	2	Стандартный потенциал	Стандартный водородный электрод. Стандартный потенциал.
16	3	Сравнение силы окислителя и восстановителя	Электрохимический ряд напряжений металлов. Сравнение силы окислителей и восстановителей.
17	4	Критерии протекания ОВР	Критерий протекания окислительно-восстановительной реакции и установления равновесия. <i>Демонстрации.</i> Восстановление водородом серебра. Гальванический элемент и водородный электрод.
18	5	Практическая работа	<i>Практические работы.</i> Конмутация иодид- и иодат-ионов в кислотной среде. Омеднение железа и цинка.
19	6	Решение задач	<i>Решение задач.</i> Расчет потенциалов. Стехиометрические расчеты по уравнениям окислительно-восстановительных реакций. <i>Обсуждаемые вопросы.</i> Использование стандартного электродного потенциала в качестве критерия для определения возможности протекания прямой или обратной окислительно-восстановительной реакции в стандартных и нестандартных условиях.
Тема 5 Влияние температуры (4 ч)			
21	1	Энтальпия и энтропия	Энтальпийный фактор. Энтропийный фактор. <i>Демонстрации.</i> Смещение равновесия димеризации оксида азота (IV) в газовой фазе. <i>Практическая работа.</i> Смещение химического равновесия под действием нагревания или охлаждения.
22	2	Температурный фактор	Возможность протекания химической реакции в зависимости от знака изменения энтропии и температуры. Температура равновесности прямой и обратной реакций
23	3	Практическая работа	<i>Практическая работа.</i> Смещение химического равновесия под действием нагревания или охлаждения.
24	4	Решение задач	<i>Решение задач.</i> Расчет температуры равновесности прямой и обратной реакций. <i>Обсуждаемые вопросы.</i> Влияние температуры на изменение направления химической реакции.
Тема 6 Влияние концентрации (6 ч)			
25 - 26	1-2	Константа равновесия	Константа равновесия. Связь между концентрацией и парциальным давлением газообразного вещества.
27	3	Изменение направления реакции	Изменение направления реакции путем изменения давления и(или) концентраций участников реакции. <i>Демонстрации.</i> Равновесие между хромат- и дихромат-анионами.
28	4	Практическая работа	<i>Практическая работа.</i> Смещение химического равновесия в системе ацетат натрия — вода при изменении температуры.
29	5-6	Решение задач	<i>Решение задач.</i> Расчет степени протекания реакции в

- 30			стандартных и нестандартных условиях. Определение начальных и равновесных концентраций. <i>Обсуждаемые вопросы.</i> Способы изменения концентраций участников реакции.
Обобщение			
31 - 32	1-2	Обобщение и повторение	Решение задач разных типов
33 - 34	3-4	Конференция (защита сообщений и мини-проектов)	

Примерная тематика творческих работ к конференции

1. Американский физик, химик Джозайя Гиббс.
2. Энтальпия реакции и тепловой эффект реакции.
3. Что такое энтропия?
4. Энтальпия и энтропия вещества: зависимость от температуры.
5. История открытия электрохимического ряда напряжений металлов.
6. Зависимость энергии Гиббса от температуры.
7. От термодинамики растворения — к технологии перекристаллизации. Вещества, применяемые в повседневной жизни.
8. Вальтер Нернст — изобретатель водородного электрода.
9. Химическое равновесие и химическая промышленность.

Вопросы для обсуждения

1. Использование стандартного электродного потенциала в качестве критерия для определения возможности протекания прямой или обратной окислительно-восстановительной реакции в стандартных и нестандартных условиях.
2. Как связан потенциал окислительно-восстановительной пары с энергией Гиббса окислительно-восстановительной реакции? Почему для расчетов используются стандартные условия? Как определить стандартные условия для конкретных окислительно-восстановительных реакций в водных растворах? Почему в качестве критерия самопроизвольного протекания окислительно-восстановительного процесса в стандартных условиях принимают значение разности потенциалов, большее нуля? При каком значении разности потенциалов такие процессы становятся практически необратимыми?

Примеры ролевых игр

1. Суд над Энтропией.
2. Турнир металлов и неметаллов