

МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕЩЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Министерство образования Иркутской области

Управление образования администрации Ангарского городского округа

МАОУ "Гимназия № 8"

РАССМОТРЕНО

Заведующий
отделением

Клочкова Е.А.

Протокол заседания № 1 от
28 августа 2024 г.

СОГЛАСОВАНО

Заместитель директора
по УВР

Чурахина Е.Н.

Протокол заседания НМС
№ 1 от 29 августа 2024 г.

УТВЕРЖДЕНО

Директор

Черниговская О.И.

Приказ № 306
от 30 августа 2024 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

курса внеурочной деятельности «Направления химических реакций»

для обучающихся 11 классов

г. Ангарск, 2024

Результаты освоения курса внеурочной деятельности

В результате изучения курса учащиеся научатся:

- ставить простейшие исследовательские задачи и решать их доступными средствами;
- представлять полученные результаты;
- иметь опыт дискуссии, проектирования и реализации учебных исследований, работы в коллективе;
- успешно самореализовываться в учебной деятельности.
- использовать приобретенные знания и умения в практической деятельности для решения заданий повышенной сложности из материалов ЕГЭ;
- отбирать и оценивать информацию;
- систематизировать знания по основным темам курса;
- искать, отбирать и оценивать информацию, систематизировать ее;
- точно и грамотно формулировать изученные теоретические положения и излагать собственные рассуждения при решении задач;
- 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.

Узнают:

- основные понятия и законы химии, её место и значимость в жизни;
- - универсальный характер законов логики химических рассуждений, их применимость во всех областях человеческой деятельности;
- 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;

Содержание учебного курса

Тема 1. Энтальпия(6 ч)

Тепловой эффект химической реакции. Экзо- и эндотермические реакции. Первое начало термодинамики. Стандартная энтальпия. Энтальпия образования вещества. Закон

Гесса. Критерий Бергло — Томсена для определения возможности протекания химического процесса. (составление конспектов, ментальных карт, кластеров, использование Интернет-ресурсов и компьютерных программ для моделирования и иллюстрации процессов)

Демонстрации. Тепловой эффект при растворении серной кислоты в воде. Тепловой эффект растворения гидроксида калия в воде. (наблюдение, дискуссия)

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). (составление конспектов, ментальных карт, кластеров, использование Интернет-ресурсов и компьютерных программ для моделирования и иллюстрации процессов)

Демонстрации. Необратимое разложение дихромата аммония. (наблюдение, дискуссия)

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 (2 ч)

Закрывающаяся система. Стандартная энергия Гиббса. Критерий протекания реакции и установления равновесия в закрытой системе. (составление конспектов, ментальных карт, кластеров, использование Интернет-ресурсов и компьютерных программ для моделирования и иллюстрации процессов)

Демонстрации. Взаимодействие алюминия с иодом. (наблюдение, дискуссия)

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 (9 ч)

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронно-ионных полуреакций. Стандартный водородный электрод. Стандартный потенциал. Электрохимический ряд напряжений металлов. Сравнение силы окислителей и восстановителей. Критерий протекания окислительно-восстановительной реакции и установления равновесия. (составление конспектов, ментальных карт, кластеров, использование Интернет-ресурсов и компьютерных программ для моделирования и иллюстрации процессов)

Демонстрации. Восстановление водородом серебра. Гальванический элемент и водородный электрод. (наблюдение, дискуссия)

Практические работы. Омеднение железа и цинка в растворе сульфата меди (II).

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. (составление конспектов, ментальных карт, кластеров, использование Интернет-ресурсов и компьютерных программ для моделирования и иллюстрации процессов)

Демонстрации. Смещение равновесия димеризации оксида азота (IV) в газовой фазе (моделирование процесса с помощью компьютерных программ). (наблюдение, дискуссия)

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 (7 ч)

Константа равновесия. Связь между концентрацией и парциальным давлением газообразного вещества. Изменение направления реакции путем изменения давления и(или) концентраций участников реакции. (составление конспектов, ментальных карт, кластеров, использование Интернет-ресурсов и компьютерных программ для моделирования и иллюстрации процессов)

Демонстрации. Равновесие между хромат- и дихромат-анионами. (наблюдение, дискуссия) (наблюдение, дискуссия)

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

Тематическое планирование

№	Тема занятия	Количество часов
Тема 1. Энтальпия		<i>(6 ч)</i>
1	Введение. Тепловой эффект химической реакции. Экзо и эндотермические реакции. Первое начало термодинамики	1 ч
2	Стандартная энтальпия. Расчет теплового эффекта химической реакции	1ч
3	Закон Гесса.	1ч
4	Критерий Бертелло — Томсена для определения возможности протекания химического процесса.	1ч
5	<i>Практическая работа 1.</i> Тепловой эффект растворения нитрата аммония.	1ч
6	Расчеты по термохимическим уравнениям.	1ч
Тема 2. Энтропия		6 ч
7	Изолированные системы. Второе начало термодинамики.	1ч
8	Энтропия как «приведенная теплота» и как способ выражения термодинамической вероятности. Стандартная энтропия.	1ч
9	Расчет изменения энтропии в ходе химической реакции.	1ч
10	<i>Практическая работа 2.</i> Образование водорода при	1 ч

	взаимодействии металлов с кислотами.	
11	<i>Практическая работа 3.</i> Осаждение сульфидов меди и цинка.	1ч
12	«Тепловая смерть» Вселенной	1ч
Тема 3. Энергия Гиббса		3ч
13	Стандартная энергия Гиббса. Критерий протекания реакции и установления равновесия в закрытой системе.	1ч
14	<i>Практическая работа 4.</i> Термическое разложение перманганата калия.	1ч
15	Расчет энергии Гиббса для определения возможности протекания прямой или обратной реакции в стандартных и нестандартных условиях.	1ч
Тема 4. Потенциал		9 ч
16-17	Стандартный потенциал. Стандартный водородный электрод. Электрохимический ряд напряжений металлов.	2
18	<i>Практическая работа 5.</i> Омеднение железа и цинка в растворах сульфата меди (II)	1ч
19-20	Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронно-ионных полуреакций.	2ч
21-22	Сравнение силы окислителей и восстановителей. Критерии ОВР.	2ч
23	Критерий протекания окислительно-восстановительной реакции и установления равновесия.	1ч
24	Стехиометрические расчеты по уравнениям окислительно-восстановительных реакций.	1ч
Тема 5. Влияние температуры		4 ч
25.	Энтальпийный фактор. Энтропийный фактор. Возможность протекания химической реакции в зависимости от знака изменения энтропии и температуры. Температура равновесия прямой и обратной реакций.	1ч
26	<i>Практическая работа 6.</i> Смещение химического равновесия под действием нагревания или охлаждения.	1ч
27	Температура равновесия прямой и обратной реакций. Расчет температуры равновесия прямой и обратной реакций.	2ч
Тема 6. Влияние концентрации		7
28	Константа равновесия. Связь между концентрацией и парциальным давлением газообразного вещества.	1ч
29	Изменение направления реакции путем изменения давления и(или) концентраций участников реакции.	1ч
30	<i>Практическая работа 7.</i> Смещение химического равновесия в системе ацетат натрия — вода при изменении концентрации веществ.	1ч
31	Расчет степени протекания реакции в стандартных и нестандартных условиях.	1ч
32	Определение начальных и равновесных концентраций для прогноза протекания реакций.	1ч
33-34	Защита творческих работ	2ч
Итого:		34ч