

Министерство образования Забайкальский край
Муниципальный район «Балейский район»
Муниципальное казенное общеобразовательное учреждение
«Средняя общеобразовательная школа №5»

Утверждаю
Директор МКОУ «СОШ №5»
Боброва В. В.



ПРОГРАММА
элективного курса
«Исследовательский практикум по физической химии»
10–11 классы 34 часа

Балей 2024-2025

Планируемые результаты освоения учебного курса

Личностные:

- знание основных принципов и правил отношения основ здоровьесберегающих технологий;
- реализация установок здорового образа жизни;
- сформированность познавательных интересов и мотивов, интеллектуальных умений (доказывать, строить рассуждения, анализировать, сравнивать, делать выводы);
- осознанный выбор будущей профессии как пути и способа реализации собственных жизненных планов;
- применение физико-химических знаний для организации и планирования собственного здорового образа жизни и деятельности, благополучия своей семьи и благоприятной среды обитания человечества;
- формирование всесторонне образованной, инициативной и успешной личности, обладающей системой современных мировоззренческих взглядов, ценностных ориентаций, идейно-нравственных, культурных, гуманистических и эстетических принципов и норм поведения.

Метапредметные:

самостоятельно определять цели, задавать параметры и критерии, по которым можно определить, что цель достигнута;

- ставить и формулировать собственные задачи в образовательной деятельности и жизненных ситуациях;
- искать и находить обобщенные способы решения задач, в том числе осуществлять развернутый информационный поиск и ставить на его основе новые (учебные и познавательные задачи);
- использовать различные модельно-схематические средства для представления существенных связей и отношений, а также противоречий, выявленных в информационных источниках;
- выходить за рамки учебного предмета и осуществлять целенаправленный поиск возможностей для широкого переноса средств и способов действия;
- при осуществлении групповой работы быть как руководителем, так и членом команды в разных ролях;
- координировать и выполнять работу в условиях реального, виртуального и комбинированного взаимодействия.

Предметные:

раскрывать на примерах роль физической и коллоидной химии в формировании современной научной картины мира и в практической деятельности человека, взаимосвязь между химией и другими естественными науками;

- устанавливать зависимость скорости химической реакции и смещения химического равновесия от различных факторов с целью определения оптимальных условий протекания химических процессов;
- проводить расчеты теплового эффекта реакции на основе уравнения реакции и термодинамических характеристик веществ;
- прогнозировать возможность и предел протекания химических процессов на основе термодинамических характеристик веществ;

- критически оценивать и интерпретировать данные, касающиеся химии, в сообщениях средств массовой информации, ресурсах Интернета, научно-популярных статьях с точки зрения естественно-научной корректности;
- устанавливать взаимосвязи между фактами и теорией, причиной и следствием при анализе проблемных ситуаций и обосновании принимаемых решений на основе химических знаний;
- формулировать цель исследования, выдвигать и проверять экспериментально гипотезы о состоянии равновесия химических систем, энергетических эффектах процессов на основе термодинамических расчетов, о свойствах поверхности различных тел;
- самостоятельно планировать и проводить физико-химические эксперименты с соблюдением правил безопасной работы с веществами и лабораторным оборудованием;
- интерпретировать данные о тепловом эффекте, скорости реакции и влиянии на нее различных факторов, о состоянии равновесия, поверхностном натяжении, адсорбции, полученные в результате проведения физико-химического эксперимента;
- прогнозировать возможность протекания различных химических реакций в природе и на производстве.

2. Содержание учебного курса

Введение

Предмет, разделы, исторические этапы развития физической и коллоидной химии. Значение физической и коллоидной химии. Связь физической и коллоидной химии с другими дисциплинами.

Тема 1. Химическая термодинамика

Основные понятия химической термодинамики: система (открытая, закрытая, изолированная), состояние системы, внутренняя энергия системы, термодинамические переменные (параметры). Экстенсивные и интенсивные переменные. Термодинамические функции. Функции состояния и функции процесса. Термодинамический процесс. Постулат о существовании температуры (нулевое начало термодинамики). Температурные шкалы. Уравнения состояния. Модель идеального газа. Уравнение состояния идеального газа (уравнение Менделеева – Клапейрона). Законы идеальных газов: закон Дальтона и закон Амага. Реальные газы. Фугитивность и коэффициент фугитивности. Уравнение состояния реального газа (на примере уравнения Ван-дер-Ваальса).

Первое начало термодинамики, его формулировки и аналитическое выражение (в интегральной форме). Взаимные превращения теплоты и работы (на примере работы расширения) в различных процессах (на примерах изохорного, изобарного и изотермического процессов с участием идеальных газов). Энтальпия. Теплоемкость веществ (на примере молярной изобарной теплоемкости), ее определение. Зависимость молярной изобарной теплоемкости от температуры.

Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса и его следствия. Термохимия. Стандартные состояния вещества. Энтальпии и теплоты образования. Энтальпии и теплоты сгорания. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгофа.

Второе начало термодинамики. Энтропия как функция состояния. Расчет изменения энтропии для различных процессов. Изменение энтропии как критерий самопроизвольности процесса в изолированной системе. Статистический характер второго начала термодинамики. Энтропия и термодинамическая вероятность.

Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Характеристические функции. Расчет изменения энергии Гиббса для различных процессов. Изменение энергии Гиббса как критерий самопроизвольности процесса в закрытой системе. Уравнение Гиббса – Гельмгольца.

Связь изменения энергии Гиббса в ходе химической реакции с константой равновесия. Уравнение изотермы Вант-Гоффа. Уравнение изотермы химической реакции и направление протекания обратимой химической реакции.

Константа равновесия и разные способы выражения состава реакционной смеси (выражения для константы химической реакции, записанные через концентрации, парциальные давления и мольные доли, и их взаимосвязь).

Принцип смещения химического равновесия (принцип ЛеШателье – Брауна). Влияние давления (уравнение Планка – ванЛаара), объема системы, концентрации участников реакции (через анализ уравнения изотермы Вант-Гоффа) и инертного газа на равновесие химической реакции. Зависимость константы равновесия от температуры (уравнение изобары Вант-Гоффа). Гетерогенные равновесия.

Практическая работа № 1. Изучение влияния концентраций компонентов и добавок посторонних веществ на положение химического равновесия.

Практическая работа № 2. Изучение химического равновесия гомогенной реакции.

Тема 2. Физико-химическая теория растворов электролитов и неэлектролитов

Термодинамическая теория растворов, ее основные понятия: истинный раствор, сольватация, гидратация. Растворение как физико-химический процесс. Идеальный раствор. Способы выражения состава раствора. Неидеальные растворы. Активность и коэффициент активности.

Понятие о парциальной молярной величине (на качественном уровне). Зависимость равновесных свойств раствора от парциальных мольных величин (коллигативные свойства растворов на примере идеальных растворов). Давление насыщенного пара компонента над раствором. Закон Рауля. Закон Генри. Растворимость газов. Растворимость твердых веществ (уравнение Шредера). Понижение температуры замерзания. Криоскопия. Повышение температуры кипения. Эбуллиоскопия. Осмотическое давление, осмос.

Основные понятия и соотношения термодинамической теории растворов электролитов: сильные и слабые электролиты, степень диссоциации, ионная сила раствора. Основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса. Константа диссоциации слабых электролитов. Закон разведения Оствальда.

Основные положения электростатической теории растворов сильных электролитов Дебая – Хюккеля. Предельный закон Дебая – Хюккеля как метод вычисления среднего коэффициента активности.

Электрическая проводимость растворов электролитов. Удельная и молярная электрические проводимости. Абсолютная скорость движения иона. Подвижность иона. Закон Кольрауша. Зависимость электрической проводимости растворов сильных (закон квадратного корня) и слабых электролитов от концентрации электролита. Кондуктометрия.

Термодинамика электрохимических процессов. Электродвижущие силы и электродные потенциалы. Электроды, их типы. Электродные процессы. Гальванический элемент. Электрохимические цепи, правила их записи. Обратимые электрохимические цепи. Электродвижущая сила гальванического элемента (ЭДС). Формула Нернста для ЭДС и

электродных потенциалов. Стандартные электродные потенциалы некоторых электродов в водных растворах. Электроды сравнения. Потенциометрия. Потенциометрическое измерение pH-раствора, pH-метр.

Электролиз. Законы Фарадея

Практическая работа № 3. Изучение проводимости растворов сильных и слабых электролитов.

Практическая работа № 4. Кондуктометрическое титрование раствора сильного основания раствором сильной кислоты.

Тема 3. Химическая кинетика и катализ

Основные понятия химической кинетики: скорость химической реакции, гомогенные и гетерогенные химические реакции, выражение для скорости химической реакции для этих типов реакций, скорость образования продукта и скорость расходования продукта, кинетические кривые; элементарные реакции, простые реакции, сложные реакции (обратимые, последовательные, параллельные); механизм реакции, элементарная стадия механизма, энергия активации, скоростьлимитирующая стадия механизма, молекулярность реакции. Формальная кинетика элементарных и формально простых гомогенных односторонних реакций в закрытых системах. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов (закон действующих масс, или закон Гульдберга – Вааге). Константа скорости химической реакции, ее размерности. Порядок реакции по веществу, общий (суммарный) порядок реакции. Аналитические выражения для зависимости концентрации исходного вещества от времени для элементарных и формально простых реакций первого, второго и третьего порядков в закрытых системах. Время полупревращения. Способы определения порядка реакции и константы скорости реакции для элементарных и формально простых реакций в закрытых системах: метод избыточных концентраций, метод начальных скоростей, метод Оствальда (по периоду полупревращения), метод Вант-Гоффа (метод логарифмирования). Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Предэкспоненциальный множитель и его физический смысл, энергия активации. Определение предэкспоненциального множителя и энергии активации по уравнению Аррениуса графическим и аналитическим методом. Теоретические представления химической кинетики. Теория активных столкновений. Теория активированного комплекса, или переходного состояния. Цепные реакции. Основные понятия кинетики цепных реакций: активная частица, неактивная молекула, свободные радикалы. Механизм цепных реакций, его стадии: зарождение цепи, развитие цепи, обрыв цепи (на примере фотохимического хлорирования метана или фотохимического получения хлороводорода из простых веществ). Длина цепи.

Катализ и катализаторы. Основные понятия катализа: катализ, катализатор, гомогенный и гетерогенный катализ, ферментативный катализ, металлокомплексный катализ. Причины каталитического действия (влияния катализатора на энергию активации) и механизм реакции (слитный и раздельный механизмы катализа). Активность и селективность катализатора. Ингибиторы.

Гомогенный кислотно-основный катализ: общий кислотный, специфический кислотный, общий основной и специфический основной виды катализа. Механизмы каталитических реакций, протекающих в условиях специфического кислотного и специфического основного катализа (на примере реакций этерификации и альдольно-кетоновой конденсации соответственно).

Гетерогенный катализ. Механизм гетерогенного катализа на примере реакции восстановления этилена водородом на никелевом катализаторе. Каталитические яды.

Практическая работа № 5. Изучение зависимости скорости химической реакции от концентрации реагентов с использованием цифровой лаборатории по химии.

Практическая работа № 6. Изучение зависимости скорости химической реакции от температуры с использованием цифровой лаборатории по химии.

Практическая работа № 7. Изучение активности катализаторов на скорость химической реакции.

Практическая работа № 8. Изучение кинетики каталитического разложения пероксида водорода.

Тема 4. Поверхностные явления и дисперсные системы

Признаки объектов коллоидной химии: гетерогенность и дисперсность. Дисперсные системы, их состав (дисперсионная среда и дисперсная фаза). Классификация дисперсных систем по агрегатному состоянию фаз и по степени дисперсности.

Особенности поверхностей раздела фаз различной природы. Геометрические параметры поверхности. Удельная поверхность. Поверхностный слой. Поверхностная энергия. Поверхностное натяжение и методы его измерения. Пути самопроизвольного снижения поверхностной энергии. Влияние химической природы веществ на их поверхностное натяжение.

Смачивание и несмачивание. Растекание. Капиллярные явления как результат смачивания или несмачивания в тонких трубках и узких зазорах. Краевой угол смачивания. Уравнение Юнга. Флотация.

Когезия. Работа когезии. Адгезия и работа адгезии. Уравнение Дюпре – Юнга. Адгезия и когезия в природе, технике и повседневной жизни.

Методы получения дисперсных систем: диспергирование и конденсация. Примеры получения свободнодисперсных систем.

Адсорбция веществ на поверхностях раздела фаз. Основные понятия адсорбции: адсорбент, адсорбат; абсорбция, абсорбент и абсорбат. Отличия адсорбции и абсорбции. Адсорбция газов и паров на однородной поверхности. Химическая и физическая адсорбция. Основные адсорбенты (активированный уголь, силикагель, их свойства и характеристики). Теории адсорбции. Мономолекулярная адсорбция. Изотерма адсорбции Ленгмюра. Влияние на адсорбцию природы адсорбента и адсорбата. Хемосорбция.

Поверхностно-активные вещества и их виды. Зависимость поверхностной активности вещества от строения молекулы. Адсорбция поверхностно-активных веществ.

Обменная молекулярная адсорбция из растворов. Изотерма адсорбции из бинарного раствора. Адсорбция поверхностно-активных веществ. Иониты, объемная емкость ионитов. Ионообменная адсорбция. Жесткость воды. Водоподготовка.

Хроматография. История открытия хроматографии. Сущность метода. Основные понятия хроматографии: подвижная фаза, неподвижная фаза, элюент. Классификация хроматографических методов. Практическое применение хроматографии. Адсорбционная хроматография (бумажная хроматография, тонкослойная хроматография, колоночная препаративная хроматография), ее проведение и использование.

Липофильные системы. Мицеллы, их строение. Мицеллообразование. Мицеллярные дисперсии ПАВ. Устойчивость лиофобных дисперсных систем. Процессы в дисперсных системах, обусловленные агрегативной неустойчивостью. Коагуляция и коалесценция. Факторы агрегативной устойчивости. Кинетика коагуляции.

Практическая работа № 9. Измерение поверхностного натяжения жидкостей методом отрыва капли.

Практическая работа № 10. Сравнение эффективности моющих средств.

Практическая работа № 11. Изучение адсорбции уксусной кислоты активированным углем.

Практическая работа № 12. Идентификация ионов Cu^{2+} , Co^{2+} и Ni^{2+} методом адсорбционной бумажной хроматографии.

Практическая работа № 13. Синтез гидрозоля гидроксида железа(III) и изучение его коагуляции и стабилизации.

3. Тематическое планирование

№	Темы	Часы	Практическая работа
1	Введение	1	-
2	Тема 1. Химическая термодинамика	6	2
3	Тема 2. Физико-химическая теория растворов электролитов и неэлектролитов	5	2
4	Тема 3. Химическая кинетика и катализ	4	4
5	Тема 4. Поверхностные явления и дисперсные системы	6	5
Итого часов		21	13