

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«САРАТОВСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н.Г.ЧЕРНЫШЕВСКОГО»

Институт химии

Авторы-составители

Кожина Л.Ф., Макушова Г.Н.

**В копилку педагогического опыта будущих учителей
химии: понятие «тепловой эффект химической
реакции» в школьном курсе химии**

Учебно-методическое пособие для студентов направления подготовки
«Педагогическое образование», профиль «Химия»

Саратов, 2018

Авторы - составители: Кожина Л.Ф., Макушова Г.Н. В копилку педагогического опыта будущих учителей химии: понятие «тепловой эффект химической реакции» в школьном курсе химии. Учебно-методическое пособие для студентов направления подготовки «Педагогическое образование», профиль «Химия». Электронный ресурс. Саратов- 2018. - 37с.

Учебно-методическое пособие составлено и рекомендовано для студентов Института химии СГУ, обучающихся по направлению подготовки «Педагогическое образование» профиль «Химия». В пособии рассмотрены вопросы, связанные с малой осознанностью и пониманием материала химической дисциплины «Общая и неорганическая химия», в частности, вопросы термохимии. В качестве примера приведены решения задач школьного уровня; задач, входящих в варианты ЕГЭ по химии; задач, встречающихся в вариантах дополнительных вступительных испытаний по химии для абитуриентов химического факультета МГУ.

Пособие составлено в доступной форме, что окажет существенную помощь студентам при прохождении педагогической практики, проведении факультативных занятий, подготовке учащихся к олимпиадам различного уровня.

Рекомендуют:

кафедра общей и неорганической химии
Института химии СГУ

НМС Института химии СГУ

Рецензент:

к.х.н. доцент Акмаева Т.А.

Предисловие

Студенты, обучающиеся по направлению «Педагогическое образование» профиль «Химия», должны владеть теоретическим материалом раздела термохимии. Кроме этого, они должны владеть и педагогическими приемами и навыками реализации своих знаний при обучении школьников (педагогической составляющей процесса обучения). Итоги, ежегодно подводимые по результатам ЕГЭ по химии, являются для учителей химии и студентов - будущих учителей химии - основой самостоятельной работы. В заданиях ЕГЭ традиционно встречается расчетная задача базового уровня, связанная с использованием *термохимического* уравнения реакции.

Основная часть заданий ЕГЭ направлена на выявление умений воспроизводить и использовать знания в аналогичных ситуациях, что облегчает работу преподавателя при подготовке учащихся к ЕГЭ. Однако необходимо отметить, что большая часть обучающихся не умеет применять полученные ранее теоретические знания в более сложных ситуациях.

При обучении студентов 1 курса в наибольшей степени это проявляется при изучении вопросов общей химии, и, в частности, при освоении темы «Основы термохимии».

Авторы-составители выражают благодарность доценту Гамаюновой И.М. за полезные советы и замечания, позволившие улучшить содержание пособия.

Основные понятия и термины термохимии

Термохимия – раздел физической химии, в котором изучают тепловые эффекты химических реакций.

Теплота Q – форма передачи энергии от более нагретого тела к менее нагретому, не связанная с переносом вещества и совершением работы.

Тепловой эффект химической реакции - количество теплоты, которое выделяется или поглощается при протекании химической реакции, если она протекает или при постоянном объеме (нет никаких видов работ), или при постоянном давлении (совершается только работа расширения), а температуры исходных и конечных веществ одинаковы. Тепловой эффект реакции зависит от температуры, природы и фазового состояния исходных веществ и продуктов реакции.

Термохимическое уравнение – уравнение реакции с указанием теплового эффекта.

Термодинамическое уравнение – уравнение реакции с указанием фазового состояния (полиморфных модификаций в устойчивых стандартных

состояниях) реагирующих и образующихся веществ; теплового эффекта реакции.

Тепловые эффекты прямой и обратной реакций совпадают по абсолютным значениям, но противоположны по знакам.

Стандартное состояние вещества – состояние, наиболее стабильное (устойчивая модификация вещества) при стандартных условиях. Если простое вещество может при 298К существовать в нескольких модификациях, то термодинамически стабильным состоянием будет его наиболее устойчивая модификация. Исключение составляют фосфор и олово: термодинамически устойчивым состоянием считают фосфор белый и белое олово. Если простое вещество при 298 К - жидкость, как бром (Br_2) и ртуть (Hg), то термодинамически устойчивым состоянием считают чистую жидкость под давлением 1 атм. Если простое вещество при 298 К представляет собой газ, то его термодинамически устойчивым состоянием является газ с собственным давлением 1 атм.

Стандартные условия – температура 25°C (298К), давление (P) 1 атм.

Теплота образования (энтальпия образования) сложного вещества - это тепловой эффект реакции получения 1 моль сложного вещества из простых веществ, взятых в наиболее устойчивых модификациях при стандартных условиях $\Delta_f H^\circ_T$ ($\Delta_f H^\circ_{298}$). Верхний индекс ° указывает на то, что тепловой эффект приводится для стандартного давления, а нижний индекс T характеризует фиксированную температуру. Чаще всего приводят значения $\Delta_f H^\circ_T$ при температуре 25°C и соответствующая запись имеет вид $\Delta_f H^\circ_{298}$ или упрощенно ΔH° . Единицы измерения кДж/моль.

Энтальпия образования простого вещества в стандартном состоянии равна нулю при любой температуре.

Значения энтальпии образования различных веществ приводятся в справочниках, т.к. **энтальпия образования** вещества – это константа для данного вещества, как химическая формула или молярная масса.

Понятие «энтальпия образования» применимо и для ионов в растворе.

Стандартная энтальпия реакции – энтальпия реакции между веществами, которые находятся в стандартных состояниях при температуре T. ($\Delta_r H^\circ_T$). Тепловой эффект химической реакции при постоянном давлении обозначают $\Delta_r H^\circ_{298}$ ($\Delta_r H^\circ$), иногда называют энтальпией реакции. Единицы измерения кДж.

В термохимической системе выделяющуюся теплоту химической реакции (**экзотермический** процесс) рассматривают как **уменьшение энтальпии** системы ($\Delta H < 0$), а поглощение системой энергии (**эндотермический** процесс) – как ее **увеличение** ($\Delta H > 0$).

Используя в качестве признака классификации реакций выделение или поглощение теплоты, отмечают три типа реакций:

<p>Выделение теплоты в окружающую среду</p> <p>Например,</p> $3\text{H}_{2(\text{газ})} + \text{N}_{2(\text{газ})} = 2\text{NH}_{3(\text{газ})} + 92 \text{ кДж}$ $3\text{H}_{2(\text{газ})} + \text{N}_{2(\text{газ})} = 2\text{NH}_{3(\text{газ})}, \quad \Delta H < 0$	Экзотермическая реакция
<p>Поглощение теплоты из окружающей среды</p> <p>Например,</p> $2\text{NH}_{3(\text{газ})} = 3\text{H}_{2(\text{газ})} + \text{N}_{2(\text{газ})} - 92 \text{ кДж}$ $2\text{NH}_{3(\text{газ})} = 3\text{H}_{2(\text{газ})} + \text{N}_{2(\text{газ})}, \quad \Delta H > 0$	Эндотермическая реакция
<p>Тепловой эффект реакции отсутствует ($\Delta H = 0$)</p>	Атермическая реакция

В термодинамике используют понятия функций состояния, одной из которых является энтальпия H . Для нас интересно очень важное свойство – изменение энтальпии соответствует (равно) тепловому эффекту изобарного процесса $\Delta H = Q_p$. Q_p – тепловой эффект реакции, протекающей при постоянном давлении. К сожалению, большинство обучающихся считает, что *теплота и энтальпия реакции противоположны по знакам, хотя это совершенно неверно.*

Реакции, которые протекают с высоким экзотермическим эффектом, часто требуют только начального нагревания (*иницирования*), а далее протекают самопроизвольно, например, процесс алюмотермии. Для осуществления эндотермических реакций требуется подвод теплоты (нагревание), к таким реакциям, в основном, относятся реакции термического разложения.

Закон Гесса Г.И. (открыт русским ученым в 1840 г): когда образуется какое-либо химическое соединение, то при этом всегда выделяется одно и то же количество тепла независимо от того, происходит ли образование этого соединения непосредственно или же косвенным путем и в несколько стадий [1].

Используется и другой вариант формулировки закона Гесса: **тепловой эффект химической реакции не зависит от пути ее протекания и определяется только начальным и конечным состоянием системы при условии, что единственной работой, совершаемой системой является работа расширения.**

Практическая значимость закона Гесса заключается в том, не прибегая к экспериментальным термодинамическим измерениям, можно рассчитать тепловой эффект реакции.

Следствия закона Гесса:

1) *Изменение энтальпии химической реакции равно сумме молярных энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы молярных энтальпий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов.*

2) *Энтальпия прямой реакции численно равна энтальпии обратной реакции, но с противоположным знаком.*

3) *Термодинамические уравнения можно складывать и вычитать, вместе с их тепловыми эффектами, как алгебраические уравнения. При этом отдельные уравнения с их тепловыми эффектами можно умножать на любые числа - положительные, отрицательные или дробные.*

Формирование умений и навыков в процессе обучения

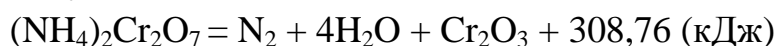
Понятие экзо- и эндотермических реакций формируется у обучающихся на начальных этапах изучения химии. В качестве примера, иллюстрирующего выделение тепла, учащимся часто демонстрируют химический опыт «вулкан». На большой лист белой бумаги устанавливают треножник с медной пластиной. На пластину помещают горкой дихромат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и поджигают его горячей лучиной (если кристаллы крупные, то дихромат аммония предварительно измельчают в ступке). Реакция протекает бурно, с выделением большого количества теплоты (яркая вспышка) и большого объема газообразных веществ. Реакция разложения 1 моль дихромата аммония сопровождается образованием 5 моль газообразных продуктов, что и создает эффект «вулкана». Обращают внимание на окраску дихромата аммония и продуктов реакции.

Введение понятий эндо- и экзотермических реакций

Процесс разложения дихромата аммония – экзотермическая реакция. Следует отметить, что **иницирование** реакции разложения происходит при незначительном подводе теплоты на начальном этапе процесса.

Обращают внимание учащихся на то, что выделение или поглощение теплоты является признаком большинства химических реакций.

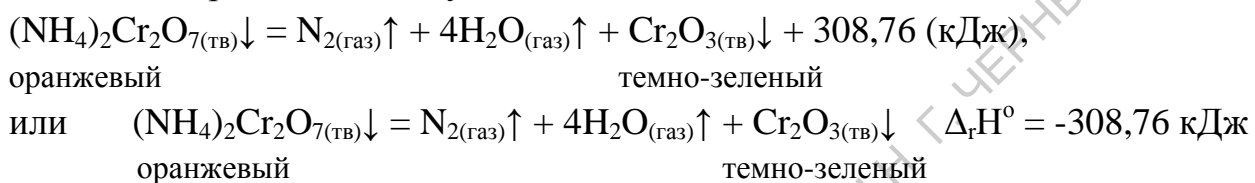
К сожалению, уравнение происходящего процесса чаще всего записывают в следующем виде:



Такая форма записи уравнения реакции не позволяет обратить внимание учащихся на фазовое состояние веществ. Дается определение *экзотермической реакции*: химическая реакция, происходящая с выделением теплоты; и *эндотермической реакции*: химическая реакция, происходящая с поглощением теплоты. Уравнение химической реакции с указанием величины теплового эффекта - *термохимическое уравнение* реакции.

Практически этой информацией и ограничивается формирование знаний по данной теме в учебных заведениях без профильного изучения химии.

При проведении этого эксперимента следует привести запись уравнения химической реакции в следующем виде:



Уравнение реакции, записанное с указанием фазовых состояний исходных веществ и продуктов реакции; а также теплового эффекта, называют *термодинамическим уравнением*. Учителям школ затруднительно подобрать эксперимент, демонстрирующий химическую реакцию с эндотермическим эффектом.

В учебниках, с помощью которых происходит обучение в средних учебных заведениях по химии (без углубленного изучения химии) практически отсутствуют поясняющий текст и задания по данному разделу. В настоящее время, учебник, авторами которого являются В.В. Еремин, Н.Е. Кузьменко, А.А. Дроздов, В.В. Лунин [2], рекомендован для использования в 8 классах и школах с углубленным изучением естественно-научных предметов. Учебник соответствует Федеральному государственному образовательному стандарту основного общего образования и имеет гриф «Рекомендовано Министерством образования и науки Российской Федерации». Этот учебник не содержит учебного материала по термохимии. Разбираются понятия о *признаках* химических превращений, в частности, *выделение или поглощение теплоты*. В учебниках для 9 классов, например, [3], вопросы термохимии не разбираются. Аналогичная ситуация и с учебными материалами для учащихся 10 классов.

В учебниках для 11 класса [4] (Химия. Углубленный уровень. Авторы – О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова) имеется раздел «Классификация химических реакций» и в нем рассматриваются понятия экзо- и эндотермических реакций, а также вводится понятие термохимических реакций – *все эндотермические реакции и множество экзотермических реакций, для начала которых необходима первоначальная подача теплоты, т.е.*

иницирование процесса. Рассматриваются термодинамические функции (энтропия, энтальпия, энергия Гиббса) и предсказание возможности осуществления химических реакций. Для осмысления материала предлагается набор задач, решение которых направлено на развитие рефлексивных способностей обучаемых.

Попытки освоения материала по термохимии и термодинамике при обучении в школе предпринимались и ранее. Этот материал в доступной форме освещался в пробных учебниках [5,6]. На наш взгляд наиболее удачно этот материал представлен в пробном учебнике Н.С.Ахметова [7].

Учебное пособие Г.Л. Маршановой «500 задач по химии» [8] содержит раздел «Вычисления по термохимическим уравнениям», в который включены задачи (их число 21), решение которых обеспечивает более осознанные и устойчивые знания по химии.

Сборник задач и упражнений по химии для средней школы И.Г. Хомченко, который традиционно используется учителями химии в качестве учебного пособия, содержит всего лишь несколько типовых задач на знание теплового эффекта реакции [9].

В современном учебнике для учащихся 11 класса (Химия:11 класс: углубленный уровень: учебник для учащихся общеобразовательных организаций / Н.Е. Кузнецова, Т.Н. Литвинова, А.Н. Лёвкин. – 3-е изд., перераб. – М. – Вентана-Граф, 2015. – 432 с.) с профильным изучением химии [10] данная тема освещается в доступной и понятной для школьников форме. Рассматриваются вопросы, связанные с энтальпией, энтропией, энергией Гиббса, их взаимосвязи; возможности предсказания направления протекания реакции. Однако данные вопросы, к сожалению, *изучаются на уровне ознакомления.* Отработка навыков, необходимых для практического применения изучаемого материала не происходит (решение задач различного уровня сложности), что вероятно, обусловлено неостребованностью этих знаний при сдаче ЕГЭ.

Как показывают результаты ЕГЭ [11] по химии, значительная часть учащихся слабо владеет навыками и умениями решения задач различного уровня сложности.

Неумение обучающихся решать расчетные задачи является доказательством того, что имеющиеся у экзаменуемых знания являются не осознанными; отсутствует понимание сущности усвоенных знаний, понятий и теорий; знания учащихся являются формальными [12], полученными при словесном пути его формирования, поскольку лабораторные и практические занятия при изучении химии в школе в основном не проводятся. Это является одной из причин слабого интереса учащихся к химии и слабого уровня

школьных базовых знаний. Изучение химии сведено к изучению абстрактных образов.

Учащиеся школ, лицеев и гимназий с углубленным изучением химии имеют значительно более высокие результаты оценивания знаний. Это в основном обусловлено большим числом учебного времени, отведенного по учебному плану на изучение химии.

Абстракция – это познание действительности, которое заключается в мысленном отвлечении от ряда свойств предметов и отношений между ними и выделении какого-либо свойства.

Знание – это понимание, сохранение в памяти и воспроизведение научных фактов, понятий, правил, законов и теорий.

Осознанность – осмысленность, насыщенность конкретным содержанием, четким представлением и пониманием изучаемых явлений и их закономерностей.

Следовательно, именно осознанность отвечает современным требованиям к качеству знаний учащихся.

Необходима ориентация учебного процесса изучения химии на осмысление и понимание. Проблему осознанности получаемых знаний учащимися можно считать особенно актуальной по нескольким причинам. В настоящее время произошло значительное снижение интереса школьников к химической науке. Это связано с низким уровнем мотивации учения; с трудностями овладения логикой химической науки; непониманием изучаемого материала. Готовность ученика к восприятию и осознанному усвоению учебной информации предполагает наличие у школьников желания узнать новое (мотивация учения), умение оперировать полученной информацией (учебные умения: выделять главное из большого количества информации, работать с текстом, умение работать самостоятельно). Чтобы подготовить ученика к осознанному усвоению материала, учителю необходимо учитывать уровень развития познавательной деятельности ученика (восприятие, мышление, память) и сформированность волевых процессов (готовность довести запланированное дело до конца). При этом нужно учитывать, что приобретение учащимися знаний, умений и навыков не является самоцелью, а необходимо обучающимся для их собственного развития и получения знаний более высокого уровня.

Важно научить школьников самостоятельно приобретать знания и активно их использовать в своей творческой деятельности. Осознанность проявляется в умениях знания в нестандартных ситуациях и решении творческих задач, в умениях устанавливать связи между элементами знаний, различать существенные и несущественные связи. Для такого вида

деятельности учащиеся должны проводить осмысление и переосмысление, т.е. развивать **рефлексивные** способности обучаемого. Таким образом, повышение осознанности знаний и процесс решения творческих задач имеют общий механизм, которым является **рефлексия**.

В современной педагогике под **рефлексией** понимают *самоанализ деятельности и ее результатов*. В переводе с латинского рефлексия – *обращение назад; размышление о своем внутреннем состоянии, самосознание, самоанализ* [13,14].

Психологи подчеркивают, что становление и развитие личности связано, прежде всего, с рефлексией. Существуют различные приемы рефлексии, которые помогают учителю не только узнать и понять эмоциональное состояние учащихся в завершающей стадии занятия, но и выяснить, насколько данное занятие оказалось продуктивным для обучающегося. Наиболее широко используемыми являются приемы «Одним словом», «Термометр», «Незаконченное предложение» и др. [15].

Рассмотрим несколько приемов рефлексии:

«Одним словом» - учащимся предлагается выбрать 3 слова из 12, которые на их взгляд, наиболее точно передают состояние обучаемого на уроке. Слова: *раздражение, злость, радость, равнодушие, удовлетворение, вдохновение, скука, покой, тревога, уверенность, неуверенность, наслаждение*.

При недостатке времени и для получения более объективного мнения учащихся о прошедшем занятии, целесообразно раздать карточки с набором указанных слов и попросить школьников или студентов отметить выбранные слова. Анализ преподавателем полученных результатов позволит ему откорректировать процесс обучения.

Наглядным является прием рефлексии **«Термометр»** - учащиеся на полоске бумаги со шкалой от -12 до +12 после окончания занятия отмечают свое эмоциональное состояние. Результаты опроса анонимные, что позволяет считать их более объективными (часть обучаемых обычно комплексует и не высказывает вслух своего мнения откровенно).

Эмоциональная устойчивость является залогом успешности образовательного процесса обучающихся [16]. При этом необходимо преобладание положительных эмоций, т.к. именно это является основным фактором, побуждающим к эффективной образовательной деятельности.

Преподавателю важно не только узнать и понять эмоциональное состояние обучающихся, но и то, насколько продуктивным оказалось для него проведенное занятие. С этой целью обычно проводится рефлексия в виде анкетирования или устного опроса, результаты которого позволяют

преподавателю оценить полезность и интересность форм подачи знаний, увлекательность занятия.

Представляет интерес и такая форма рефлексии – задать учащимся вопрос: *что вызывает у них непонимание при объяснении нового материала?* И по форме ответа преподавателю станет понятным, насколько осознанно был усвоен новый материал. Ответ на свой вопрос преподаватель получит и при закреплении нового материала в процессе решения задач.

Рефлексия на уроке – это результат совместной деятельности учащихся и учителя, которая позволяет модернизировать учебный процесс, опираясь на личностные качества обучаемого; промежуточный этап развития индивидуальных творческих способностей личности: самостоятельности, самооценки и самореализации.

Если при решении творческих задач развиваются рефлексивные способности обучаемого, то решение задач служит средством повышения осознанности полученных знаний.

Главной причиной низкой осознанности знаний является неумение учащихся осмысливать информацию, т.е. слабые рефлексивные способности.

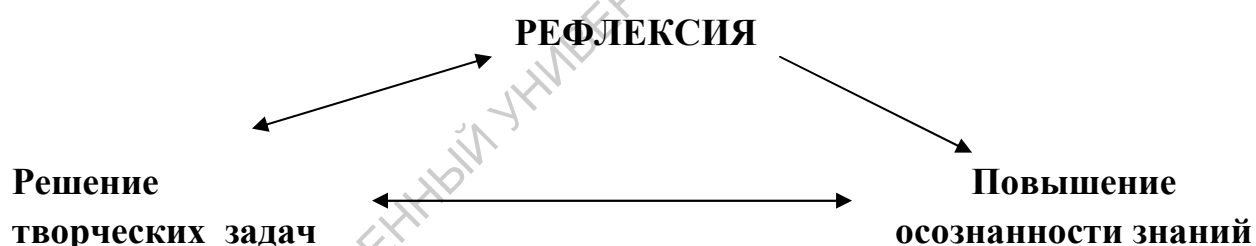


Рис. 1. Взаимосвязь рефлексивных способностей учащихся и осознанности знаний

Осознанность – основная характеристика качества знаний. Однако этот параметр не является постоянным. Особенности восприятия и осознания изучаемого материала являются строго индивидуальными для каждого обучаемого [17]. Выделяют несколько уровней осознанности:

1 уровень – школьник понимает изучаемый материал, он может изложить его своими словами, сохраняя логику

2 уровень – использование материала различных источников, проявляющееся в систематизации знаний при ответе на какой-либо вопрос

3 уровень – способность самостоятельно использовать совокупность полученных знаний в нестандартных условиях, которая в наибольшей

степени проявляется в выполнении практических и исследовательских работ; при решении задач.

В педагогике усвоение знаний учащимися рассматривается в виде 4-х уровней:

1 уровень	<p><i>Ученический уровень</i> деятельности. Деятельность при внешне заданном алгоритмическом описании («с подсказкой»). Узнавание свойств, процессов при повторном восприятии ранее усвоенной информации. Например, выполнение лабораторной работы по инструкции.</p> <p>Учащийся не способен самостоятельно, без помощи извне (подсказка, инструкция, алгоритм) воспроизводить и применять усвоенную информацию.</p>
2 уровень	<p>Самостоятельное воспроизведение по памяти типового действия – <i>репродуктивное действие</i> (знания – копии). Например, решение типовой задачи по алгоритму, воспроизводимому по памяти.</p> <p>Учащийся способен воспроизводить по памяти ранее усвоенную информацию и применять усвоенные алгоритмы деятельности без помощи извне для решения типовых задач. Новой информации на этом уровне деятельности не создается, а только воспроизводится то, что ранее было заучено. Вид деятельности – <i>типовой</i>.</p>
3 уровень	<p>Деятельность, выполняемая в ходе самостоятельной трансформации известных знаний. Например, решение задачи по известному методу путем самостоятельного приспособления его к условию задачи, результат решения которой предсказуем лишь в общем виде (<i>продуктивная деятельность</i>).</p> <p>Комбинированное мышление учащихся для решения нетиповых задач. Эвристический вид деятельности. Сопровождается развернутыми обсуждениями возможных альтернатив и экспериментированием.</p>
4 уровень	<p>Деятельность добывания новой информации. Человек действует «без правил», но в известной ему области, создавая новые правила. Например, <i>учебно-исследовательская деятельность</i>, результат которой не всегда предсказуем.</p> <p>Творческая деятельность, предполагает способность</p>

	учащихся добывать «новую для себя» информацию, благодаря своим уникальным способностям к данному виду деятельности и эффективной подготовки к ней.
--	--

Красным цветом приведена классификация В.П. Беспалько по системе дифференциального обучения [18].

К усвоению знаний более высокого уровня можно переходить только в том случае, если сформированы знания более низкого уровня. Если в процессе обучения возникают сложности в формировании какого-либо уровня усвоения знаний, то необходимо выделение времени на дополнительную отработку неувоенного уровня.

В процессе формирования учебных знаний совершаются различные мыслительные операции:

Анализ	Мысленное расчленение предмета, явления, ситуации и выявление составляющих элементов, частей, моментов, сторон
Синтез	Мысленное соотнесение, сопоставление, установление связи между различными элементами
Абстракция	Отвлечение существенных свойств предмета от несущественных
Сравнение	Мысленное соотнесение каких-либо объектов и выделение в них общего и различного
Обобщение	Мысленное соотнесение и выделение общего в двух или нескольких различных явлениях или ситуациях

При постановке целей обучения, направленного на осознанное усвоение материала необходимо учитывать «ступени» абстракции в содержании материала. «Ступени» абстракции должны быть представлены на всех этапах обучения.

1 ступень <i>феноменологическая</i>	-	Внешнее описание фактов и явлений; констатация свойств и качеств - используется естественный язык и житейское понятие
2 ступень аналитическо- синтетическая (<i>предсказательная</i>)	-	Элементарное, качественное или полуколичественное объяснение природы и свойств объектов; язык науки с присущими понятиями, выражениями, символами, обозначениями
3 ступень <i>прогностическая</i>	-	Объяснение явлений с созданием количественной теории, моделированием процессов, с представлением законов и свойств. Создается возможность для прогнозирования процессов и явлений.

При обучении необходимо пройти все три ступени абстракции для улучшения качества восприятия изучаемого материала. Химические знаки, математические и химические формулы, модели, уравнения химических реакций не отражают реальных предметных объектов. Изучение химии происходит на уровнях абстракции [12]. Обучающиеся должны перестраивать свое мышление с образов реальной действительности и модельных образов в абстрактные образы и наоборот. Это является сложным процессом и зависит от индивидуальных особенностей обучаемого.

Студенты Института химии практически не владеют материалом термохимии и термодинамики при поступлении в вуз (основная часть студентов является выпускниками учебных заведений без профильного изучения химии). Формирование знаний этого раздела происходит в 1 семестре при изучении вопросов общей химии и вызывает у студентов большие затруднения.

Одним из элементов процесса обучения является систематический текущий контроль знаний, умений и навыков. Качественное и объективное оценивание [19] различных видов деятельности позволяет использование разнообразных видов и форм контроля (тестирование, самостоятельная работа, лабораторная работа, контрольная работа и т.п.). Контроль знаний учащихся является осуществлением *обратной связи*, без которой невозможен процесс обучения. Характер контрольных заданий определяется уровнем или глубиной познания материала, который преподаватель планирует добиться. Результативность и эффективность обучения проявляется в оценочных результатах контроля. Таким образом, *контроль – это средство борьбы за прочные и осознанные знания; контроль позволяет совершенствовать и модернизировать процесс обучения; изучить индивидуальные особенности обучающихся.*

Предметом изучения химии являются превращения веществ, сопровождающиеся изменением их состава и (или) строения, при этом атомы не исчезают и не появляются вновь, они только перегруппировываются.

Сущность химической реакции – разрыв химических связей в исходных веществах и образование химических связей в продуктах реакции. При этом изменяется электронное строение атомов, их взаимоположение. Поэтому внутренняя энергия продуктов реакции отличается от внутренней энергии реагентов (исходных веществ). Для того чтобы произошел элементарный акт химического взаимодействия, реагирующие частицы должны столкнуться друг с другом. Однако не каждое столкновение приводит к химическому

взаимодействию. Последнее происходит в том случае, когда частицы приближаются на расстояния, при которых возможно перераспределение электронной плотности и возникновение новых химических связей. Взаимодействующие частицы должны обладать энергией, достаточной для преодоления сил отталкивания, возникающих между их электронными оболочками.

Для того чтобы произошла реакция, т.е. чтобы образовались новые молекулы, необходимо сначала разорвать или ослабить связи между атомами в молекулах исходных веществ. При химическом превращении переход системы из энергетического состояния исходных веществ ($E_{исх}$) в состояние продуктов реакции ($E_{прод}$) осуществляется через некоторый энергетический барьер – *активированный комплекс* (АК) (рис. 2). Следовательно, можно ввести понятия энергии активации и активированного комплекса.

Энергия активации – энергия, необходимая для перехода вещества в состояние активированного комплекса.

Активированный комплекс – промежуточное состояние, характеризующееся большим запасом энергии; возникает в ходе как прямой, так и обратной реакции; энергетически отличается от исходных веществ на величину энергии активации прямой реакции, а от конечных – на энергию активации обратной реакции. *Разность энергий активации обратной и прямой реакции равна тепловому эффекту реакции* $\Delta_r H^\circ = E_{a\text{обр}} - E_{a\text{пр}}$.

При разрыве химических связей энергия затрачивается – процесс *эндотермический*; **эндо** – «внутри». При образовании химической связи – энергия выделяется – процесс *экзотермический*; **экзо** – «наружу».

Количество энергии в форме теплоты, которое выделяется или поглощается при протекании химической реакции, называется тепловым эффектом химической реакции. Если химические связи в продуктах реакции более прочные, чем в исходных веществах, то реакция сопровождается **поглощением** теплоты из окружающей среды.

В уравнениях термохимических реакций рядом с формулами веществ обязательно указывают их фазовые состояния, т.к. количество теплоты (выделяющейся или затраченной в ходе реакции) зависит от фазового состояния компонентов реакции. Уравнения реакций химических процессов, в которых указываются не только тепловые эффекты, но и фазовые состояния исходных веществ и продуктов реакции, называются *термодинамическими*.

Например, $3\text{H}_{2(\text{газ})} + \text{N}_{2(\text{газ})} = 2\text{NH}_{3(\text{газ})} + 92 \text{ кДж}$, $\Delta_r H^\circ = -92 \text{ кДж}$

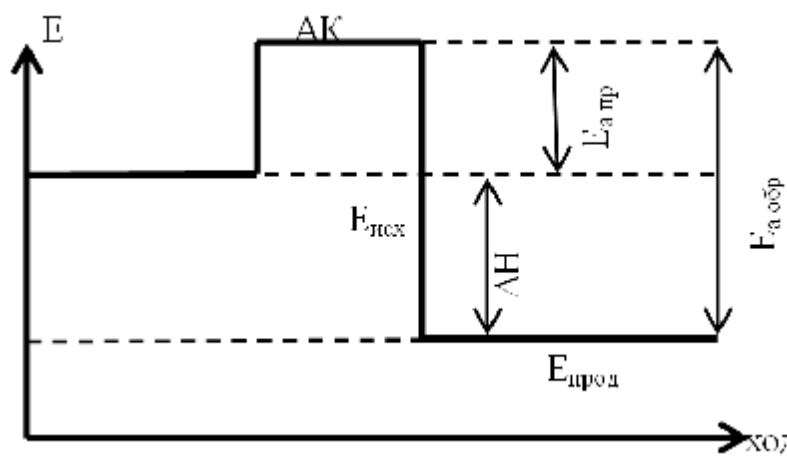


Рис.2. Энергетическая схема химической реакции

Для характеристики внутреннего состояния системы используют понятие энтальпии H . Определить абсолютную величину энтальпии системы невозможно, и на практике пользуются изменением энтальпии при переходе системы из одного состояния в другое (ΔH). Изменение энтальпии системы соответствует количеству теплоты, поглощенной системой при постоянном давлении.

В заданиях ЕГЭ традиционно встречается задача базового уровня, связанная с использованием *термохимического* уравнения реакции [20]; реакции с указанием величины теплового эффекта.

Например:

?	<p>Вычислите количество вещества (моль) прореагировавшего водорода в результате реакции, термохимическое уравнение которой</p> $3H_2 + N_2 = 2NH_3 + 92 \text{ кДж}$ <p>выделилось 46 кДж теплоты.</p>
---	--

Решение:

составим пропорцию –

участие в реакции 3 моль H_2 соответствует выделению 92 кДж

X моль H_2 соответствует выделению 46 кДж,

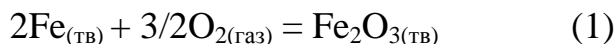
$$X = 3 \cdot 46 / 92 = 1,5 \text{ (моль)}$$

Ответ: количество вещества водорода, вступившего в реакцию равно 1,5 моль.

Решение задачи такого типа основано на знаниях алгоритма решения задач с использованием уравнения химических реакций и не вызывает у учащихся затруднений.

С точки зрения классификации осознанности знаний по уровням, рассмотренная задача - это **задача 1-2 уровня: решение типовой задачи по алгоритму, воспроизводимому по памяти.**

Поясним на примере процесса окисления железа приемы использования закона Гесса. Уравнение реакции окисления железа до оксида железа (III) можно представить следующим образом:

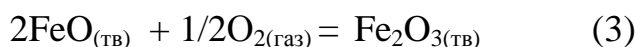


Указанную реакцию можно провести в две стадии с образованием промежуточного продукта оксида железа (II) FeO:

1 стадия:



2 стадия:



Все указанные реакции протекают при постоянном давлении, начальные и конечные состояния – температура, фазовые состояния для всех реакций одинаковы. С помощью закона Гесса можно рассчитать тепловой эффект каждой реакции.

Расчет для реакции (1): $2\text{Fe}_{(\text{тв})} + 3/2\text{O}_{2(\text{газ})} = \text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{тв})}$

Вещества	Fe	O ₂	Fe ₂ O ₃
Δ _f H ⁰ , кДж/моль	0	0	-822,2

$$\Delta_r H^0 = \Delta_f H^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) - 2\Delta_f H^0(\text{Fe}) - 3/2 \Delta_f H^0(\text{O}_2) = -822,2 \text{ кДж}$$

Расчет для реакции (2): $2\text{Fe}_{(\text{тв})} + \text{O}_{2(\text{газ})} = 2\text{FeO}_{(\text{тв})}$

Вещества	Fe	O ₂	FeO
Δ _f H ⁰ , кДж/моль	0	0	-272,4

$$\Delta_r H^0 = 2\Delta_f H^0(\text{FeO}) - 2\Delta_f H^0(\text{Fe}) - \Delta_f H^0(\text{O}_2) = 2(-272,4) = -544,8 \text{ кДж}$$

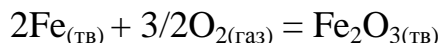
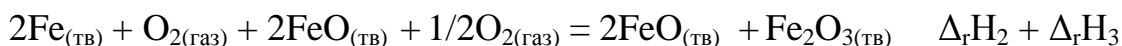
Расчет для реакции (3): $2\text{FeO}_{(\text{тв})} + 1/2\text{O}_{2(\text{газ})} = \text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{тв})}$

Вещества	FeO	O ₂	Fe ₂ O ₃
Δ _f H ⁰ , кДж/моль	-272,4	0	-822,2

$$\Delta_r H^0 = \Delta_f H^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) - 2\Delta_f H^0(\text{FeO}) - 1/2\Delta_f H^0(\text{O}_2) = -822,2 - (-272,8) = -549,4 \text{ кДж}$$

Используя закон Гесса, можно определить тепловой эффект реакции 1, если известны тепловые эффекты промежуточных реакций (2) и (3).

Используем алгебраическое сложение термохимических уравнений:



$$\Delta_r H_1 = \Delta_r H_2 + \Delta_r H_3 = -549,8 + (-272,4) = -822,2 \text{ кДж}$$

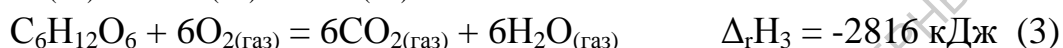
Проведенные расчеты показывают, что **тепловой эффект химической реакции (1) не зависит от пути ее протекания и определяется только начальным и конечным состоянием системы.**



Вычислите стандартную энтальпию реакции образования 1 моль глюкозы.

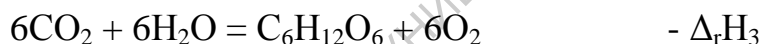
Решение:

Провести прямую реакцию образования глюкозы из простых веществ: углерода, кислорода и водорода невозможно; такая реакция не протекает ни при каких условиях. Но можно представить этот процесс из нескольких стадий:

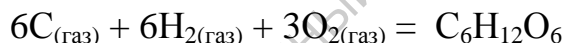


Используя эти уравнения реакций, можно рассчитать энтальпию образования $\Delta_f H^\circ_{298}$ глюкозы.

Чтобы получить **нереальное**, но необходимое уравнение реакции образования глюкозы из простых веществ, эти уравнения надо скомбинировать следующим образом: уравнения (1) и (2) умножить на **6**, а уравнение (3) **умножить на (-1)**, т.е. записать в обратном порядке, после чего все три уравнения **сложить**:



Суммарное уравнение:



$$\Delta_r H = 6\Delta H_1 + 6\Delta H_2 - \Delta H_3 = 6(-394) + 6(-242) - (-2816) = -1000 \text{ (кДж)}$$

Ответ: теплота образования глюкозы $\Delta_f H^\circ_{298}$ ($C_6H_{12}O_6$) равна **-1000 кДж/моль**. Такое большое значение теплоты образования связано с большим числом прочных химических связей в молекуле глюкозы.

Поскольку продуктом реакции является 1 моль глюкозы, то величина теплового эффекта реакции ($\Delta_r H$) равна стандартной теплоте образования 1 моль глюкозы $\Delta_f H^\circ_{298}$.

Решение указанной задачи является для учащихся более сложной и уровень усвоения знаний более высокий: 3 уровень - **деятельность, выполняемая в ходе самостоятельной трансформации известных знаний.**

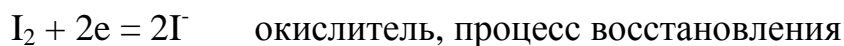
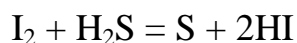


Энтальпия образования сероводорода и иодоводорода равны **-21 кДж/моль** и **+24 кДж/моль** соответственно. Вычислите энтальпию реакции восстановления иода сероводородом (кДж).

Решение:

Решение данной задачи состоит из нескольких этапов.

Первый этап: нужно записать уравнение реакции: для этого ученик должен знать определение понятия процесса восстановления и процесса окисления, только в этом случае он сможет записать уравнение, отражающее процесс восстановления иода сероводородом:



Второй этап, ученик должен знать определения понятия энтальпия, что энтальпия образования простого вещества в стандартном состоянии равна нулю при любой температуре; закон Гесса и алгоритм записи расчета энтальпии реакции:

Вещества:	I_2	H_2S	S	HI
$\Delta_f H^\circ_{298}$, кДж/моль	0	-21	0	+24

$$\Delta_r H^\circ \text{ реакции} = \Delta_f H^\circ(\text{S}) + 2\Delta_f H^\circ(\text{HI}) - \Delta_f H^\circ(\text{I}_2) - \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{S}) = 0 + 2(24) - 0 - (-21) = 48 + 21 = 69 \text{ (кДж)}$$

Ответ: $\Delta_r H^\circ$ указанной реакции = 69 кДж. Реакция *эндотермическая*, протекает при подводе теплоты к реагирующей системе.

Сравнивая решение указанных задач, мы можем убедиться, что эти задания предусматривают знание одного и того же учебного материала, но отличаются тем, что требуют от обучающихся для их выполнения *различных умственных действий*. Решение задачи второго, третьего и четвертого типа предполагает наличие у экзаменуемого **способности творческого мышления и применения знаний в нестандартной ситуации**. Если ученик выполняет задание такого типа самостоятельно на экзамене или на олимпиаде, это означает, что он обладает осознанными и хорошо сформированными навыками знания и *рефлексивными* способностями. Задачи **такого типа, соответствуют 3 уровню усвоения знаний**.

Как уже отмечалось, при обучении учащихся необходимо пройти все три ступени абстракции для улучшения качества восприятия изучаемого материала. Другими словами, обучение необходимо вести от «простого к сложному».



Какой отрезок на диаграмме соответствует значению **теплового эффекта** реакции:

- 1) а 2) б 3) в 4) г





Что можно сказать о реакции $A + B = B$

из диаграммы, изображенной на рисунке:

- 1) реакция протекает очень быстро
- 2) реакция экзотермическая
- 3) реакция эндотермическая
- 4) диаграмма соответствует состоянию равновесия.

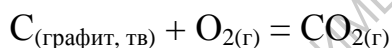


Приведенные задания соответствуют 1 уровню усвоению знаний. Набор таких заданий представлен в книге для учащихся [21].



Рассчитайте количество теплоты, которое выделяется при сгорании 10 моль углерода (графита).

Решение: Запишем уравнение реакции горения углерода



В соответствии с законом Гесса тепловой эффект реакции

$\Delta_f H^\circ = \Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ(CO_2) = -393,51 \text{ кДж}$ (использование справочных данных).

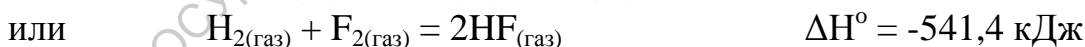
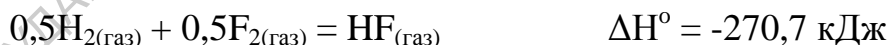
1 моль С соответствует - 393,51 кДж

10 моль С соответствует X кДж.

$$X = - 3935,1 \text{ кДж}$$

Ответ: при сжигании 10 моль углерода графита выделяется 3935,1 кДж теплоты; $\Delta_r H^\circ$ реакции равно - 3935,1 кДж.

Числовое значение теплового эффекта реакции зависит от формы записи термохимического уравнения. Например уравнение реакции получения фтороводорода из простых веществ можно записать по-разному:



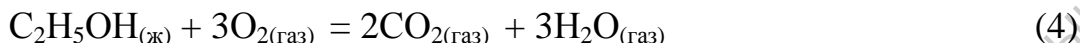
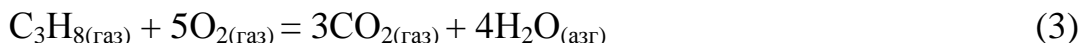
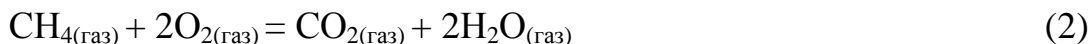
Если уравнение реакции записано с дробными коэффициентами, то $\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ(HF) = -270,7 \text{ кДж}$, т.к. продуктом реакции является 1 моль газообразного фтороводорода.

Если уравнение реакции записано с целочисленными коэффициентами, то числовое значение теплового эффекта реакции в 2 раза больше, т.к. в 2 раза больше количество вещества образовавшегося продукта реакции. Энтальпия образования 1 моль газообразного вещества фтороводорода $\Delta_f H^\circ(HF) = -270,7 \text{ кДж}$, т.к. величину -541,4 кДж необходимо поделить на 2, поскольку в реакции образуется 2 моль $HF_{(\text{газ})}$.

При изучении органических веществ преподавателем всегда отмечается общее свойство – реакция горения и при этом обращается внимание на

практическое использование этого процесса. Знание тепловых эффектов реакций позволяет сравнить процессы горения органических веществ и обсудить, какое из веществ энергетически наиболее выгодно использовать в качестве топлива.

Как известно, в качестве топлива наиболее часто применяют: уголь, метан, пропан, этиловый спирт. Запишем уравнения процесса горения:



Вещества	C	CH ₄	C ₃ H ₈	CO ₂	H ₂ O	C ₂ H ₅ OH
$\Delta_f H^\circ$, кДж/моль	0	-74,85	-103,8	-393,51	-241,82	-227,7

$$\Delta_f H^\circ \text{ реакции (1)} = \Delta_f H^\circ(CO_2) = - \mathbf{393,51} \text{ (кДж)}$$

$$\Delta_f H^\circ \text{ реакции (2)} = 2\Delta_f H^\circ(H_2O) + \Delta_f H^\circ(CO_2) - \Delta_f H^\circ(CH_4) = 2(-241,82) + (-393,51) - (-74,85) = - \mathbf{802,3} \text{ (кДж)}$$

$$\Delta_f H^\circ \text{ реакции (3)} = 4\Delta_f H^\circ(H_2O) + 3\Delta_f H^\circ(CO_2) - \Delta_f H^\circ(C_3H_8) = 4(-241,82) + 3(-393,51) - (-103,8) = - \mathbf{2043,98} \text{ (кДж)}$$

$$\Delta_f H^\circ \text{ реакции (4)} = 3\Delta_f H^\circ(H_2O) + 2\Delta_f H^\circ(CO_2) - \Delta_f H^\circ(C_2H_5OH) = 3(-241,82) + 2(-393,51) - (-227,7) = - \mathbf{1284,78} \text{ (кДж)}$$

Инициирование реакции происходит при незначительном подводе теплоты на начальном этапе процесса.

Энергетически наиболее выгодно применение в качестве топлива пропана, при сгорании 1 моль пропана выделяется наибольшее количество теплоты. Однако более часто используется уголь и метан, т.к. они, как сырье, являются более дешевыми и доступными для человека.

Приведенные задания соответствуют 2 уровню усвоения знаний.

Освоить решение задач по данной теме можно с помощью пособия [21], которое содержит краткие теоретические сведения, необходимые для решения типовых задач, и методику их решения, а также набор заданий для самостоятельной работы. Набор заданий для самостоятельной работы по термохимии можно составить, используя различные пособия и тематические тесты на сайтах, предназначенных для подготовки к ЕГЭ.

Как известно, абитуриенты, желающие стать студентами химического факультета МГУ, должны пройти дополнительное вступительное испытание по химии. Варианты заданий такого испытания содержат задачи по рассматриваемой теме, например:

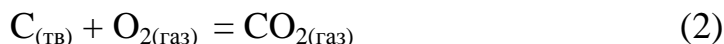
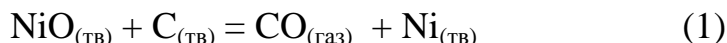
Для получения никеля используется реакция восстановления оксида никеля (II) углеродом. Теплота, необходимая для этой реакции,



обеспечивается горением углерода в атмосфере кислорода. Масса углерода, которая потребовалась для получения 177 г никеля, составила 47,85 г. Теплоты образования CO_2 и CO равны 393,5 и 110,5 кДж/моль соответственно. Рассчитайте теплоту образования оксида никеля (II).

Решение:

Запишем необходимые уравнения реакций:



Вещества	CO	CO ₂	C	O ₂	Ni
$\Delta_f H^\circ$, кДж/моль	-110,5	-393,5	0	0	0

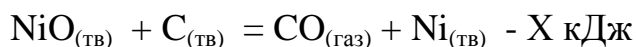
$\Delta_r H^\circ$ реакции (2) = $\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) = -393,5$ (кДж) если в реакцию вступает 1 моль углерода C.

Масса углерода, вступившая в реакцию равна 47,85 г. Количество вещества углерода составляет $47,85 / 12 = 3,9875$ моль.

Количество вещества никеля = $177 / 58,71 = 3,015$ моль. Сравнивая количества веществ углерода и никеля, отметим, что никель в недостатке. Следовательно, в расчетах необходимо учитывать количество вещества никеля. Тогда, для уравнения реакции (2) можно записать термохимическое уравнение:



Используем «подсказку», которая дана в условии задачи: теплота, необходимая для реакции восстановления оксида никеля (II) углеродом, обеспечивается горением углерода в атмосфере кислорода. Это указывает на то, что при восстановлении никеля поглощается 393,5 кДж теплоты (т.е. процесс эндотермический):



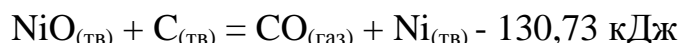
Можно составить пропорцию:

$$3,015 \text{ моль никеля} - 393,5 \text{ кДж}$$

$$1 \text{ моль никеля} - X \text{ кДж,}$$

$$X = 393,5 / 3,015 = 130,73 \text{ кДж}$$

Тогда термохимическое уравнение имеет вид:



$$\Delta_r H^\circ \text{ реакции (1)} = \Delta_f H^\circ(\text{CO}) - \Delta_f H^\circ(\text{NiO})$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{NiO}) = \Delta_f H^\circ(\text{CO}) - \Delta_r H^\circ \text{ реакции (1)} = -110,5 - (130,73) = -241,23 \text{ кДж/моль}$$

Ответ: Теплота образования оксида никеля $\Delta_f H^\circ(\text{NiO}) = -241,23$ кДж/моль.

Решение указанной задачи относится в соответствии с классификацией уровней усвоенных знаний, к 3-4 уровню, требует от учащихся следующих знаний:

2 – знание закона Гесса и алгоритма записи термохимических уравнений

3 – применение количественных характеристик при переходе от одного уравнения химической реакции к другому.

4 – видение и учет «подсказок» в тексте задачи.

При этом проявляется творческая деятельность учащегося, выполняемая в ходе самостоятельной трансформации известных знаний.

? При окислении кислородом 54 г алюминия выделяется 1675,7 кДж теплоты, а при взаимодействии 32 г оксида железа (III) с алюминием выделяется 170,7 кДж теплоты. Рассчитайте теплоту образования оксида железа (III).

Решение:

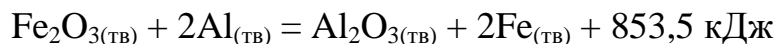
Масса оксида железа Fe_2O_3 – 32 г, количество вещества оксида железа Fe_2O_3 составляет – 0,2 моль.

Масса алюминия Al – 54 г, количество вещества алюминия Al – 2 моль. Это величина является «подсказкой» и позволяет записать термохимическое уравнение реакции окисления алюминия:



Реакция экзотермическая, происходит с выделением теплоты, следовательно энтальпия $\Delta_f H^\circ (\text{Al}_2\text{O}_3) = -1675,7$ кДж/моль

Из условия задачи следует, что при восстановлении 0,2 моль оксида железа требуется 170,7 кДж теплоты, при восстановлении 1 моль – X. Следовательно, для восстановления 1 моль оксида железа теплоты необходимо в 5 раз больше, т.е. 853,5 кДж. Имеем право записать термохимическое уравнение реакции восстановления оксида железа:



$\Delta_r H^\circ$ реакции = -835,5 кДж

Для расчета $\Delta_f H^\circ (\text{Fe}_2\text{O}_3)$ необходимо знание энтальпий других соединений:

Вещества:	Al	Al_2O_3	Fe
$\Delta_f H^\circ$, кДж/моль	0	-1675,7	0

В соответствии с законом Гесса:

$\Delta_r H^\circ$ реакции = $\Delta_f H^\circ (\text{Al}_2\text{O}_3) - \Delta_f H^\circ (\text{Fe}_2\text{O}_3)$.

$\Delta_f H^\circ (\text{Fe}_2\text{O}_3) = \Delta_f H^\circ (\text{Al}_2\text{O}_3) - \Delta_r H^\circ$ реакции = $-1675,7 - (-853,5) = -822,2$ кДж/моль

Ответ: энтальпия образования оксида железа $\Delta_f H^\circ$ (Fe_2O_3) равна - 822,2 кДж/моль

Решение указанной задачи относится, в соответствии с классификацией уровней усвоенных знаний, к 3-4 уровню, что требует от учащихся осознанных знаний и понимания сущности химических процессов.

Рассмотренные примеры решения задач показывают, можно рассчитать значение энтальпии образования одного из исходных веществ или продуктов реакции, если известны энтальпии образования остальных реагентов и энтальпия химической реакции.

На химических олимпиадах для учащихся 9 классов ежегодно встречаются задачи, связанные со знанием вопросов термодинамики и умением использовать эти знания при решении нестандартных задач. После окончания олимпиады традиционно производится разбор решения предлагаемых заданий. Школьные преподаватели ежегодно высказывают замечания, что данная тема не изучается в школьном курсе химии. И приходится напоминать о целях и задачах проведения олимпиад: выявление талантливых и творческих учащихся.

Рассмотри в качестве примера одну из задач олимпиадного уровня:

?	<p><i>Рассчитайте тепловой эффект реакции каталитической конверсии природного газа с перегретым водяным паром, которая широко используется в промышленности для получения водорода, если известны следующие термохимические данные:</i></p> $\text{CH}_{4(\text{газ})} + 2\text{O}_{2(\text{газ})} = \text{CO}_{2(\text{газ})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} + 802 \text{ кДж} \quad (1)$ $\text{CO}_{(\text{газ})} + 0,5\text{O}_{2(\text{газ})} = \text{CO}_{2(\text{газ})} + 283 \text{ кДж} \quad (2)$ $\text{H}_{2(\text{газ})} + 0,5\text{O}_{2(\text{газ})} = \text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} + 242 \text{ кДж} \quad (3)$
----------	--

Решение:

Термохимические уравнения приведенных реакций позволяют записать:

$\Delta_f H^\circ$ реакции (1) = - 802 кДж

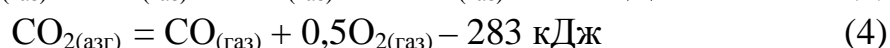
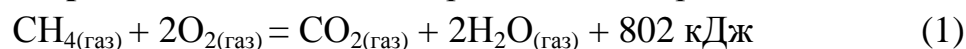
$\Delta_f H^\circ$ реакции (2) = - 283 кДж

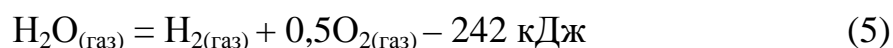
$\Delta_f H^\circ$ реакции (3) = - 242 кДж.

Запишем уравнение реакции каталитической конверсии природного газа с перегретым водяным паром:

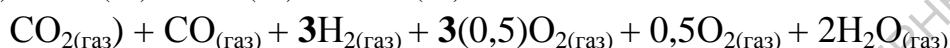
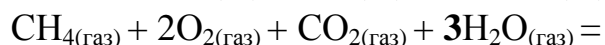
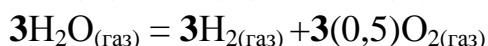
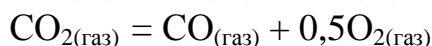
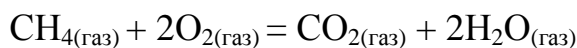


В соответствии с законом Гесса данное уравнение можно получить как суммарное **трех последовательно** протекающих процессов:

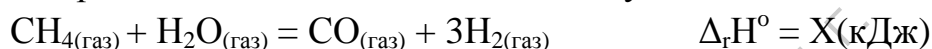




Два последних уравнения реакций - это уравнения реакции (2) и (3), протекающие в *обратном* направлении; используем 2-е следствие закона Гесса: энтальпия прямой реакции численно равна энтальпии обратной реакции, но с противоположным знаком. При этом необходимо последнее уравнение реакции **умножить на 3 и суммировать все уравнения:**



После сокращения одинаковых величин получаем:



$$\Delta_r\text{H}^\circ = \Delta_r\text{H}^\circ(1) + \Delta_r\text{H}^\circ(4) + 3\Delta_r\text{H}^\circ(5) = 802 + (-283) + 3(-242) = 802 - 283 - 726 = -207(\text{кДж}).$$

Ответ: тепловой эффект $\Delta_r\text{H}^\circ$ реакции каталитической конверсии природного газа с перегретым водяным паром составляет - 207 кДж.

Стандартные энтальпии фазовых переходов

Энтальпия изменяется не только в результате химических реакций, но при фазовых переходах: плавления и затвердевания; испарения и конденсации; сублимации и десублимации; превращении одной модификации вещества в другую.

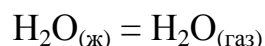
Сублимация (возгонка) - переход твердого вещества в газообразное, минуя плавление.

Десублимация - обратный процесс; переход газообразного вещества в твердую фазу.

Температура, при которой происходит фазовое превращение называют температурой перехода.

Для взаимно обратных процессов, например, испарения и конденсации, энтальпии процессов равны по абсолютной величине, но противоположны по знаку.

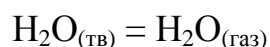
Рассчитаем тепловой эффект физического процесса испарения воды:



По справочным данным, $\Delta_f\text{H}^\circ \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = -286 \text{ кДж/моль}$, а $\Delta_f\text{H}^\circ \text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} = -242 \text{ кДж/моль}$. Принцип расчета здесь тот же самый: из теплоты образования продукта (газообразной воды) надо вычесть теплоту образования исходного вещества - жидкой воды:

$$\Delta_r\text{H}^\circ = \Delta_f\text{H}^\circ \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} - \Delta_f\text{H}^\circ \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = -242 - (-286) = +44 \text{ (кДж)}.$$

Полученная величина – *теплота испарения* воды. Процесс испарения воды – *эндотермический*, для испарения воды нужно затрачивать энергию. Рассчитаем тепловой эффект процесса перехода воды из твердого состояния в газообразное:



$$\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ \text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} - \Delta_f H^\circ \text{H}_2\text{O}_{(\text{тв})} = -242 - (-292) = + 50 \text{ (кДж)}.$$

Энтальпия образования льда, жидкой воды и водяного пара разная:

$$\Delta_f H^\circ (\text{H}_2\text{O})_{\text{тв}} = - 292 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta_f H^\circ (\text{H}_2\text{O})_{\text{ж}} = - 286 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta_f H^\circ (\text{H}_2\text{O})_{\text{газ}} = - 242 \text{ кДж/моль}$$

Различия в энтальпии указанных процессов доказывают, что межмолекулярные взаимодействия реально существуют и являются причиной сжижения газов и кристаллизации жидкостей.

Аналогично можно рассчитывать тепловые эффекты других фазовых переходов для различных соединений, используя табличные данные энтальпии образования соединения в разных агрегатных состояниях.

Величины $\Delta H^\circ_{\text{пл}}$ и $\Delta H^\circ_{\text{исп}}$ положительны. Это закономерно, т.к. и плавление и испарение требуют затраты энергии для преодоления сил притяжения, существующих между частицами в твердом и жидком состоянии. Еще большей затраты энергии требует непосредственное превращение вещества из твердого состояния в газообразное, минуя жидкое (процесс возгонки). Процессы *плавления, испарения и возгонки* являются *эндотермическими*.

Противоположные процессы *конденсации и кристаллизации* сопровождаются возникновением новых связей и поэтому являются *экзотермическими*. Следует отметить аномально высокое значение энтальпии испарения воды. Это обусловлено наличием в жидкой воде прочных водородных связей, которые разрушаются при испарении.

Тепловые эффекты фазовых и полиморфных превращений обычно существенно меньше тепловых эффектов химических реакций. В химических справочниках можно найти ΔH° образования тысяч самых разнообразных неорганических и органических соединений. Это позволяет рассчитывать тепловые эффекты очень многих химических реакций. $\Delta_f H^\circ$ образования сложных веществ лежат в пределах 80-800 кДж/моль.

Энтальпия различных химических процессов

Энтальпия растворения – это изменение энтальпии в результате растворения 1 моль вещества с образованием бесконечно разбавленного раствора.

Различный тепловой эффект процесса растворения твердых веществ в жидкости обусловлен протеканием одновременно двух процессов – разрушения кристаллической решетки (*разрыв связей между частицами в узлах кристаллической решетки - процесс эндотермический*) и сольватации (*взаимодействие молекул растворителя с частицами растворяющегося вещества - процесс экзотермический*) $\Delta H_{\text{раст.}}^{\circ} = \Delta H_{\text{реш.}}^{\circ} + \Delta H_{\text{сольв.}}^{\circ}$.

При изучении данного материала значительную помощь оказывает проведение химического эксперимента, иллюстрирующего теоретические положения, расчет тепловых эффектов по уравнениям реакций. Экспериментально убедиться в различных по знаку тепловых эффектах процесса растворения и приобрести личный опыт учащиеся могут на уроке - исследовании с проведением группового демонстрационного опыта:

В три пробирки налейте до половины объема воды и определите ее температуру. В первую пробирку внесите 2-3 г нитрата аммония, осторожно перемешайте и определите температуру полученного насыщенного раствора. Во вторую пробирку добавьте небольшое количество кристаллического гидроксида натрия и после перемешивания определите температуру насыщенного раствора. В третью пробирку внесите 2-3 г хлорида натрия, перемешайте и также определите температуру насыщенного раствора. Полученные результаты занесите в таблицу.

Растворяемое вещество	t(H ₂ O), °C	t(p-ра), °C	Тепловой эффект процесса растворения ($\Delta H > 0$, $\Delta H < 0$, $\Delta H = 0$)	$\Delta H_{\text{раст}} = \Delta H_{\text{реш}} + \Delta H_{\text{гидр}}$, $\Delta H_{\text{реш}} > \Delta H_{\text{гидр}}$, $\Delta H_{\text{гидр}} > \Delta H_{\text{реш}}$, $\Delta H_{\text{гидр}} = \Delta H_{\text{реш}}$
NH ₄ NO ₃				
NaOH				
NaCl				

Изменение температуры раствора по сравнению с исходным растворителем – водой позволяет определить тип процесса растворения: экзо- или эндотермический процесс. После проведения эксперимента обучающимся предлагается сформулировать вывод о влиянии природы

растворяемого вещества на величину теплового эффекта процесса растворения и предсказать изменение растворимости веществ при изменении температуры.

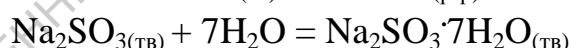
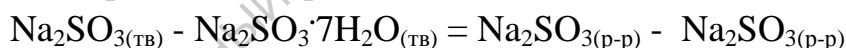
?	<p>Почему растворение безводного сульфата натрия является экзотермическим процессом ($\Delta H^{\circ}_{\text{раст}} = -11$ кДж), а растворение кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – эндотермическим процессом ($\Delta H^{\circ}_{\text{раст}} = 47$ кДж)?</p>
---	---

Решение: кристаллизационная вода, входящая в состав кристаллогидрата, является гидратной оболочкой катиона. Поэтому при растворении кристаллогидрата происходит только процесс разрушения кристаллической решетки (эндотермический процесс, $\Delta H^{\circ} > 0$). А при растворении безводной соли происходит 2 процесса: разрушение решетки и гидратация. Тепловой эффект разрушения кристаллической решетки преобладает над процессом гидратации.

Процесс превращения безводной соли в кристаллогидрат можно представить уравнениями двух процессов:



Разность этих уравнений реакций представляет собой процесс превращения безводной соли в кристаллогидрат:



$\Delta_r H^{\circ}$ реакции = $\Delta_r H^{\circ}(1) - \Delta_r H^{\circ}(2) = -11 - 47 = -58$ кДж (экзотермический процесс, в ходе реакции выделяется 58 кДж).

Экспериментально убедиться в этом можно при выполнении простого и доступного для учащихся эксперимента: в сухую пробирку поместите небольшое количество безводного сульфата меди практически белого цвета и добавьте 1 каплю воды. Обратите внимание на изменение окраски содержимого пробирки и сразу же поднесите ладонь к нижней части пробирки, каждый ощущает повышение температуры пробирки с исследуемым веществом. Проведение эксперимента в сочетании с теоретическим материалом является первой ступенью приобретения учащимися *личного опыта*, который является основой развития учебно-исследовательской деятельности обучающихся.

Тепловые эффекты процессов растворения веществ можно рассчитать, используя закон Гесса, если имеются справочные данные для процесса разрушения решетки ($\Delta H^{\circ}_{\text{реш}}$) и гидратации ионов и молекул ($\Delta H^{\circ}_{\text{гидр}}$).



Рассчитайте энтальпию растворения гидроксида калия и нитрата калия.

Решение:

Вещества	KOH	KNO ₃	
$\Delta H^\circ_{\text{реш}}$, кДж/моль	790	684	
Ионы	K ⁺	OH ⁻	NO ₃ ⁻
$\Delta H^\circ_{\text{гидр}}$, кДж/моль	-339	-511	-310

В случае растворения 1 моль KOH энтальпия растворения складывается из энтальпии распада 1 моль KOH на ионы и энтальпии гидратации 1 моль ионов K⁺ и 1 моль ионов OH⁻:

$$\Delta H^\circ_{\text{раств}} = 790 - 339 - 511 = -60 \text{ (кДж)}$$

Энтальпия растворения 1 моль KNO₃ составляет: $684 - 339 - 310 = 35$ (кДж).

Ответ: растворение гидроксида калия – процесс экзотермический, а нитрата калия – процесс эндотермический.



Энтальпия растворения гидроксида натрия NaOH в воде составляет -35 кДж/моль. Рассчитайте тепловой эффект (кДж) растворения 20 г этого вещества в воде.

Решение:

$\Delta H^\circ_{\text{раств}}$ 1 моль гидроксида натрия NaOH (40 г) = -35 кДж

$\Delta H^\circ_{\text{раств}}$ 0,5 моль гидроксида натрия NaOH (20 г) = x кДж

$$x = -35 \cdot 20 / 40 = -17,5 \text{ (кДж)}$$

Ответ: тепловой эффект ΔH° растворения 20 г гидроксида натрия в воде равен -17,5 кДж (в ходе процесса растворения выделяется 17,5 кДж).



Вычислите теплоту реакции перехода безводного сульфита натрия в кристаллогидрат, если теплоты растворения безводного Na₂SO₃ и кристаллогидрата Na₂SO₃·7H₂O соответственно равны -11 кДж/моль и +47 кДж/моль.

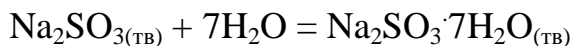
Решение:

Запишем условие задачи в виде химических процессов:

$\text{Na}_2\text{SO}_3_{(\text{ТВ})} = \text{Na}_2\text{SO}_3_{(\text{Р-Р})}$ $\Delta H^\circ_{\text{раств}}$ 1 моль Na₂SO₃ = -11 (кДж)

$\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}_{(\text{ТВ})} = \text{Na}_2\text{SO}_3_{(\text{Р-Р})}$ $\Delta H^\circ_{\text{раств}}$ 1 моль Na₂SO₃·7H₂O = 47 (кДж).

Превращение безводной соли в кристаллогидрат описывается уравнением:

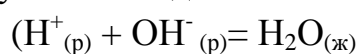


$\Delta H^\circ_{\text{гидр}}$ перехода безводного сульфита натрия в кристаллогидрат равно разности тепловых эффектов: $-11 - 47 = -58$ (кДж/моль).

Ответ: ΔH° перехода безводного сульфита натрия в кристаллогидрат составляет -58 (кДж).

Если химические реакции можно представить одинаковыми сокращенными ионными уравнениями, то энтальпии химических реакций являются одинаковыми величинами.

Расчет тепловых эффектов химических реакций, протекающих в растворах электролитов, проводится на основании знаний энтальпий образования ионов. Именно этим и объясняется, что энтальпия образования 1 моль воды при взаимодействии любой сильной кислоты с любым сильным основанием в стандартных условиях одна и та же величина:



При растворении любого вещества идут 2 взаимно противоположных процесса: *растворение и кристаллизация*. И как любой обратимый процесс, растворение заканчивается установлением динамического равновесия: «нерастворенное вещество \leftrightarrow вещество в растворе». Используя принцип Ле Шателье для обратимых процессов, можно предсказать влияние температуры на растворимость веществ.

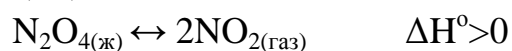
А можно, используя результаты смещения равновесия, определить знак теплового эффекта реакции, например, провести демонстрационный опыт на уроке (тип урока – *урок - исследование*):

Используйте прибор, имеющий П-образную форму с шарообразными концами, заполненный смесью NO_2 и N_2O_4 .



Один из шариков прибора опустите в стакан с холодной водой или снегом, а другой - опустите в стакан с *горячей водой*. Через некоторое время сравните интенсивность окраски в нагретом и охлажденном шариках. Оксид азота (IV) NO_2 - бурый газ, его димер N_2O_4 - бесцветное вещество. Благодаря этому направлению, в котором смещается равновесие данной реакции, легко определить по изменению интенсивности окраски соединений. Нагретый

шарик имеет более интенсивную бурую окраску, следовательно, реакция образования оксида азота (IV) NO_2 из N_2O_4 является эндотермической:



Аналогично, можно экспериментально определить «знак» теплового эффекта процесса гидролиза: налейте в пробирку раствор ацетата натрия и добавьте несколько капель фенолфталеина. Зная, каким образом происходит гидролиз солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием, предполагаем, что среда раствора. Однако, при добавлении индикатора фенолфталеина, вместо ожидаемой розово-малиновой окраски наблюдаем бесцветную окраску раствора. Почему индикатор не изменил окраску? Затем нагрейте пробирку до кипения и обратите внимание на появление розовой окраски раствора. Этот факт свидетельствует, что среда раствора щелочная, концентрация гидроксид-ионов OH^- в растворе увеличивается при нагревании, следовательно, процесс гидролиза усиливается при повышении температуры и является *эндотермическим*:



Проведение химического эксперимента и различных расчетов при изучении какой-либо темы необходимо, т.к. теоретические знания обучающихся доминируют над практическими навыками. Процесс обучения умениям и навыкам, так называемая «тренировка» является основным методом формирования умений и навыков. «Тренировка» осуществляется в учебных условиях, а объектом «тренировки» являются отдельные профессиональные умения и навыки. Для достижения успеха требуется навык, который формируется при условии, что решение задач происходит систематически, целенаправленно и постоянно.

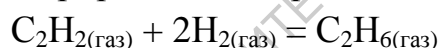
Одним из элементов процесса обучения является систематический текущий контроль знаний, умений и навыков. Качественное и объективное оценивание [9] различных видов деятельности позволяет использование разнообразных видов и форм контроля (тестирование, самостоятельная работа, лабораторная работа, контрольная работа и т.п.). Контроль знаний учащихся является осуществлением *обратной связи*, без которой невозможен процесс обучения. Характер контрольных заданий определяется уровнем или глубиной познания материала, который преподаватель планирует добиться. Результативность и эффективность обучения проявляется в оценочных результатах контроля. Таким образом, *контроль – это средство борьбы за прочные и осознанные знания; контроль позволяет совершенствовать и модернизировать процесс обучения; изучить индивидуальные особенности обучающихся.*

Как видно из приведенного материала, изучение вопроса о тепловых эффектах реакции можно рассматривать на различном уровне с точки зрения глубины изучаемого материала с учетом индивидуальных особенностей обучающихся.

Опыт работы в школе учителем химии, позволяет высказать мнение, что введение в школьный курс химии данного материала целесообразно проводить, начиная с 8 класса. Материал тем «Скорость химической реакции» и «Химическое равновесие» можно также рассмотреть в конце учебного года в 8 классе. Тогда последующее обучение становится для учащихся более понятным и осознанным.

При дальнейшем изучении химии постепенно добавлять нужные знания. На начальном этапе изучения химии учащиеся обладают большей мотивацией к обучению (учитывая физиологические и возрастные особенности школьников) и гораздо легче осваивают новый материал. Это позволит повысить осознанность освоения знаний и развить личностные качества учащихся.

Например, реакции гидрирования непредельных углеводородов:



Условия протекание реакции: температура и присутствие катализатора никеля.

Вещества	C_2H_2	H_2	C_2H_6
$\Delta_f H^\circ$, кДж/моль	226,7	0	-84,7

$\Delta_r H^\circ$ реакции, в соответствии с законом Гесса, $= \Delta_f H^\circ(\text{C}_2\text{H}_6) - \Delta_f H^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = -84,7 - 226,7 = -311,4$ (кДж).

Теплота, подводимая к реагентам расходуется на увеличение скорости реакции и на то, чтобы сделать молекулу H_2 более рыхлой (необходима энергия на ее разрыв). Молекула водорода H_2 прочная, энергия химической связи Н-Н составляет 439 кДж/моль. Катализатор – металлический никель обладает селективностью и избирательностью, способствует увеличению скорости химической реакции образования этана. Теплота, выделяемая в ходе реакции (*экзотермической* реакции), используется на химических производствах, например, для получения насыщенного водяного пара, широко применяемого на различных стадиях химического производства. Именно этим объясняется наличие большого количества трубопроводов на химических предприятиях:



Такой подход к обучению химии можно осуществить только при условии, что преподаватель химии глубоко и осознанно владеет этим материалом. А поскольку данный раздел не является обязательным при изучении химии в классах без профильного изучения химии, то знания учителя химии оказываются не востребованными. Классов с профильным изучением химии мало и данная тема изучается на уровне знакомства с основными понятиями термодинамики. Только незначительная часть учащихся испытывает потребность в овладении знаниями по термодинамике, т.к. они оказываются востребованными при участии в олимпиадах различного уровня и при стремлении принять участие в конкурсе при поступлении в МГУ. Недостаток указанных знаний проявляется при работе со студентами 1 курса Института химии, особенно при обучении студентов направления «Педагогическое образование» профиль «Химия». Для получения необходимых знаний и практических навыков студентам будущим учителям химии помогут пособия [22-24], в которых рассматривается методика решения задач, необходимые теоретические сведения, и на конкретных примерах рассмотрены различные способы решения задач. Нужно помнить, что решение задач позволяет систематизировать знания, понять сложный теоретический материал, научиться не только воспроизводить решение типовых задач, но и творчески применять полученную информацию. Умение решать расчетные задачи является показателем уровня развития химического мышления обучающегося и глубины усвоения учебного материала.

В заключение следует отметить, что при проведении химического эксперимента при изучении химии как в вузе, так в школе используются разные формы сочетания слова преподавателя с демонстрируемым объектом. В настоящее время их установлено четыре.

Первая форма характеризуется тем, что преподаватель посредством слова руководит наблюдениями обучаемых, формирование знаний происходит в процессе наблюдения.

Вторая форма характеризуется тем, что преподаватель руководит наблюдениями учащихся и при этом на основе имеющихся у них знаний, подводит их к выявлению таких свойств или связей между объектами, которые не могут быть обнаружены в процессе непосредственного наблюдения.

Третья форма сочетания слова преподавателя с демонстрируемым объектом характеризуется тем, что «новое знание» у обучающихся формируется с помощью слова преподавателя, а сам объект анализируется после объяснения, в качестве иллюстрации слов преподавателя.

Четвертая форма сочетания слов преподавателя с демонстрируемым объектом характеризуется тем, что преподаватель сначала сообщает обучающимся сведения о таких свойствах демонстрируемого объекта, которые они не смогут познать непосредственно восприятием, а затем демонстрирует сам объект.

Кроме того, отмечается *пятая форма* возможности сочетания слова преподавателя с наглядными возможностями компьютера.

Каждая из пяти форм может применяться в практике обучения химии в различных вариантах. Наибольшее распространение имеет вторая форма сочетания слова преподавателя с демонстрируемым объектом и здесь выделяют два варианта: первый характеризуется использованием *индуктивного* приема умозаключения, а второй – применением *дедуктивного* приема умозаключения [25-27]. Различное сочетание химического эксперимента со средствами наглядности (таблицы, коллекции, приборы, уравнения реакций и т.д.) может привести к взаимному усилению эффекта (*синергизм* – совместно действующий), а может вызвать снижение эффекта – *антагонизм* восприятия [12].

Литература

1. Основы физической химии: учебное пособие: в 2 ч. Ч.1 :Теория./ В.В. Еремин, [и др.] – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2013. – 320 с.
2. Химия. 8 класс: учебник / В.В. Еремин, Н.Е. Кузьменко, А.А. Дроздов, В.В. Лунин; под ред. проф. Н.Е. Кузьменко и акад. РАН В.В. Лунина. – 4-е изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2015- 268 с.
3. Химия: Учебник для 9-класса средней общеобразовательной школы. – 2-е изд. /Под ред. проф. Е.Е. Миченкова, - М.: Школьная Пресса, 2000.- 240 с.
4. Химия. Углубленный уровень. 11 кл.: учебник / О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова. – М.: Дрофа, 2014. – 397 с.
5. Ахметов Н.С.. Неорганическая химия. Пробный учебник для 8 класса. Москва, «Просвещение», 1984. -128 с.
6. Сатбалдина С.Т., Лидин Р.А. Химия 8. Пробный учебник для 8 класса общеобразовательных учебных заведений. Москва, Просвещение, 1993. – 191с.
7. Ахметов. Н.С. Химия: Учеб. для 10-11 кл. общеобразоват. учреждений. – М.: Просвещение, 1998. – 256 с.
8. Маршанова Г.Л. 500 задач по химии. Пособие по общей и неорганической химии для учащихся 8-11 классов средней школы– М. «Издат-школа» «РАЙЛ». – 1997. – 80 с.
9. Хомченко И.Г. Сборник задач и упражнений по химии для средней школы. – 2-е изд., испр. и доп. – М.: РИА «Новая волна»: Издатель Умеренков, 2015. – 214 с.
10. Химия:11 класс: углубленный уровень: учебник для учащихся общеобразовательных организаций / Н.Е. Кузнецова, Т.Н. Литвинова, А.Н. Лёвкин. – 3-е изд., перераб. – М. – Вентана-Граф, 2015. – 432 с.
11. Кожина Л.Ф., Тюрина И.В., Косырева И.В. Анализ результатов ЕГЭ по химии в 2017 году в г. Саратове и Саратовской области. Учебно-методическое пособие для студентов направления подготовки «Педагогическое образование» профиль «Химия». Электронный ресурс. Саратов. 2017. – 48с. http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1847.pdf.
12. Минченков Е.Е. Проблемы наглядности в обучении химии// Научный результат. Педагогика и психология образования. Т.3. №1. 2017. – 38-45 с.
13. Макоева С.Б. Этап рефлексии на уроке химии /https: // infourok/ru/refleksiya-na-urokan-himii-1061714/html.

14. Заир-Бек С.И., Муштавинская И.В. Развитие критического мышления на уроке. – М.: Просвещение, 2011.- 224с.
15. Макоева С.Б. Этап рефлексии на уроке химии /[https:// infourok/ru/refleksiya-na-urokan-himii-1061714/html](https://infourok.ru/refleksiya-na-urokan-himii-1061714/html).
16. Антонова Е.А., Денисова Е.В. Эмоциональная устойчивость – залог успешности образовательного процесса студентов / Качественное экологическое образование и инновационная деятельность – основа прогресса и устойчивого развития России: Сборник статей международной научно-практической конференции 2 марта 2018 г. Саратов. – Саратов: ООО «Амирит», 2018.-152 с. (С.11-13).
17. Клейносов Д.Л., Минченков Е.Е. Осознанность – важная характеристика формируемого знания (на примере преподавания химии). Вестник МГОУ. Серия Педагогика. 2016/№4. С.30-36.
18. Беспалько В.П. Природосообразная педагогика / В.П. Беспалько. – Москва: Народное образование, 2008. – 512 с.
19. Яковлева. Н.В. Повышение эффективности обучения химии: теоретическая интерпретация опыта. Электронное периодическое издание «Кронштадтская школьная лига» 2012. Выпуск №1.
20. ЕГЭ-2018: Химия: 50 тренировочных вариантов экзаменационных работ для подготовки к единому государственному экзамену / Е.В. Савинкина, О.Г. Живейнова. – Москва: Издательство АСТ, 2017. – 319 с.
21. Сорокин В.В., Злотников Э.Г. Проверь свои знания: Тесты по химии: Кн.для учащихся. – М.: Просвещение: Учеб. лит., 1997. – 223 с.
22. Готовимся к Единому государственному экзамену: типы химических задач и способы их решения: 8-11 коассы: пособие для учащихся / И.И. Новошинский, Н.С. Новошинская. – 3-е изд. – М.: ООО «Русское слово - учебник», 2014. – 184с.
23. Задачи по физической химии: учебное пособие / В.В. Еремин, С.И. Каргов, И.А. Успенская, Н.Е. Кузьменко, В.В. Лунин. – М.: Издательство «Экзамен», 2003. – 320с.
24. Химическая термодинамика: теория, задачи и вопросы: учебное пособие для студентов, обучающихся по специальности 04.05.01 – Фундаментальная прикладная химия и по направлениям 04.03.01 – Химия, 18.03.01 = Химическая технология / И.В. Казаринов, Н.А. Коноплянцева – Саратов: Изд-во Саратов.ун-та, 2017. – 256с.
25. Егоров А.С. Все типы расчетных задач по химии для подготовки к ЕГЭ. – Ростов н/Д: Феникс, 2003. – 320 с.

26. Минченков Е.Е. Практическая дидактика в преподавании естественно-научных дисциплин: Учеб. Пособие. СПб.: Изд. «Лань», 2016, -215 с.
27. Минченков Е.Е. Общая методика обучения химии. Эл. изд. Учебное пособие. М.: Лаборатория знаний, 2015. – 597 с.

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО