

Наглядное моделирование как метод обучения общей химии и диагностики его результатов

*Е. А. Шатова, старший преподаватель кафедры химии и естественнонаучного образования
Витебского государственного университета имени П. М. Машерова,*

*И. С. Борисевич, заведующая кафедрой химии и естественнонаучного образования
Витебского государственного университета имени П. М. Машерова,*

кандидат педагогических наук, доцент,

*В. А. Громенко, студентка факультета химико-биологических и географических наук
Витебского государственного университета имени П. М. Машерова,*

*Е. Я. Аршанский, проректор по научной работе Витебского государственного университета
имени П. М. Машерова, доктор педагогических наук, профессор*

Аннотация. В статье представлено методическое обоснование необходимости применения наглядного моделирования как учебного инструмента и диагностики результатов обучения общей химии. Приведены примеры моделей, позволяющие лучше понимать сложные темы термодинамики, химической кинетики, катализа, химического равновесия и окислительно-восстановительных реакций.

Ключевые слова: общая химия, наглядное моделирование, контроль знаний, методика преподавания химии.

Современные средства обеспечения наглядности способствуют совершенствованию образовательного процесса, что подчёркивает необходимость усиления внимания к активизации обучения, развитию личности и формированию научного мировоззрения. В качестве средства решения этих задач всё чаще рассматривается организация активной познавательной деятельности студентов.

В последние годы в исследованиях возросло внимание к использованию наглядного моделирования в обучении, что открывает новые возможности для повышения эффективности активного познания.

Следует отметить, что ряд авторов (С. В. Аранова, Е. Е. Минченков, Т. С. Назарова, М. А. Урбан и др.) характеризуют наглядное моделирование как конкретный вид моделирования, который уделяет особое внимание формированию у обучающихся знаний и умений через моделирование существенных свойств и отношений изучаемых понятий с помощью моделей, средствами построения которых являются предметы или их образы. Тем самым создаются хорошо усваиваемые модели,

содействующие улучшению понимания и усилению прочности формируемых знаний [1].

Как справедливо отмечает Д. И. Мычко, «процесс моделирования является одним из основных методов познания в химии, основой структурного подхода к изучению веществ. Непонимание особенностей этого подхода и сути процесса моделирования часто ведёт к ошибочной интерпретации научных фактов» [2, с. 49].

На наш взгляд «наглядное моделирование в обучении общей химии» следует рассматривать как реализуемый в процессе обучения общей химии способ познания химических теорий, законов и закономерностей, изучения понятий и фактов, освоения методов химического исследования с помощью визуальных моделей. Следовательно, наглядное моделирование в общей химии может применяться как метод обучения и диагностики его результатов.

Содержание курса общей химии предполагает использование специфических *методов обучения* химии, основанных на применении наглядного моделирования (моделирование химических объектов; описание, объяснение

сущности химических объектов и результатов наблюдений на основе применения моделей; прогнозирование результатов химических реакций и закономерностей их протекания посредством наглядного моделирования; виртуальный химический эксперимент и др.). Эти методы взаимодополняют традиционные методы обучения студентов.

Наглядное моделирование выступает связующим звеном между теорией и практикой. Решение многих учебных задач требует построения наглядных моделей, таких как:

- знаково-символические (химические знаки, формулы, уравнения и др.);
- таблично-схематические (таблицы, схемы, фреймы, кластеры, опорный конспект др.);
- иллюстративно-графические (чертёж, графики, схематические рисунки, макет, кристаллическая решётка и др.);
- иллюстративно-динамические (3D модели, компьютерная анимация, виртуальная лаборатория и др.) [3].

Несмотря на широкое применение моделей в обучении, деятельность моделирования требует специальных условий для усвоения и не формируется стихийно. Несформированность этой деятельности проявляется в том, что обучающие частично или полностью не выполняют задания, в которых проверяется умение моделировать.

Использование наглядного моделирования в обучении общей химии способствует овладению общеучебным умением *моделировать*, что можно трактовать как комплексное, «синтетическое» умение студентов строить учебные модели реальных и химических объектов, которое может формироваться на химическом материале, однако область его применения шире, чем конкретная предметная область.

Использование наглядного моделирования в обучении общей химии характеризуется как целенаправленное приобщение студентов к рациональной умственной и практической деятельности. Наглядное моделирование также направлено на достижение качественных изменений личности, способствует росту профессионального мастерства, формированию системы знаний, которые могут быть применены в дальнейшем при изучении химии и за её пределами.

На наш взгляд, существует ряд значимых личностных качеств, которые могут сыграть важную роль в обеспечении успешного

образовательного процесса с учётом применения наглядного моделирования при обучении общей химии:

- стремление к использованию наглядного моделирования с целью лучшего восприятия и чёткого понимания сложного учебного материала по общей химии;
- формирование с помощью наглядного моделирования целостного представления о строении веществ (химическом, электронном и пространственном), а также сущности изучаемых химических процессов;
- применение наглядного моделирования при планировании, выполнении и объяснении результатов реального химического эксперимента;
- стремление к использованию виртуального химического эксперимента, сущность которого составляет наглядное моделирование химических процессов;
- желание использовать наглядное моделирование при выполнении заданий по химии, в которых его применение непосредственно не требуется;
- желание обучать других, основанное на собственных знаниях и умениях использовать наглядное моделирование в образовательном процессе;
- стремление использовать наглядное моделирование в химии при совместной работе в группе;
- готовность к использованию наглядного моделирования в будущей педагогической деятельности;
- увлечённость поиском дополнительных информационных источников (статьи, учебники, научные журналы, справочники, информационные издания) по наглядному моделированию в химии.

Включение наглядного моделирования в сферу продуктивной деятельности студентов обеспечивает значительное расширение её возможностей в обучении и позволяет перейти от использования его в роли вспомогательных средств к диагностике результатов усвоения и понимания учебного материала.

С позиции использования наглядного моделирования структура содержания курса общей химии включает 5 модулей:

1. Основные понятия и законы химии.
2. Строение вещества. Периодическая система химических элементов. Периодичность изменения свойств химических элементов.

3. Химическая связь.

4. Химические реакции. Основные закономерности протекания химических процессов.

5. Физико-химические свойства растворов.

Эти модули охватывают ключевые разделы общей химии, обеспечивая последовательное и глубокое изучение материала с использованием разных видов учебных моделей. В рамках обозначенной статьи более детально раскроем вопросы использования наглядного моделирования в обучении и диагностике результатов обучения общей химии на примере модуля «Химические реакции. Основные закономерности протекания химических процессов», в который входят темы: «Химические реакции. Термодинамика химических реакций», «Химическая кинетика и катализ», «Химическое равновесие» и «Окислительно-восстановительные реакции». На примере конкретных тем модуля разбираются ключевые вопросы признаков и условий протекания химических реакций, энергетических изменений в химических реакциях, включающих основные термодинамические понятия, скорость химической реакции, химическое равновесие, а также редокс-изменения веществ в окислительно-восстановительных реакциях.

При освоении темы «Химические реакции. Термодинамика химических реакций» рассматриваются сложные абстрактные понятия: система, фаза, термодинамический процесс, функции состояния и перехода. Классификация химических реакций рассматривается по различным признакам: по типу преобразования, по изменению степени окисления, по агрегатному состоянию реагирующих веществ. Для более осознанного понимания сущности химических реакций используют молекулярные, ионные, термохимические уравнения. В данной теме предусмотрены расчёты по химическим уравнениям и стехиометрическим схемам. Рассматривается возможность предсказания направления протекания химических реакций и физико-химических процессов; роль энтальпийного и энтропийного факторов в направленности протекания процессов при различных условиях [5]. Вводятся термодинамические понятия и законы (тепловой эффект химической реакции, энтальпия, энтропия, энергия Гиббса, закон Гесса), которые сложны для понимания и требуют абстрактного мышления. Трудности

вызывают вопросы, связанные с применением констант равновесия и термодинамических величин при решении расчётных задач.

Сущность изучаемых явлений зачастую не наблюдаема, её познание может идти на уровне микромира, что диктует необходимость активно применять материальные и идеальные модели процессов, а также химическую символику как опосредующее звено между наблюдаемыми явлениями и их сущностью [4]. Всё это предполагает необходимость включения наглядного моделирования для анализа тепловых эффектов реакции, термохимических уравнений. Для визуализации абстрактных термодинамических понятий, процессов и реакций применяют энергетические диаграммы химических реакций.

Приведём примеры заданий, используемых в данной теме.

Задание 1. Изучите энергетическую диаграмму (рис. 1) сгорания метана, энергетические изменения, происходящие в реакционной системе. Объясните с точки зрения Гесса изменение энтальпии реакции горения метана.

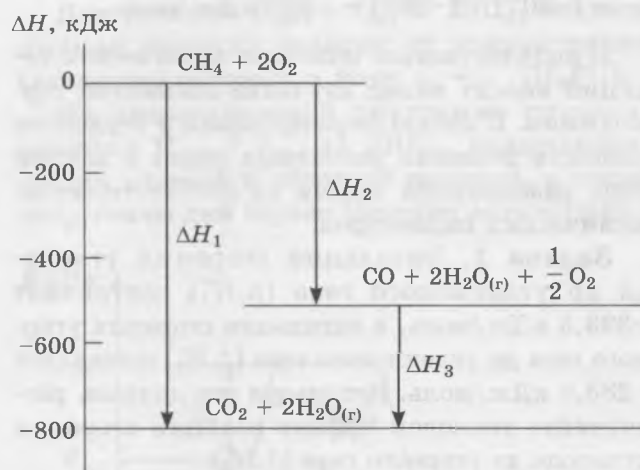
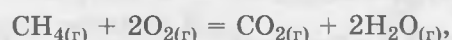


Рисунок 1 — Энтальпийная диаграмма сгорания метана

Решение.

На диаграмме показаны изменения энергии в ходе химической реакции сгорания метана.

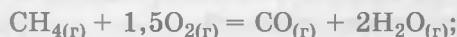


$$\Delta H_1^\circ = -890 \text{ кДж}.$$

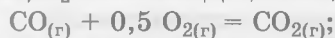
Обратите внимание на обозначения: если изменение энтальпии относится к реакции, то ставится после дельта в нижнем индексе r — $\Delta_r H_{298}$, если это энтальпия образования

вещества, то после дельта ставится индекс f — $\Delta_f H_{298}^\circ(\text{CO}_{2(\text{г})})$. После Н в нижнем индексе записывается температура, в верхнем — символ, указывающий на стандартные условия. В скобках указывается вещество и обязательно, если это не многократно повторяется, — его агрегатное состояние. Агрегатное состояние всех веществ указывается в термохимических уравнениях реакции, а обе части уравнения соединяются знаком равенства. Латинские буквы пишутся курсивом, символы элементов — прямо.

Сгорание метана представляет собой экзотермическую реакцию, при которой энергия выделяется в виде тепла. Эту же реакцию можно провести через стадию образования СО:



$$\Delta_f H_2^\circ = -607 \text{ кДж/моль};$$



$$\Delta_f H_3^\circ = -283 \text{ кДж/моль}.$$

Количество теплоты, выделяющейся при сгорании метана, не зависит от того, протекает ли реакция в одну или две стадии.

$$\begin{aligned} \Delta_f H_1^\circ &= \Delta_f H_2^\circ + \Delta_f H_3^\circ = \\ &= (-607) + (-283) = -890 \text{ кДж/моль}. \end{aligned}$$

В количественное описание химических реакций вносит вклад изучение элементов термодинамики. С целью формирования у студентов навыков решения расчётных задач в данной теме разбираются задачи на расчёт термодинамических параметров.

Задача 1. Энтальпия сгорания углерода до углекислого газа ($\Delta_f H_1^\circ$) составляет $-393,5$ кДж/моль, а энтальпия сгорания угарного газа до углекислого газа ($\Delta_f H_2^\circ$) составляет $-283,0$ кДж/моль. Используя эти данные, рассчитайте тепловой эффект реакции сгорания углерода до угарного газа ($\Delta_f H_3^\circ$).

Решение.

$$\begin{aligned} 1) \text{C}_{(\text{т})} + \text{O}_{2(\text{г})} &= \text{CO}_{2(\text{г})}, \\ \Delta_f H_1^\circ &= -393,5 \text{ кДж/моль}; \end{aligned} \quad (1)$$

$$2) \text{C}_{(\text{т})} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(\text{г})} = \text{CO}_{(\text{г})}, \quad \Delta_f H_3^\circ = ? \quad (2)$$

$$\begin{aligned} \text{CO}_{(\text{г})} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(\text{г})} &= \text{CO}_{2(\text{г})}, \\ \Delta_f H_2^\circ &= -283,0 \text{ кДж/моль}. \end{aligned} \quad (3)$$

Согласно закону Гесса, изменение энтальпии реакции горения углерода до CO_2 (реакция 1) равно сумме энтальпий в последовательных реакциях сгорания углерода до СО (реакция 2), затем сгорания СО до CO_2 (реакция 3).

Поэтому для определения значения изменения энтальпии в реакции (2) надо от значения изменения энтальпии в реакции (1) вычесть значение изменения энтальпии в реакции (3):

$$\begin{aligned} \Delta_f H_3^\circ &= \Delta_f H_1^\circ - \Delta_f H_2^\circ = -393,5 - (-283,06) = \\ &= -110,44 \text{ кДж/моль}. \end{aligned}$$

Таким образом, энтальпия сгорания углерода (С) до угарного газа (СО) составляет $-110,44$ кДж/моль.

Задача 2. Объясните, является ли устойчивым в стандартных условиях кристаллический хлорид аммония.

Решение.

Рассчитаем изменения свободной энергии Гиббса реакции разложения.

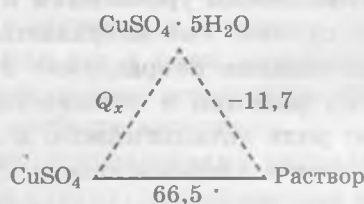
$\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{к})} = \text{NH}_{3(\text{г})} + \text{HCl}_{(\text{г})}$, воспользовавшись справочными данными:

$$\begin{aligned} \Delta_r G_{298}^\circ &= \Delta_f G_{298}^\circ(\text{NH}_{3(\text{г})}) + \Delta_f G_{298}^\circ(\text{HCl}_{(\text{г})}) - \\ &- \Delta_f G_{298}^\circ(\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{к})}) = -16,7 + (-94,8) - \\ &- (-203,2) = +91,7 \text{ кДж}. \end{aligned}$$

Реакция самопроизвольно протекать не может, так как $\Delta_r G_{298}^\circ > 0$, следовательно, NH_4Cl — устойчивое соединение.

Обобщая знания об эмпирических зависимостях, надо выделить важнейшую взаимосвязь между образованием новых веществ и энергетическим эффектом реакций, раскрываемых на основе экспериментов тепловых эффектов различных процессов (определение теплового эффекта реакции нейтрализации, определение теплового эффекта гидратации и др.) [5]. Затем сравнить полученные данные с истинным значением теплоты реакции. Приведём пример задачи.

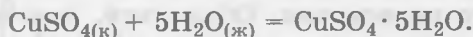
Задача 3. Вычислите тепловой эффект перехода безводного сульфата меди CuSO_4 в кристаллогидрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, если теплоты растворения кристаллогидрата и безводного сульфата меди указаны на схеме:



Решение.

Согласно схеме изменения энтальпий растворения медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и сульфата меди CuSO_4 равны $+11,7$ и $-66,5$ кДж/моль соответственно.

Рассчитаем энтальпию гидратации сульфата меди:



Исходя из закона Гесса,

$$\begin{aligned}\Delta_r H_{298}^\circ &= \Delta_r H_1^\circ - \Delta_r H_2^\circ = \\ &= -66 \text{ кДж} - (+11,7 \text{ кДж}) = \\ &= -78,2 \text{ кДж / моль}.\end{aligned}$$

Отсюда $Q_x = -\Delta_r H_{298}^\circ = +78,2 \text{ кДж/моль}$.

Принципиальное значение в формировании системы понятий о химических реакциях имеют знания кинетики. Её основы закладываются при изучении темы «Химическая кинетика и катализ». Содержание этой темы наполнено понятиями и законами, связанными со скоростью химических реакций. Среди изучаемых понятий — энергия активации, энергетический профиль реакции, молекулярность, порядок реакции, переходное состояние, интермедиат, свободные радикалы, цепные реакции, катализ. Внимание студентов акцентируется на факторах, влияющих на скорость химической реакции, правиле Вант-Гоффа, уравнении Аррениуса, механизмах химических реакций. Широкое применение в развитии понятия «химическая кинетика» находит химическая графика. Объяснить эти вопросы невозможно без энергетических диаграмм химических реакций, кинетических кривых химических реакций, графиков скорости прямой и обратной химических реакций [5].

Эти наглядные модели в сочетании с химическим экспериментом обеспечивают восприятие динамики процессов. Наблюдение быстро и медленно идущих реакций говорит о химических превращениях, протекающих с различной скоростью. Для опытов подбирают реакции с чётко выраженным эффектом и протекающие во времени: взаимодействие, например, хлорида железа(III) с йодидом калия, тиосульфата натрия с серной кислотой, также взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой при различных температурах. По результатам опыта заполняются данные в виде таблицы и строятся графики по относительной концентрации и скорости реакции в условных единицах $\left(\frac{1}{\tau}, \text{с}^{-1}\right)$. Графические модели, используемые в химии, отражают кинетическую зависимость, например кривые зависимости концентрации реагентов от времени (рис. 2).

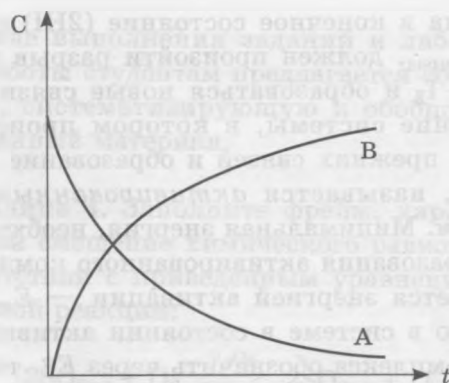


Рисунок 2 — Кинетические кривые для исходных веществ (A) и продуктов реакции (B)

В данной теме предлагается задание.

Задание 2. Составьте кинетическое уравнение и энергетическую диаграмму хода реакции с образованием активированного комплекса для реакции $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(\text{г})}$. Обозначьте на диаграмме энергию активации. Определите изменение энтальпии реакции и охарактеризуйте энергетические изменения, происходящие в реакционной системе.

Решение.

Для реакции $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(\text{г})}$ скорость прямой реакции зависит от концентрации (давления) водорода и йода: $v_1 = k \cdot [\text{H}_2][\text{I}_2]$.

На энергетической диаграмме показана реакция $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(\text{г})}$, включающая стадии прямой и обратной реакции, а также энергетический барьер (энергия активации).

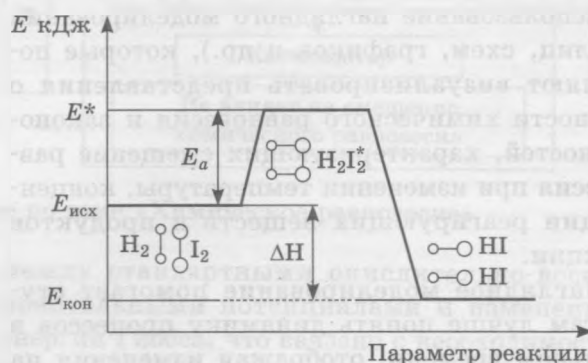
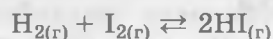


Рисунок 3 — Энергетическая диаграмма хода реакции $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(\text{г})}$

Гомогенная газовая реакция



экзотермична, $\Delta H < 0$. Чтобы система из исходного состояния ($\text{H}_2 + \text{I}_2$) с энергией $E_{\text{исх}}$

перешла в конечное состояние (2HI) с энергией $E_{\text{прод}}$, должен произойти разрыв связей в H_2 и I_2 и образоваться новые связи в HI . Состояние системы, в котором происходит разрыв прежних связей и образование новых связей, называется *активированным комплексом*. Минимальная энергия, необходимая для образования активированного комплекса, называется энергией активации — E_a . Если энергию в системе в состоянии активированного комплекса обозначить через E^* , то энергия активации равна разности между E^* и $E_{\text{прод}}$.

Из данных диаграммы на рисунке 2 следует, что уровень энергии исходных веществ выше уровня энергии продуктов реакции, поэтому в ходе реакции энергия выделяется. Это и есть тепловой эффект реакции:

$$Q = E_{\text{исх}} - E_{\text{кон}}.$$

Используя модели графиков и диаграмм, студенты должны проанализировать поведение химической реакции, понять взаимосвязь между скоростью реакций и концентрациями веществ, а также изучить влияние температуры, давления и катализатора на кинетику и энергетику процессов.

В теме «Химическое равновесие» изучаются необратимые и обратимые процессы, константа химического равновесия и её определение, принцип Ле-Шателье, смещение химического равновесия при изменении концентраций реагентов, давления и температуры [5]. Усвоению данного материала способствует использование наглядного моделирования (таблиц, схем, графиков и др.), которые позволяют визуализировать представления о сущности химического равновесия и закономерностей, характеризующих смещение равновесия при изменении температуры, концентрации реагирующих веществ и продуктов реакции.

Наглядное моделирование помогает студентам лучше понять динамику процессов в реальном времени, отображая изменения на микроуровне и показывая влияние различных факторов на смещение химического равновесия, а также умение интерпретировать изменение системы на основе реакции. Приведём пример задания.

Задание 3. Постройте график для реакции $a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons d\text{D} + c\text{C}$. Запишите выражение

для константы равновесия. Определите момент времени, когда система достигает химического равновесия. Объясните, как изменение концентрации вещества А повлияет на скорость прямой реакции. Объясните, как изменится скорость обратной реакции, если удалить продукт D из системы. Постройте новый график изменения скорости прямой и обратной реакции во времени при наличии катализатора. Объясните изменения в химической реакции, когда в систему добавлен катализатор.

Решение.

Для этой реакции в состоянии химического равновесия скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции: $V_{\text{пр.}} = V_{\text{обр.}}$. В состоянии химического равновесия концентрации исходных веществ и продуктов реакции не изменяются и называются равновесными концентрациями.

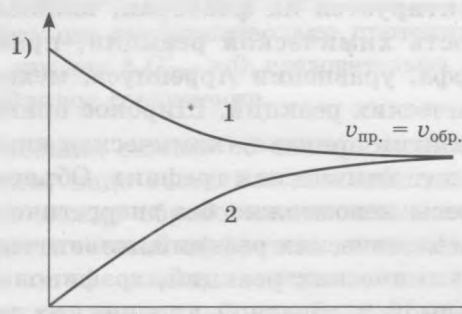


Рисунок 4 — Изменение скорости прямой (1) и обратной (2) реакций с течением времени

Химическое равновесие характеризуется константой химического равновесия (K_c). Константа химического равновесия — это отношение констант скоростей прямой и обратной реакций:

$$K_c = \frac{[D]^d \cdot [C]^c}{[A]^a \cdot [B]^b}.$$

Увеличение концентрации А приведёт к увеличению скорости прямой реакции, а удаление продукта D из системы приведёт к снижению его концентрации и уменьшит скорость обратной реакции.

Когда в систему добавлен катализатор, то ускоряется время наступления химического равновесия. На графике (рис. 4) показаны изменения скорости прямой и обратной реакции во времени при наличии катализатора.

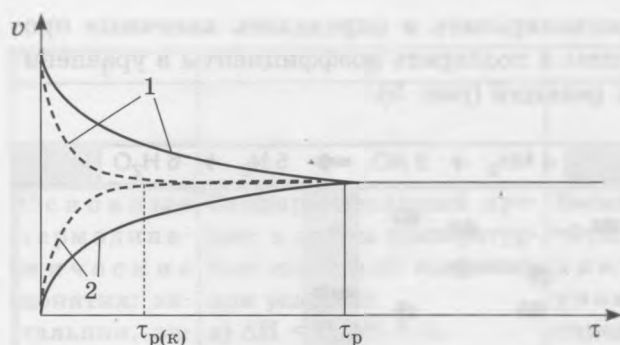
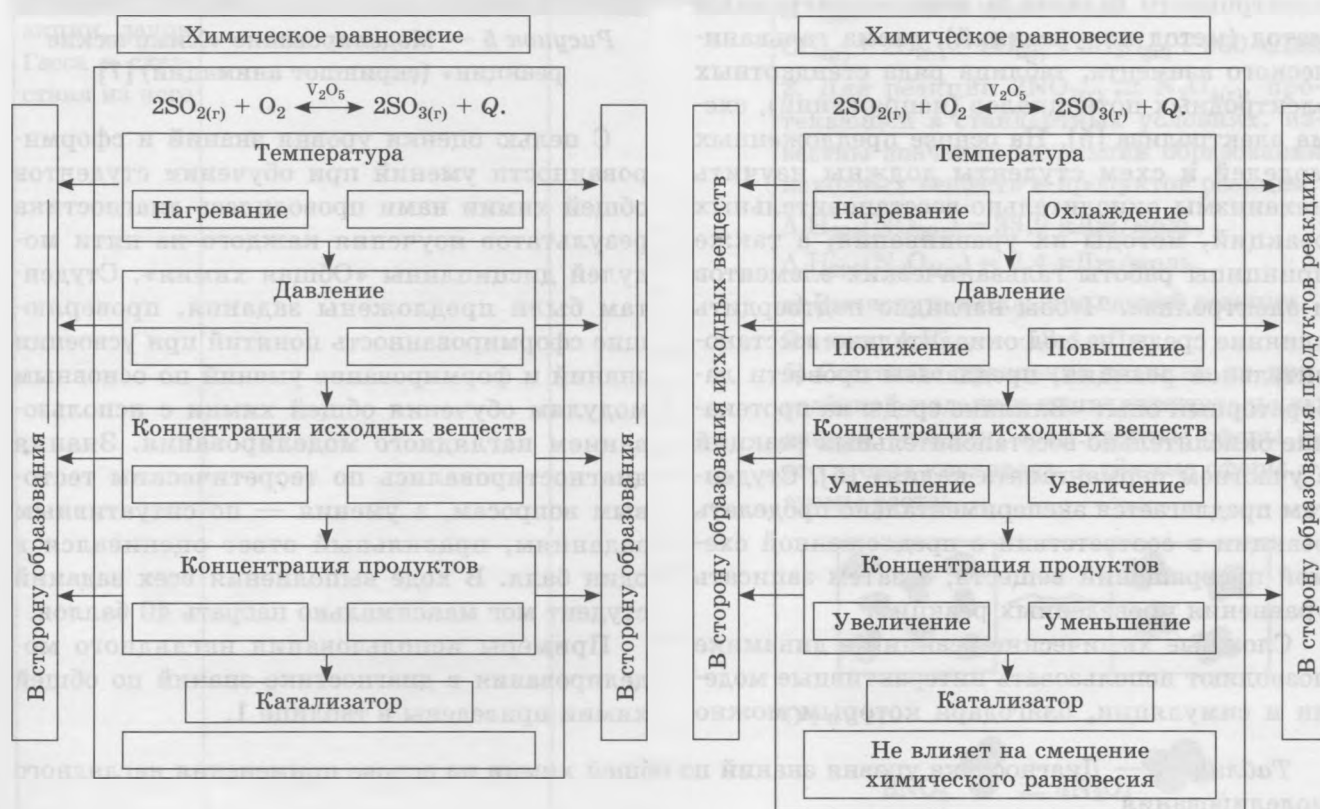
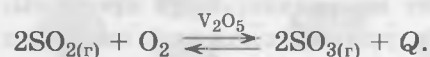


Рисунок 4 — Изменение скорости прямой (1) и обратной (2) реакции во времени: — в отсутствие катализатора: --- при наличии катализатора

После выполнения заданий и лабораторной работы студентам предлагается составить схему, систематизирующую и обобщающую пройденный материал.

Задание 4. Заполните фрейм, характеризующий смещение химического равновесия в соответствии с приведённым уравнением химической реакции:



Фрагмент фрейма к лабораторной работе по теме «Химическое равновесие»

При изучении темы «Окислительно-восстановительные реакции» (ОВР) у студентов часто возникают трудности с определением степени окисления, а также с тем, какое вещество является окислителем, а какое — восстановителем. Кроме того, для составления уравнений химических реакций методом электронного баланса и ионно-электронным методом (метод полуреакций) требуется глубокое понимание процессов ОВР [5].

При работе с гальваническими элементами возникают трудности в понимании связи

между стандартными окислительно-восстановительными потенциалами и изменением энергии Гиббса, что связано с необходимостью математического выражения процесса. Уравнение Нернста также вызывает затруднения из-за сложности математических вычислений. Прогнозирование направления ОВР в растворах особенно трудно при анализе сложных систем, что добавляет дополнительные преграды в понимании темы. Понимание процессов электролиза, включая то, какие вещества выделяются на катоде и аноде, требует

глубокого знания законов Фарадея и принципов работы электролизёров. Эти аспекты требуют от студентов не только владения теоретическими знаниями, но и умения проводить количественные расчёты.

Использование моделей с пошаговым определением степени окисления, процессов окисления и восстановления, описанием методов электронного баланса и ионно-электронного позволяет визуализировать процессы, чтобы понять и усвоить сложный материал темы. В данной теме используется схематический рисунок определения степени окисления, процессов окисления и восстановления, метод электронного баланса и ионно-электронный метод (метод полуреакций), схема гальванического элемента, таблица ряда стандартных электродных потенциалов (напряжений), схема электролиза [5]. На основе предложенных моделей и схем студенты должны изучить механизмы окислительно-восстановительных реакций, методы их уравнивания, а также принципы работы гальванических элементов и электролиза. Чтобы наглядно подтвердить влияние среды на ход окислительно-восстановительной реакции, предлагаем провести лабораторный опыт «Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций с участием перманганата калия» [6]. Студентам предлагается экспериментально проделать реакции в соответствии с предложенной схемой превращений веществ, а затем записать уравнения проведённых реакций.

Сложные химические реакции в динамике позволяют использовать интерактивные модели и симуляции, благодаря которым можно

прогнозировать и определять конечные продукты и подбирать коэффициенты в уравнениях реакций (рис. 5).

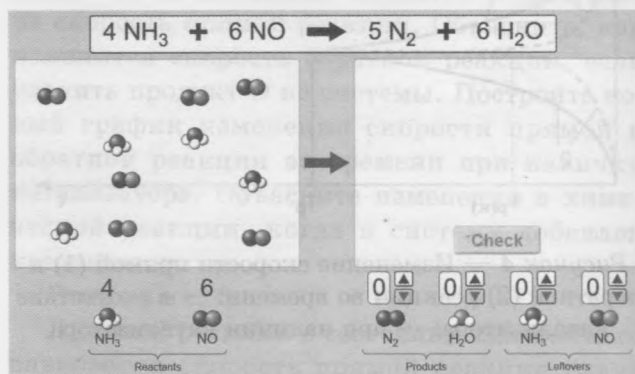


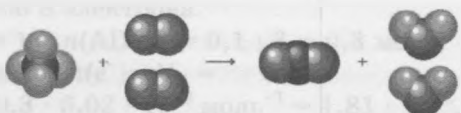
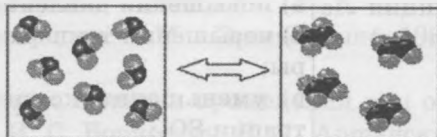
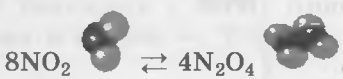
Рисунок 5 — Моделирование «Химические реакции» (скриншот анимации) [7]

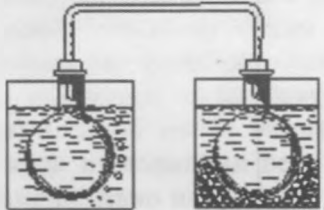
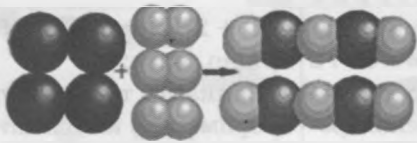
С целью оценки уровня знаний и сформированности умений при обучении студентов общей химии нами проводилась диагностика результатов изучения каждого из пяти модулей дисциплины «Общая химия». Студентам были предложены задания, проверяющие сформированность понятий при усвоении знаний и формирование умений по основным модулям обучения общей химии с использованием наглядного моделирования. Знания диагностировались по теоретическим тестовым вопросам, а умения — по ситуативным заданиям, правильный ответ оценивался в один балл. В ходе выполнения всех заданий студент мог максимально набрать 40 баллов.

Примеры использования наглядного моделирования в диагностике знаний по общей химии приведены в таблице 1.

Таблица 1 — Диагностика уровня знаний по общей химии на основе применения наглядного моделирования

Знать	Тестовые задания	Уметь	Ситуационные задания
1	2	3	4
Классификацию, признаки и условия протекания химических реакций	Химическую реакцию, уравнение которой $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3 + Q$, можно охарактеризовать: а) окислительно-восстановительная; б) обмена; в) экзотермическая; г) гетерогенная	Характеризовать химическую реакцию с опорой на классификацию реакций по различным признакам	Реакция между реагентом А (тёмные сферы) и реагентом В (светлые сферы) показана на рисунке:  Лучше всего описывает реакцию схематическое уравнение: а) $\text{A}_2 + \text{B} \rightarrow \text{A}_2\text{B}$;

1	2	3	4
Основные термодинамические понятия: энтальпия, энтропия, энергия Гиббса. Тепловой эффект химической реакции, закон Гесса и следствия из него	Самопроизвольный процесс в любом температурном интервале возможен при условии: а) $\Delta H < 0, \Delta S > 0$, б) $\Delta H > 0, \Delta S > 0$, в) $\Delta H > 0, \Delta S = 0$, г) $\Delta H > 0, \Delta S < 0$	Выполнять расчёты по термодинамическим уравнениям, определять возможность самопроизвольного протекания процесса при заданных условиях	б) $A_2 + 4B \rightarrow 2AB_2$; в) $2A + B_4 \rightarrow 2AB_2$; г) $A + B_2 \rightarrow AB_2$ 1. Приведите термохимическое уравнение химической реакции сгорания метана по приведённой модели:  Ответ: $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} = CO_{2(g)} + 2H_2O_{(ж)}$; $\Delta_r H_{298}^\circ = -900 \text{ кДж}$; $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} = CO_{2(g)} + 2H_2O_{(ж)} + 900 \text{ кДж}$. 2. Для реакции $2NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$, протекающей в стандартных условиях, известны значения энтальпии образования исходных веществ и продуктов реакции: $\Delta_f H_{298}^\circ(NO_{2(g)}) = 33,9 \text{ кДж/моль}$, $\Delta_f H_{298}^\circ(N_2O_{4(g)}) = 9,4 \text{ кДж/моль}$. а) Вычислите энтальпию данной реакции. Ответ: $\Delta_r H_{298}^\circ = -58,4 \text{ кДж}$. б) Составьте уравнение реакции по приведённой модели и вычислите энтальпию данной реакции, если светлые сферы — это атомы кислорода, а тёмные сферы — атомы азота:  Ответ:  Изменение энтальпии данной реакции составляет: $\Delta_r H_{298}^\circ = -233,6 \text{ кДж}$, что соответствует количеству вещества 8 моль NO_2 (или эквивалентно 4 моль N_2O_4, так как они указаны на модели)
Скорость химической реакции; зависимость скорости химических реакций от действия различных факторов	Увеличить скорость реакции $CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$ можно, если: а) понизить температуру; б) применить катализатор; в) измельчить CuO ; г) повысить концентрацию HCl	Характеризовать изменение скорости химической реакции под влиянием различных факторов	Азот и водород вступают в обратимую реакцию с образованием аммиака. На рисунке представлена смесь N_2 и H_2 . Тёмные сферы обозначают атомы N, а белые — H. Составьте уравнение реакции согласно представленной модели. Укажите, как нужно изменить давление, температуру, концентрацию исходных веществ и продуктов реакции в системе для увеличения скорости прямой реакции.

1	2	3	4
			 Ответ: согласно представленной модели получается уравнение реакции: $12\text{H}_2 + 4\text{N}_2 \xrightarrow{kt} 8\text{NH}_3 + Q$ Чтобы повысить скорость образования аммиака, необходимо увеличить концентрацию исходных веществ и уменьшить концентрацию продуктов реакции, увеличить давление в системе, повысить температуру реакции, ввести катализатор
Химическое равновесие; факторы, влияющие на состояние химического равновесия; принцип смещения химического равновесия (принцип Ле Шателье)	Состояние термодинамического равновесия характеризует выражение: а) $\Delta H = T\Delta S$; б) $\Delta H < 0, \Delta S = 0$; в) $\Delta G < 0$; г) $\Delta G > 0$. Химическое равновесие системы $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3 + Q$ сместится вправо при: а) повышении давления; б) повышении температуры; в) уменьшении концентрации SO_2; г) добавлении катализатора	Проводить демонстрационные и лабораторные опыты, иллюстрирующие закономерности протекания обратимых химических реакций	На рисунке представлена обратимая реакция димеризации диоксида азота NO_2 с образованием димера азота N_2O_4. Необходимо смоделировать химическое уравнение и внешние признаки реакции с учётом смещения химического равновесия при изменении температуры:  Ответ: в данном случае имеет место обратимая реакция димеризации диоксида азота NO_2 бурого цвета, протекающая с образованием бесцветного N_2O_4 ($2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$). Усиление окраски газа происходит в горячей воде, а обесцвечивание — в холодной воде
Окислительно-восстановительные реакции: окислитель и восстановитель; процесс окисления и восстановления; направление окислительно-восстановительных процессов	Сумма коэффициентов перед формулами продуктов в уравнении окислительно-восстановительной реакции, схема которой $\text{CuO} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}, \text{ равна:}$ а) 4; б) 5; в) 6; г) 7	Составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций на основе метода электронного баланса, определять направление окислительно-восстановительных процессов	Рассчитайте количество (моль) вещества и число электронов, которые перейдут от восстановителя к окислителю при взаимодействии с кислородом алюминия массой 2,7 г по приведённой модели:  Решение: $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$. Это окислительно-восстановительная реакция:

1	2	3	4
			$\text{I}^0 - 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}^{+3}$ (окисление), $\text{O}_2^0 + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}^{-2}$ (восстановление). Al является восстановителем, O_2 — окислителем. $n(\text{Al}) = M(\text{Al}) / m(\text{Al}) = 27/2,7 = 0,1$ моль. Восстановитель алюминий отдаёт окислителю 3 электрона. $n(\text{e}^-) = n(\text{Al}) \cdot 3 = 0,1 \cdot 3 = 0,3$ моль; $N(\text{e}^-) = n(\text{e}^-) \cdot N_A =$ $= 0,3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 1,81 \cdot 10^{23}$. Ответ: 0,3 моль; $1,81 \cdot 10^{23}$

Таким образом, в статье показана необходимость создания диагностических материалов, направленных на выявление потребности у студентов в использовании наглядного моделирования при обучении общей химии. Также отмечена важность учебных материалов для

оценки эффективности обучения студентов общей химии с применением наглядного моделирования, что положительно влияет на качество формируемых знаний и умений по общей химии и способствует развитию личностных качеств студентов.

Список использованных источников

1. Шатова, Е. А. Наглядное моделирование как средство научного и учебного познания в химии / Е. А. Шатова // Педагогическая наука и образование. — 2022. — № 2. — С. 72–78. — Продолжение. Начало в № 1.
2. Мычко, Д. И. Моделирование в химии / Д. И. Мычко // Хімія: проблеми викладання. — 2004. — № 6. — С. 49–59.
3. Отвалко, Е. А. Наглядное моделирование как средство обучения химии / Е. А. Отвалко, Е. Я. Аршанский // Химия в школе. — 2021. — № 3. — С. 11–20. — URL: <https://rep.vsu.by/handle/123456789/26526> (дата обращения: 01.09.2024).
4. Кузнецова, Н. В. Методика преподавания химии / Н. В. Кузнецова. — М. : Просвещение, 1984. — 415 с.
5. Шатова, Е. А. Специфика содержания и методов обучения с позиции применения при обучении общей химии наглядного моделирования / Е. А. Шатова, И. С. Борисевич, Е. Я. Аршанский // Веснік Віцебскага дзяржаўнага ўніверсітэта. — 2023. — № 2 (119). — С. 49–59.
6. Обобщение знаний об окислительно-восстановительных реакциях / Е. Я. Аршанский, И. С. Борисевич, А. А. Белохвостов, Л. А. Конорович // Химия в школе. — 2022. — № 9. — С. 19–23.
7. Phet Interactive Simulation. University of Colorado, Boulder. — URL: <https://phet.colorado.edu/en/simulations/filter?subjects=chemistry&type=html,prototype> (дата обращения: 17.11.2024).

ВНИМАНИЕ: ПОДПИСКА!

Журнал «Біологія і хімія» распространяется только по подписке. Оформить её можно в любом почтовом отделении, а также в киосках «Белдрук». Не выходя из дома можно подписаться на наш журнал через сайты издательства «AiB», belpressa.by.

Подписные индексы:

- 00194 — для индивидуальных подписчиков;
- 001942 — для организаций;
- 657 — belpressa.by.