

УДК 37

Особенности преподавания химической кинетики

Е.В. Семенова

Воронежский институт высоких технологий, Воронеж, Россия

Улучшение усвояемости материала по химической кинетике основано на комплексном подходе при объяснении материала. Сначала необходимо ввести основные понятия и рассмотреть зависимость скорости реакции от различных факторов. Затем объяснить как связана скорость реакции с энергией активации. Сопровождение объяснения различными производственными примерами улучшает восприятие и усвояемость материала.

Ключевые слова: химическая кинетика, концентрации и давления реагирующих веществ, константа скорости химической реакции, энергия активации, усвояемость материала.

Features of teaching chemical kinetics

E.V. Semenova

Voronezh Institute of High Technologies, Voronezh, Russia

Improving the digestibility of the material in chemical kinetics is based on an integrated approach in explaining the material. First, it is necessary to introduce the basic concepts and consider the dependence of the reaction rate on various factors. Then explain how the reaction rate is related to the activation energy. Accompanying the explanation with various production examples improves the perception and assimilation of the material.

Keywords: chemical kinetics, concentrations and pressures of reacting substances, chemical reaction rate constant, activation energy, digestibility of the material.

Изучение темы «Химическая кинетика (а в некоторых программах – Химическая кинетика и катализ)» относится к общей химии и, чаще всего, рассматривается в рамках неорганической химии [1-5]. Изучение материала начинается с определения [1, с. 105]. Важно обратить внимание на то, что скорость химических реакций зависит от природы и концентрации реагирующих веществ, давления (для газов), температуры, наличия катализаторов.

Как в физике, так и в химии кинетика рассматривает движение материи, но в химии в результате этого движения происходит изменение структуры и состава, при этом начальное состояние – это исходные вещества ($aA + bB$), а конечное – это продукты реакции ($cC + dD$, где a , b , c и d – это количество молей участников реакции).

Все процессы химии протекают во времени: процессы в земной коре протекают столетия, тысячелетия; взрыв метана с кислородом или динамита за доли секунды; производственные процессы – часы, сутки и т. д.

До студентов необходимо донести, что с какой скоростью в единицу времени расходуются исходные вещества, с той же скоростью накапливаются продукты реакции, а для расчета можно использовать изменение концентрации (количества) любого вещества, так как все участники реакции связаны между собой уравнением реакции.

Химическая кинетика рассматривает два вида скоростей: истинную и среднюю. При необходимости для одной системы определяют обе скорости. Это применяется при описании производственных процессов.

Преподаватель объясняет, что истинная скорость показывает скорость химической системы в данный момент времени и представляет собой бесконечно малое изменение концентрации при бесконечно малом изменении времени (с точки зрения математики – это первая производная концентрации по времени). Математически это записывается следующим образом:

$$v = \pm \frac{dC}{dt}.$$

Средняя скорость показывает изменение концентрации веществ за промежутки времени (секунду, минуту, час, сутки, месяц, год, столетие и т. д.) и рассчитываются по формуле:

$$v_{\text{ср}} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau} = \pm \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1}.$$

У студентов всегда вызывает интерес – почему перед дробью стоит знак плюс-минус. В их понимании скорость всегда положительна. Необходимо объяснить, что действительно скорость положительна, а минус возможен, если в ходе реакции концентрация уменьшается, а это возможно, если расчет скорости проводим по изменению концентраций исходных веществ. Следовательно, знак плюс получаем если концентрация в ходе процесса увеличивается (расчет проводят по продуктам реакции).

Для закрепления этих понятий можно прорешать один пример и при этом обратить внимание на размерность скорости [2]. Для производственных задач могут быть важны не моли веществ, а килограммы или тонны за временной промежуток – сутки (смену) или декады, месяцы. Поэтому размерность может быть как моль/дм³·с, так и кг/сут. Некоторые студенты пытаются перевести время в секунды, объясняя это системой СИ, но в данном случае в этом нет необходимости.

Далее необходимо рассмотреть факторы, которые оказывают влияние на скорость химических реакций и начинать необходимо с концентрации, рассматривая закон действующих (действия) масс [1, с. 106]. Для понимания, запоминания закона и его усвоения нужно обратить внимание, что условием его выполнения является неизменная температура.

Расчет можно проводить по исходным веществам (это скорость прямой реакции ($v_{\text{пр}}$)) и по продуктам реакции (это скорость обратной реакции ($v_{\text{обр}}$)). Обязательно приводим пример применения этого закона:

Для схематичной реакции: $A + 2B \rightarrow 3C + 4D$

$$v_{\text{пр}} = k_1 C_A C_B^2, \quad v_{\text{обр}} = k_2 C_C^3 C_D^4,$$

где k_1 и k_2 – коэффициенты пропорциональности, это конкретные цифры, которые зависят от природы реагентов и температуры, их называют константами скорости химической реакции. На практике их можно определить экспериментальным или расчетным способом. Для прямой и обратной реакции их численные значения различны. Технологи на производстве используют уже готовые результаты, полученные при разработке проектной документации на данный технологический процесс.

Физический смысл этих констант заключается в том, что они показывают скорость реакций в данных условиях при концентрации реагирующих веществ равных единице, например, 1 моль/дм³. Для производственных процессов эти величины рассчитаны еще на стадии проектирования для возможных температур.

Для газообразных участников реакции вместо концентраций используют давления. Например, при образовании воды из водорода и кислорода: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

$$v_{\text{пр}} = k_1 P(\text{H}_2)^2 P(\text{O}_2).$$

Студент должен применять знания для составления уравнений для схемы реакции и для конкретного процесса. Иногда приходится сравнивать схемы с математическими уравнениями, в которых вместо x , y и z используют химические элементы с соответствующими коэффициентами.

Следующим параметром, который влияет на скорость химических реакций, является температура [1, с. 107]. Если изменение температуры в ходе химического процесса составляет не более 30°C , то применяют приближенное правило Вант-Гоффа: увеличение температуры на каждые 10°C увеличивает скорость процесса в 2-4 раза.

Важно обратить внимание студентов на аналитическое выражение этого правила:

$$\frac{k_2}{k_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

и разъяснить, что в данном случае отношение скоростей и констант скоростей химической реакции одно и то же значение; γ – это температурный коэффициент скорости реакции, коэффициент Вант-Гоффа, его значение лежит в пределах от 2 до 4 ($\gamma = 2 \div 4$); величину γ возводят в степень (если на это не обратить внимание, то студенты проводят умножение на дробь, а не возведение в степень).

Для гетерогенных реакций (разнофазных) учитывают следующие особенности:

1. Скорость зависит от скорости подвода реагентов в зону реакционной среды и удаления продуктов взаимодействия. Для этого применяют мешалки различного типа.

2. Для твердых веществ учитывают площадь их поверхности (S), а не их количество: $v_{\text{пр}} = k_1 C_A^a S_B$. При раздроблении площадь увеличивается, а, следовательно, и скорость процесса. Здесь уместно привести пример с активированным углем: площадь таблетки небольшая, но при разжевывании суммарная площадь увеличивается, а, следовательно, количество адсорбированного вещества тоже становится больше.

3. Для обратимых реакций ($v_{\text{реакции}} = v_{\text{пр}} - v_{\text{обр}}$) суммарная скорость рассчитывается как разность скоростей прямой и обратной реакции.

Необходимо обратить внимание студентов на то, что есть реакции, протекающие по «простому» механизму, а есть – по «сложному». Согласно теории вероятности, в одном и том же месте в одно и то же время не могут столкнуться более трех молекул, поэтому такие реакции относятся к «простым» и классифицируются по молекулярности, то есть по количеству молекул, участвующих в элементарном акте химического взаимодействия. По этому признаку реакции разделяют на мономолекулярные, бимолекулярные и тримолекулярные.

Все остальные процессы относятся к «сложным», их классифицируют по порядку, то есть по сумме стехиометрических коэффициентов при концентрации реагирующих веществ. Порядок имеет значение от нуля до трех, может принимать как целые, так и дробные значения. В простейшем случае порядок и молекулярность совпадают, однако «сложные» реакции протекают по стадиям, а скорость процесса в целом лимитируются (определяются) самой медленной стадией.

К сложным реакциям относятся обратимые, параллельные, последовательные, сопряженные, цепные и другие реакции. Теория всех этих реакций основана на положении, что при протекании в системе нескольких реакций каждая из них проходит самостоятельно и к каждой из них применены уравнения кинетики простых реакций.

Обычно приводят примеры для каждого типа сложного процесса – желательно как из неорганической, так и из органической химии. Это показывает связь теории с практическим применением.

До студентов необходимо довести, что столкновение молекул или химических структур приводит к перераспределению связей и образованию новых веществ только при условии достаточности их энергии активации (E_a). Ее численное значение позволяет определить механизм процесса (табл.).

Таблица

Связь энергии активации с видом структур вступающих в реакцию

Вид структур	Величина энергии активации, кДж/моль
Атомы или свободные радикалы	не превышает 40
Молекулы	150-250
Полимеры	достигает 400

Если E_a выше этих значений, то процесс невозможен. Величину энергии активации рассчитывают с помощью соответствующего уравнения, опираясь на закон Максвелла-Больцмана. Для студентов колледжа нехимических специальностей само уравнение нет необходимости записывать, но связь химии и физики необходимо подчеркнуть.

Для наглядности необходимо показать диаграмму и объяснить ее (рис.), рассказать про энергетический барьер и способы его изменения и его связь с тепловым эффектом процесса.

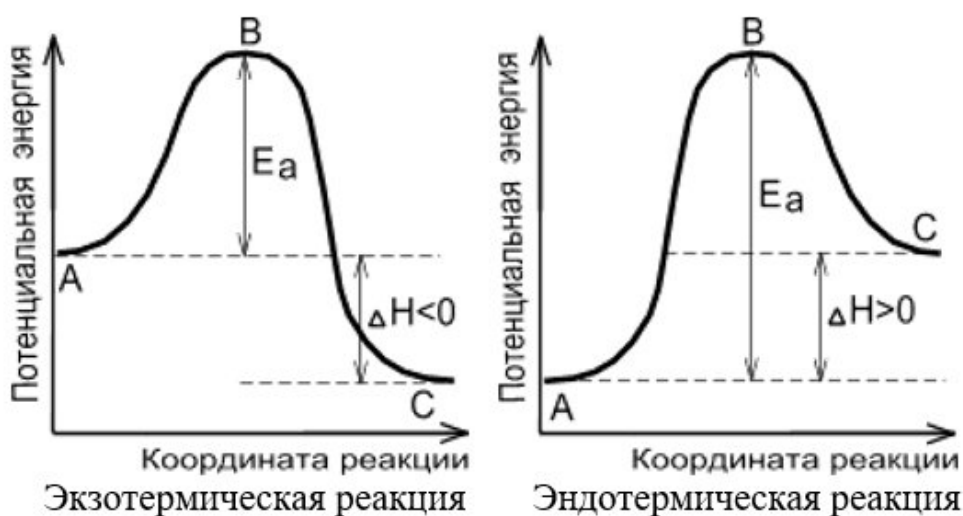


Рисунок. Энергетическая диаграмма химической реакции:
уровень А – исходные вещества; уровень В – активированный комплекс (переходное состояние); уровень С – продукты реакции

Таким образом, изучение химической кинетики позволяет понять зависимость скорости химических процессов от различных факторов. Объяснение материала необходимо строить в предложенной последовательности, предлагать по ходу объяснения примеры, желательно связанные с производством, разобрать расчетную задачу, вести со студентами диалог, показать взаимосвязь химической кинетики с физикой, промышленностью. Такой подход позволяет усилить усвояемость материала студентами, расширить их кругозор.

СПИСОК ИСТОЧНИКОВ

1. Семенова Е.В. Химия: учебное пособие / Е.В. Семенова, У.В. Федюкина, В.Н. Кострова. – Воронеж: Издательство «Научная книга», 2006. – 284 с.
2. Семенова Е.В. Практикум по общей химии: учебное пособие / Е.В. Семенова. – Воронеж: ВИВТ, 2021. – 101 с.
3. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник / Н.С. Ахметов. – 9-е изд., стер. – Санкт-Петербург: Лань, 2018. – 744 с.
4. ХиМиК.ру – сайт о химии. Форум химиков [Электронный ресурс]. – URL: <http://www.ximik.ru> (дата обращения: 16.04.2024).
5. Семенова Е.В. Рекомендации по изучению принципа Ле-Шателье / Е.В. Семенова // Вестник Воронежского института высоких технологий. – 2022. – Т. 16. – № 4 (43). – С. 13-15.

ИНФОРМАЦИЯ ОБ АВТОРАХ

Семенова Елена Владимировна, кандидат технических наук, доцент, Воронежский институт высоких технологий, Воронеж, Россия.

e-mail: semenovaelena1@mail.ru