

РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ИЗУЧЕНИЮ ПРИНЦИПА ЛЕ-ШАТЕЛЬЕ

© 2022 Е. В. Семенова

Воронежский институт высоких технологий (Воронеж, Россия)

В статье рассмотрена методика преподавания принципа Ле-Шателье для студентов первого курса колледжа нехимических специальностей. Предложенный подход позволяет понять обучающимся принцип смещения равновесия обратимых химических процессов при изменении концентрации, температуры и давления.

Ключевые слова: принцип Ле-Шателье, концентрация, температура, давление, смещение равновесия, химическая реакция.

Каждый преподаватель химии колледжа нехимических специальностей сталкивался с тем, что обучающиеся приходят со школы с недостаточными знаниями по предмету. И это еще мягко сказано. Часто от студентов слышишь фразу о том, что они не знают и не понимают эту дисциплину.

Однако предмет преподавался в школе два года. При этом изучались основы химии, выполнялись задания, самостоятельные и контрольные работы, была получена итоговая оценка, поставленная в аттестат.

Следовательно, у студента есть базовые знания, позволяющие обобщить полученные знания и двигаться дальше.

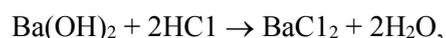
Профессионализм преподавателя, на мой взгляд, заключается в том, чтобы эти знания активизировать и заинтересовать бывшего школьника. Ему необходимо показать, что не все так плачевно, следует только приложить старания и относиться к химии как к прикладной математической задаче.

В качестве примера возьмем изучение принципа Ле-Шателье, то есть задачи на сдвиг химического равновесия.

Традиционно задачи этого типа вызывают непонимание у тех, кто не умеет рассуждать в ходе решения задачи. Поэтому необходимо напомнить, что все химические процессы условно можно разделить на необратимые и обратимые и привести примеры.

Необратимые реакции сопровождаются выпадением осадка:

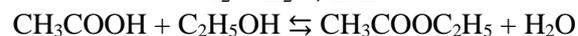
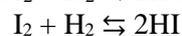
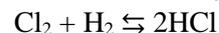
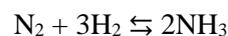
$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$,
образованием малодиссоциирующего вещества:



или выделением газа:



Обратимые процессы никогда не доходят до конца, пределом их протекания служит наступление химического равновесия. Необходимо привести примеры, которые будут понятны и применяются в промышленности. Это вызывает интерес. Например, получение аммиака, хлороводорода, иодоводорода, сложного эфира и др. и их разложение:



Далее следует объяснить, что при наступлении химического равновесия образуются равновесные концентрации, которые остаются неизменными, если не менять внешние условия процесса: концентрации, температуру и/или давления. В момент наступления равновесия энергия системы минимальна, а энтропия (то есть мера беспорядка) максимальна, что соответствует законам термодинамики.

Студентам всегда интересно, что химия и физика взаимосвязаны. К сожалению, школьники не видят взаимосвязи изучаемых дисциплин.

При внешнем воздействии на систему происходит смещение химического равновесия, т. е. изменяются равновесные концентрации исходных веществ и продуктов реакции. Если в результате внешнего воздействия увеличиваются равновесные концентрации продуктов реакции, то говорят о смещении равновесия вправо (в сторону

Семенова Елена Владимировна – Воронежский институт высоких технологий, канд. техн. наук, доцент, e-mail: semenovaelena1@mail.ru.

прямой реакции). Обязательно необходимо уточнять: равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции.

Если вследствие внешнего воздействия увеличиваются равновесные концентрации исходных веществ, то говорят о смещении равновесия влево (в сторону обратной реакции, то есть равновесие смещается в сторону исходных веществ).

Влияние различных факторов на смещение химического равновесия отражает принцип Ле Шателье (1884, его применяют как для гомогенных реакций, так и для гетерогенных, но он даёт качественную характеристику сдвига равновесия): если на систему, находящуюся в устойчивом химическом равновесии воздействовать извне, изменяя температуру, давление или концентрацию, то химическое равновесие смещается в том направлении, при котором эффект произведённого воздействия уменьшается.

Необходимо отметить, что катализатор не смещает химическое равновесие, а только ускоряет его наступление.

Обязательно в ходе решения задач спрашиваю: «Как в этой реакции смещает катализатор равновесие?». Внимательные студенты отвечают верно (никак), а невнимательные начинают выдвигать разные версии и обосновывать свою чочку зрения.

Рассмотрим влияние каждого фактора на смещение химического равновесия для реакции общего вида:



Согласно принципу Ле Шателье увеличение концентрации одного из компонентов равновесной химической реакции приводит к сдвигу равновесия в сторону усиления той реакции, при которой происходит химическая переработка этого компонента. И наоборот, уменьшение концентрации одного из компонентов приводит к сдвигу равновесия в сторону образования этого компонента.

Таким образом, увеличение концентрации вещества А или В смещает равновесие в прямом направлении; увеличение концентрации вещества С или D смещает равновесие в обратном направлении; уменьшение концентрации А или В смещает равновесие в обратном направлении; уменьшение концентрации вещества С или D смещает равновесие в прямом направлении.

Не всегда студенты понимают и запоминают вышесказанное, для многих это не

очевидно, поэтому слова переведем в схему: $\uparrow C_A$ или $C_B \rightarrow$; $\uparrow C_C$ или $C_D \leftarrow$; $\downarrow C_A$ или $C_B \leftarrow$; $\downarrow C_C$ или $C_D \rightarrow$.

Обязательно необходимо уточнить, что равновесие смещается даже, если изменяют концентрацию одного реагента. На производстве так и поступают, например, при производстве аммиака вводят азот, который и равновесие смещает в сторону образования конечного продукта и повышает пожаровзрывобезопасность процесса, а также постоянно из реакционной колонны выводят образующийся аммиак.

Общее правило, определяющее влияние температуры на равновесие, имеет следующую формулировку: повышение температуры способствует сдвигу равновесия в сторону эндотермической реакции.

Реакции, протекающие без тепловых эффектов, не смещают химического равновесия при изменении температуры. Повышение температуры в этом случае приводит лишь к более быстрому установлению равновесия, которое было бы достигнуто в данной системе и без нагревания, но за более длительное время.

Таким образом, в экзотермической реакции, идущей с выделением тепла (+ Q) увеличение температуры приводит к сдвигу равновесия в обратном направлении и, наоборот, в эндотермической реакции, протекающей с поглощением тепла (- Q) увеличение температуры приводит к сдвигу равновесия в прямом направлении, а уменьшению температуры в обратном направлении.

На слух это воспринимается сложно, а в виде схемы выглядит так: при +Q: $\uparrow T \leftarrow$; $\downarrow T \rightarrow$; при -Q: $\uparrow T \rightarrow$; $\downarrow T \leftarrow$.

При решении задач необходимо обращать внимание на тепловой эффект и приводить промышленный пример: при производстве аммиака процесс необходимо охлаждать, так как реакция экзотермическая, но на практике температура достаточно высокая и составляет 500-550 °С, поскольку берут не один фактор, а по совокупности.

Давление смещает равновесие только газообразных участников реакции, а изменение числа молей газообразных участников реакции (Δn) не равно нулю. Δn считают как разницу сумм молей продуктов и исходных веществ для газов, а для твердых веществ количество молей берут равное нулю.

При увеличении давления равновесие смещается в сторону той реакции, которая сопровождается образованием меньшего количества молей газообразных веществ, а при понижении давления – в сторону образования большего количества молей газообразных веществ.

Схема выглядит так: при $\Delta n = 0$: P не влияет; при $\Delta n < 0$: $\uparrow P \rightarrow$, $\downarrow P \leftarrow$; при $\Delta n > 0$: $\uparrow P \leftarrow$, $\downarrow P \rightarrow$.

При получении аммиака увеличение давления позволяет получить больше продукта, поскольку продуктов реакции 2 моля, а исходных веществ в сумме 4 моля.

Итоговая схема применения принципа Ле-Шателье приведена ниже.



Влияние изменения концентрации.

$\uparrow C_A$ или $C_B \rightarrow$; $\uparrow C_C$ или $C_D \leftarrow$;
 $\downarrow C_A$ или $C_B \leftarrow$; $\downarrow C_C$ или $C_D \rightarrow$.

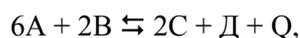
Влияние температуры.

при $+Q$ $\uparrow T \leftarrow$; $\downarrow T \rightarrow$;
 при $-Q$ $\uparrow T \rightarrow$; $\downarrow T \leftarrow$.

Влияние давления.

$\Delta n = (c + d) - (a + b)$
 при $\Delta n = 0$ P не влияет;
 при $\Delta n < 0$ $\uparrow P \rightarrow$, $\downarrow P \leftarrow$;
 при $\Delta n > 0$ $\uparrow P \leftarrow$, $\downarrow P \rightarrow$.

Решим задачу, применяя схему. В каком направлении сместится равновесие реакции вида:



если увеличить концентрацию вещества B , уменьшить концентрацию вещества C ; увеличить температуру; уменьшить давление, при условии что а) все вещества газы; в) вещество A – твердое.

Решение. Ответ напишем сначала в виде схемы, а потом в словарном варианте.

$\uparrow C_B \rightarrow$; $\downarrow C_C \rightarrow$; $\uparrow T \leftarrow$;
 а) $\Delta n = (2 + 1) - (6 + 2) = -5$ $\Delta n < 0$ $\downarrow P \leftarrow$;

б) $\Delta n = (2 + 1) - 2 = 1$ $\Delta n > 0$ $\downarrow P \rightarrow$

Увеличение концентрации вещества B смещает равновесие в прямом направлении, уменьшение концентрации вещества C смещает равновесие в прямом направлении, увеличение температуры – в обратном направлении, понижение давления – если все вещества газы в сторону исходных веществ, а если вещество A – твердое, в сторону продуктов реакции.

Мой опыт позволяет сделать вывод, что предложенная методика позволяет сначала научить студента пользоваться схемой, а потом схему перевести в словесный научный ответ.

Со временем обучающийся перестает использовать стрелки при ответах на вопросы и задания по сдвигу равновесия, а сразу отвечает научным языком.

СПИСОК ИСТОЧНИКОВ

1. Семенова Е. В. Практикум по общей химии: учебное пособие / Е. В. Семенова. – Воронеж: ВИБТ, 2021. – 101 с. – Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. – URL: <https://e.lanbook.com/book/173591>.

2. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: учебник / Н. С. Ахметов. – 9-е изд., стер. – Санкт-Петербург: Лань, 2018. – 744 с. – ISBN 978-5-8114-1710-0. – Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. – URL: <https://e.lanbook.com/book/107904>

3. Потудинский А. В. Модели для определения моментов контроля в многоуровневых организационных системах / А. В. Потудинский, Преображенский А. П. // Моделирование, оптимизация и информационные технологии. – 2020. – Т. 8. № 2 – (29). – [Электронный ресурс]: <https://moitvvt.ru/ru/journal/article?id=786>. (дата обращения 10.09.2022)

RECOMMENDATIONS FOR STUDYING THE LE CHATELIER PRINCIPLE

© 2022 E. V. Semenova

Voronezh Institute of high technologies (Voronezh, Russia)

The article considers the methodology of teaching the Le Chatelier principle for first-year college students of non-chemical specialties. The proposed approach allows students to understand the principle of shifting the equilibrium of reversible chemical processes with changes in concentration, temperature and pressure.

Keywords: Le Chatelier principle, concentration, temperature, pressure, equilibrium displacement, chemical reaction.