



Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Кафедра биологии растений и химии

ХИМИЯ

Лабораторный практикум

**Лабораторная работа
Химическое равновесие**



Лабораторная работа Химическое равновесие

Цель работы: изучить влияние внешних факторов на смещение химического равновесия.

Оборудование и материалы: пробирки, пипетки, секундомер, химические стаканы по 50 и 100 мл, водяная баня, микрошпатель, термометр на 50 °С, гидроксид калия; растворы: серной кислоты ($c_{\text{э.кв}} = 0,1$ моль/л), хлороводородной кислоты ($c_{\text{э.кв}} = 0,1$ моль/л), хлорида железа (III) ($c_{\text{э.кв}} = 0,025$ моль/л, насыщ.), роданида калия ($c_{\text{э.кв}} = 0,025$ моль/л, насыщ.), крахмала и йода, дихромата и хромата калия; соль NH_4Cl .

Ход работы. Химическое равновесие можно определить как такое состояние системы реагирующих веществ, при котором скорости прямой и обратной реакций равны между собой. Направление смещения химического равновесия при изменениях концентрации реагирующих веществ, температуры и давления (в случае газовых реакций) определяется общим положением, известным под названием принципа Ле-Шателье.

Опыт 1. Смещение химического равновесия под влиянием концентраций веществ. При взаимодействии FeCl_3 роданидом аммония или калия образуется раствор роданида железа $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, интенсивно окрашенный в темно-красный цвет, причем реакция его образования обратима: $\{\text{FeCl}_3\} + 3\{\text{NH}_4\text{SCN}\} \leftrightarrow \{\text{Fe}(\text{SCN})_3\} + 3\{\text{NH}_4\text{Cl}\}$.

Разбавленные растворы FeCl_3 слабо окрашены в желтый цвет, а растворы NH_4SCN и NH_4Cl – бесцветны, поэтому изменение концентрации $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ сказывается на изменении интенсивности окраски раствора. Это позволяет наблюдать, в каком направлении смещается химическое равновесие образования роданида железа при изменении концентрации реагирующих веществ и продуктов реакции.

В химический стакан на 50 мл налить 10 мл разбавленного раствора хлорида железа (III) и прибавить 10 мл разбавленного раствора роданида аммония. Если получившийся раствор окрашен слишком интенсивно, разбавить его дистиллированной водой. Полученный раствор разлить в четыре пробирки. Одну из них оставить для сравнения, а в три другие добавить следующие вещества: в первую – 1–2 мл насыщенного раствора FeCl_3 ; во вторую – 1–2 мл насыщенного раствора NH_4SCN ; в третью – немного кристаллического NH_4Cl . Содержимое пробирок взболтать, окраску растворов сравнить с окраской контрольного раствора в четвертой пробирке. Сделать вывод о направлении сдвига химического равновесия в каждом опыте. Результаты наблюдений записать в таблицу.



Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Номер пробирки	Добавляемые вещества	Изменение окраски	Направление смещения равновесия

Опыт 2. Влияние температуры на химическое равновесие. При действии йода на крахмал образуется непрочное соединение сложного состава, окрашенное в синий цвет. Эта реакция экзотермическая. Равновесие системы можно условно изобразить следующим уравнением: крахмал + йод \rightarrow окрашенное вещество + Q кДж.

Налить в две пробирки по 2–3 мл раствора крахмала и добавить 2–3 капли йодной воды. Наблюдать появление синей окраски. Нагреть одну из пробирок. Исходя из принципа Ле-Шателье объяснить исчезновение окраски.

Опыт 3. Смещение химического равновесия при изменении среды (кислой или щелочной). Две пробирки до половины наполнить раствором дихромата калия, в другие две налить раствор хромата калия. В одну пробирку с раствором дихромата калия прилить 1–2 мл раствора КОН. Вторая пробирка служит для сравнения. Заметна ли разница в окраске? Точно так же поступать с пробирками, содержащими хромат калия, с той лишь разницей, что в одну из них влить 1–2 мл раствора серной кислоты. Как изменяется цвет раствора? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.



ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2006. – 743. .
2. Барковский, Е. В. Аналитическая химия: Учеб. пособие/ Е. В. Барковский. – Мн.: Высш. шк., 2004. – 351 с.
3. Барковский, Е. В. Введение в химию биогенных элементов и химический анализ: Учеб. пос./ Е. В. Барковский, С. В. Ткачев и др. – М.: Высш. шк., 1997. –126 с.
4. Болдырев, А. И. Физическая и коллоидная химия. – М.: Высш. шк., 1983.
5. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие/ З. Е. Гольбрайх.– М.:ООО «Издательство Астрель»,2004.–383с
6. Грандберг, И.И. Органическая химия: Учеб. для студ. вузов обучающихся на агрономических специальностях/ И. И. Грандберг. – М.: Дрофа, 2004. –672 с.
7. Князев Д. А. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Д. А. Князев, С. Н. Смартыгин. – М.: Высш. шк., 1990. – 430 с.
8. Руководство к изучению курса “Общая и неорганическая химия”: Пособие для студентов нехимических специальностей / И. Е. Шиманович [и др.]; под ред. И.Е. Шимановича. – 3-е изд. – Минск: РИВШ, 2008. – 112 с.
9. Химия. Лабораторный практикум: учеб. пособие/А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная, И. В. Ковалева, Т. В. Булак.–Минск: ИВЦ Минфина, 2015. – 320 с.
10. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Я. А. Угай. 4-е изд. – М.: Высш. шк., 2004. – 440 с.
11. Химия: учебно-методический комплекс: Учебно-методическое пособие / О. В. Поддубная, И.В. Ковалева и др. – Горки: БГСХА, 2011. – 452 с. ISBN 978-985-467-359-2
12. Хмельницкий, Р. А. Физическая и коллоидная химия: Учебник для вузов/ Р. А. Хмельницкий. – М.: Высш. шк., 1988.
13. Цитович, Н. К. Курс аналитической химии: Учебник для вузов/ Н. К. Цитович. – М.: Высш. шк., 1987. – 403 с.
14. Цыганов, А. Р. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие / А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная. – Минск: ИВЦ Минфина, 2013. – 236 с.
15. Щербина, А.Э. Органическая химия. Задачи и упражнения: Учеб. пособие / А.Э. Щербина, Л.Г. Матусевич, И.В. Сенько. – Минск : Новое знание, 2007. – 304 с.

Дополнительная

1. Белясова, Н.А. Биохимия и молекулярная биология: Учеб. пособие/ Н.А. Белясова. – Минск: Книжный дом, 2004. – 416 с.
2. Введение в лабораторный практикум по неорганической химии: Учеб. пособие / В.В. Свиридов, Г.А.Попкович и др. – Мн : Выш. шк., 2003. – 96 с.
3. Дорохова, Е. Н. Аналитическая химия. Физико-химические методы анализа: Учебник для почвенно-агрохимических специальностей / Е. Н. Дорохова, Г. В. Прохорова. – М.: Высш. шк., 1991. – 354 с.
4. Жарский, И. М. Теоретические основы химии: сборник задач: Учеб. пособие. – Минск.: Аверсев, 2004. – 397 с.
5. Практикум по общей и биорганической химии: Учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений / под ред. В. А. Попкова. – 3-е изд. – М.: Изд. центр «Академия», 2008. – 240 с.
6. Слесарев, В. И. Химия: основы химии живого: Учебник для вузов / В. И. Слесарев. – СПб: Химиздат, 2001. – 784 с.
7. Степин, Б. Д. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Б. Д. Степин, А.А. Цветков. – М.: Высш. шк., 1994. – 608 с.

Справочники:

1. Краткий химический справочник. – М.: Химия, 1977.



Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



2. Кольман, Я. Наглядная биохимия: Пер. с нем/ Я.Кольман, К.Г. Рем. – М.: Мир, 2000. – 469 с.
3. Лидин, Р.А. Химические свойства неорганических веществ/ Под ред. Р.А. Лидина. – 5-е изд., стер. – М.: КолосС, 2008, – 480 с.

Составители

Поддубная Ольга Владимировна
Ковалева Ирина Владимировна