



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



Кафедра биологии растений и химии

ХИМИЯ

Лабораторный практикум

Лабораторная работа
Окислительно-восстановительные реакции



Лабораторная работа Окислительно-восстановительные реакции

Цель работы: практически ознакомиться с наиболее распространенными окислителями и восстановителями и с различными типами окислительно-восстановительных реакций.

Оборудование и материалы: алюминиевая фольга или пластинки (цинковая, железная, можно гвоздь); порошок MnO_2 , PbO_2 ; растворы: йода, серной кислоты ($c_{\text{экв}} = 2$ моль/л), HNO_3 ($c_{\text{экв}} = 2$ моль/л, $\rho = 1,52$ г/см³), KMnO_4 ($c_{\text{экв}} = 0,5$ моль/л), KOH ($c_{\text{экв}} = 2$ моль/л), Na_2SO_3 ($c_{\text{экв}} = 0,5$ моль/л), NaNO_2 ($c_{\text{экв}} = 0,5$ моль/л), $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ($c_{\text{экв}} = 0,5$ моль/л), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ($c_{\text{экв}} = 0,5$ моль/л), $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ ($c_{\text{экв}} = 0,5$ моль/л), NaBiO_3 ($c_{\text{экв}} = 0,5$ моль/л), $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ($c_{\text{экв}} = 0,5$ моль/л), CuSO_4 ($c_{\text{экв}} = 0,5$ моль/л), HNO_3 (1:1), KI , H_2O_2 , хлорной воды.

Ход работы. Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными.

Наиболее часто в качестве окислителей выступают F_2 , Cl_2 , Br_2 , KMnO_4 , MnO_2 , PbO_2 , HNO_3 и ее соли, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 , CrO_3 , H_2SO_4 , H_2O_2 , ионы Ag^+ , Au^{3+} и других благородных металлов и т. д. В качестве восстановителей чаще всего выступают атомы металлов, водород, C , CO , H_2S , H_2SO_3 и ее соли, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, HI , HBr , HCl , SnCl_2 , NH_3 , N_2H_4 , NH_2OH и др. Вещества, у которых атомы находятся в промежуточной степени окисления, могут выступать в зависимости от условий как в роли окислителей, так и в роли восстановителей (например, H_2O_2 , MnO_2 , S и др.).

Опыт 1. Восстановление ионов меди металлическим железом. В фарфоровую чашку или пробирку налить 3–5 мл раствора CuSO_4 и погрузить туда на несколько минут очищенные наждачной бумагой железный гвоздь или железную проволоку. Сделать соответствующий вывод и написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах. Будет ли самопроизвольно протекать эта реакция?

Опыт 2. Окисление ионов йода хлорной водой. В пробирку налить 2–3 мл раствора KI , по каплям прибавить хлорную воду и наблюдать за происходящей реакцией. Затем содержимое пробирки разбавить водой до образования желтой окраски и прибавить несколько капель раствора крахмала. Сделать соответствующий вывод и написать уравнение реакции между KI и Cl_2 в молекулярной и ионной формах. Будет ли самопроизвольно протекать эта реакция?

Опыт 3. Восстановление йода до йодид-ионов сульфитом натрия. В пробирку налить 1–2 мл раствора йода и прибавлять до обесцвечивания рас-



твора свежеприготовленный раствор Na_2SO_3 . Сделать со-ответствующий вывод и закончить уравнение реакции $\text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$

Опыт 4. Окисление ионов Fe^{2+} ионами MnO_4^- . Налить в пробирку 1–2 мл раствора KMnO_4 и столько же H_2SO_4 . Затем по каплям приливать раствор FeSO_4 до полного обесцвечивания раствора. Сделать соответствующий вывод и закончить уравнение реакции $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \dots$

Опыт 5. Окисление ионов Mn^{2+} до MnO_4^- . 1. Внести в пробирку 1–2 капли $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, добавить на кончике шпателя немного PbO_2 , прилить 2–3 мл HNO_3 (1:1) и осторожно при перемешивании нагреть жидкость до кипения. Дать раствору отстояться. На основании изменения окраски сделать соответствующий вывод. Закончить уравнение реакции $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \dots$

2. Окисление Mn^{2+} можно провести висмутатом натрия NaBiO_3 . Оно удобно тем, что не требует подогревания. Опыт провести аналогично предыдущему, а вместо PbO_2 прибавить без подогревания раствора NaBiO_3 . Закончить уравнение реакции $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \dots$

Опыт 7. Влияние реакции среды на восстановление. 1. В пробирку налить 1–2 мл KMnO_4 , 1–2 мл концентрированного раствора KOH и по каплям приливать свежеприготовленный раствор нитрита натрия NaNO_2 до перехода малиновой окраски в зеленую. Закончить уравнение реакции $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$

2. В пробирку налить 1–2 мл раствора KMnO_4 , 1–2 мл воды и по каплям прибавлять раствор NaNO_2 до образования темно-коричневого осадка. Закончить уравнение реакции $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots$

3. В пробирку налить 1–2 мл раствора KMnO_4 , 1–2 мл раствора H_2SO_4 и по каплям приливать до обесцвечивания раствор NaNO_2 . Закончить уравнение реакции $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \dots$

Опыт 8. Восстановительные свойства пероксида водорода в кислой среде. 1. Насыпать в пробирку шпателем порошок MnO_2 , налить раствор HNO_3 до кислой реакции (проба лакмусовой бумажкой) и по каплям прибавить H_2O_2 до растворения осадка. Закончить уравнение реакции $\text{MnO}_2 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \dots$

2. В пробирку налить 1–2 мл раствора KMnO_4 , 1–2 мл раствора H_2SO_4 и по каплям прибавлять H_2O_2 до обесцвечивания раствора. Закончить уравнение реакции $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \dots$



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. Смарицын. – 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