



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



Кафедра биологии растений и химии

ХИМИЯ

Лабораторный практикум

**Лабораторная работа
Железо, кобальт, никель**



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



Лабораторная работа Железо, кобальт, никель

Цель работы: исследовать свойства металлов семейства железа; получить и исследовать свойства соединений железа, кобальта и никеля.

Оборудование и материалы: кусочки железной, кобальтовой и никелевой стружки, концентрированная серная кислота; 2 н растворы соляной, серной и азотной кислот, нитрата или хлорида кобальта (II), нитрата или хлорида никеля (II); кристаллическая двойная соль – соль Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ или ее раствор, кристаллический сульфат железа (II), растворы хлорида бария, сульфида натрия, дихромата калия, сульфата железа (II), хлорида железа (III), желтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, 25%-ный раствор аммиака, брома, гранулы гидроксида калия; универсальная индикаторная бумага, стеклянная трубка, пробирки, микрошпатель.

Порядок выполнения работы. Железо, кобальт и никель – d-элементы (металлы) восьмой группы периодической системы. Они близки по физическим и химическим свойствам, поэтому их изучают совместно как «семейство железа».

В электрохимическом ряду напряжений эти металлы расположены в средней части, до водорода. Они взаимодействуют с соляной и разбавленной серной кислотой с выделением водорода и окислением до двухвалентного состояния. В концентрированных серной и азотной кислотах металлы пассивируются, что позволяет концентрированную H_2SO_4 перевозить в железных цистернах. С разбавленной азотной кислотой железо и кобальт взаимодействуют с образованием $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ и $\text{Co}(\text{NO}_3)_3$, а никель – с образованием $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$. Никель устойчив к действию щелочных растворов и расплавов; железо и кобальт взаимодействуют с концентрированными (>50 %) растворами щелочей при нагревании, что свидетельствует об их слабой амфотерности.

Для всех трех элементов в соединениях характерна степень окисления +2, однако соединения двухвалентного железа, как гидроксиды, так и соли, окисляются до трехвалентного состояния кислородом воздуха. Соединения кобальта (II) и никеля (II) устойчивее подобных соединений железа; например, соединения никеля (II) окисляются до никеля (III) действием более сильных, чем кислород, окислителей: H_2O_2 , NaClO и т. п. Из этого следует, что соединения кобальта (III) и никеля (III) обладают окислительными свойствами. Действительно, эти свойства наблюдаются при взаимодействии $\text{Ni}(\text{OH})_3$ и $\text{Co}(\text{OH})_3$ с соляной кислотой: вместо обменных идут окислительно-



восстановительные реакции с выделением хлора и образованием NiCl_2 и CoCl_2 .

Окислительные свойства соединений железа (III) выражены слабее: они не выделяют хлор из соляной кислоты, но с йодоводородной кислотой HI и ее солями (йодидами) окислительно-восстановительные реакции с образованием йода возможны. Окислительные свойства солей железа (III) также можно наблюдать при их взаимодействии с сульфидами щелочных металлов и аммония: в этих реакциях железо (III) восстанавливается сульфид-ионами до двухвалентного состояния и наблюдается образование FeS и серы.

Для железа, кобальта и никеля характерно существование большого числа комплексных соединений. Особенно интересно наблюдать образование окрашенных амминокомплексных соединений кобальта и никеля и цианокомплексных соединений железа: берлинской лазури и турнбулевой сини. Современными исследованиями установлено, что их состав одинаков, а разная окраска обусловлена различным строением этих веществ.

Железо отличается от кобальта и никеля существованием ферратов – соединений в степени окисления +6. Их получают в щелочных средах действием сильных окислителей (Cl_2 , Br_2 , O_3 , NaClO и т. п.) на гидроксид железа (III). Все ферраты – сильные окислители.

Опыт 1. Взаимодействие металлов с кислотами. *Взаимодействие железа с кислотами.* В три пробирки внести по 5 капель 2 н растворов соляной, серной и азотной кислот. В четвертую пробирку внести 4 капли концентрированной серной кислоты. В каждую пробирку поместить по одному кусочку железной стружки. Пробирку с концентрированной серной кислотой осторожно нагреть. Наблюдать происходящие реакции.

В каждую пробирку добавить по одной капле раствора роданида калия, который является качественным реактивом на ионы железа (+3). Убедится в том, что в соляной и разбавленной серной кислоте образуются ионы железа (+2), а в азотной и концентрированной серной кислоте (при нагревании) – ионы железа (+3). В отчете описать опыт, написать уравнения реакций и сформулировать общий вывод о взаимодействии железа с кислотами.

Взаимодействие кобальта и никеля с кислотами. Поместить в три пробирки по маленькому кусочку кобальтовой стружки и в каждую добавить по 10 капель 2 н растворов соляной, серной и азотной кислот. Пробирки слегка нагреть и наблюдать выделение газообразных продуктов. Обратит внимание на окраску образующихся растворов солей. В отчете описать опыт, написать уравнения реакций и сформулировать общий вывод о взаимодействии кобальта с кислотами.



Проделать точно такие же опыты, используя никелевую стружку. Отметить окраску образующихся растворов солей. В отчете описать опыт, написать уравнения реакций и сформулировать общий вывод о взаимодействии никеля с кислотами.

Опыт 2. Получение и исследование свойств гидроксидов железа (II), кобальта (II) и никеля (II). *Гидроксид железа (II).* Растворы солей железа (II) никогда не готовят заранее, так как они легко окисляются кислородом воздуха. Поэтому в опытах используется наиболее устойчивая кристаллическая двойная соль – соль Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ или ее раствор, который готовится непосредственно перед опытом (в пробирку насыпают один микрошпатель соли Мора и растворяют в 6–8 каплях воды). В уравнениях реакций вместо формулы соли Мора можно пользоваться формулой сульфата железа (II).

В пробирку с 6 каплями раствора соли Мора добавить по каплям 2 н раствор щелочи до выпадения осадка $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Обратит внимание на цвет полученного гидроксида. Перемешать полученный осадок стеклянной палочкой, наблюдать постепенный переход окраски в бурый цвет вследствие окисления гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III), формулу которого следует записывать в виде $\text{FeO}(\text{OH})$, так как катион железа (+3) обладает сильным поляризующим действием, следствием которого является протекание в момент образования $\text{Fe}(\text{OH})_3$ реакции: $\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{FeO}(\text{OH}) + \text{H}_2\text{O}$. В отчете написать уравнения реакций: а) образования гидроксида железа (II); б) его окисления в гидроксид железа (III) под действием кислорода воздуха и воды; в) превращения $\text{Fe}(\text{OH})_3$ в гидроксид оксожелеза (III).

Гидроксид кобальта (II). В две пробирки внести по 6 капель раствора соли кобальта (II) и добавить по каплям раствор щелочи. Реакция протекает ступенчато. Сначала появляется синий осадок основной соли CoOHCl , который затем становится розовым, что указывает на образование гидроксида кобальта (II). Осадок в одной пробирке размешать стеклянной палочкой и оставить на воздухе, а в другую прибавить 2–3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода. В какой из пробирок наблюдается окисление гидроксида кобальта (II)? В отчете описать опыт и написать уравнения реакций. Пробирку с гидроксидом кобальта (III) сохранить для опыта 3.

Гидроксид никеля (II). В три пробирки поместить по 6 капель раствора соли никеля (II) и добавить по каплям раствор щелочи до выпадения осадка $\text{Ni}(\text{OH})_2$. Отметить цвет осадка. В первой пробирке осадок перемешать стеклянной палочкой и оставить на воздухе, во вторую добавить 2–3 капли 3%-ного раствора H_2O_2 , а в третью – 1 каплю бромной воды. В каком случае происходит окисление $\text{Ni}(\text{OH})_2$? В отчете описать опыт и написать уравнения



реакций. Пробирку с гидроксидом никеля (III) сохранить для опыта 3. Сделать общий вывод об изменении восстановительных свойств соединений в ряду $\text{Fe}(\text{OH})_2 - \text{Co}(\text{OH})_2 - \text{Ni}(\text{OH})_2$.

Опыт 3. Окислительные свойства $\text{Co}(\text{OH})_3$ и $\text{Ni}(\text{OH})_3$. Слить жидкость с осадков гидроксидов кобальта (III) и никеля (III), полученных во втором опыте, и подействовать на них концентрированной соляной кислотой (опыт проводить в вытяжном шкафу). Пробирки подогреть на спиртовке, прикрыв их фильтровальной бумагой, смоченной раствором йодида калия. Наблюдать образование йода на бумаге.

В отчете описать опыт и написать уравнения реакций: а) взаимодействия гидроксидов кобальта (III) и никеля (III) с соляной кислотой; б) образования йода на фильтровальной бумаге. Сделать вывод об изменении окислительных свойств соединений в ряду $\text{Fe}(\text{OH})_3 - \text{Co}(\text{OH})_3 - \text{Ni}(\text{OH})_3$.

Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства соединений железа (II) и железа (III). Восстановительные свойства ионов Fe^{2+} . В пробирку поместить 6 капель раствора дихромата калия, подкислить разбавленной серной кислотой (5–6 капель), затем добавить один микрошпатель кристаллического сульфата железа (II). Наблюдать изменение окраски раствора. В отчете написать уравнение реакции, уравнять ее методом полуреакций. Используя значения окислительно-восстановительных потенциалов полуреакций, определить, возможно ли окисление солей Co^{2+} и Ni^{2+} дихроматом калия. Сделать вывод о восстановительных свойствах ионов Fe^{2+} в сравнении с ионами Co^{2+} и Ni^{2+} .

Окислительные свойства ионов Fe^{3+} . Используя значения окислительно-восстановительных потенциалов полуреакций, определить, какой галоген можно получить в молекулярном виде по реакции: $2\text{FeCl}_3 + 2\text{NaI} = \text{I}_2 + 2\text{FeCl}_2 + 2\text{NaCl}$.

Провести реакцию получения этого галогена и подтвердить его образование качественной реакцией. В отчете описать опыт и сделать вывод об окислительных свойствах соединений железа (III).

Опыт 5. Гидролиз солей железа. *Гидролиз FeSO_4 и FeCl_3 .* Приготовить или взять из штатива готовые растворы сульфата железа (II) и хлорида железа (III). С помощью универсального индикатора определить водородный показатель растворов.

Пробирку с раствором FeCl_3 подогреть на спиртовке, сравнить значения водородного показателя нагретого и холодного раствора.

Описать опыт, написать уравнения гидролиза обеих солей. Какая из них (FeSO_4 или FeCl_3) и почему в большей степени подвергается гидролизу? Ответ мотивировать, используя представления о поляризующих свойствах ка-



тионов. Написать уравнения гидролиза хлорида железа (III) при нагревании. Чем объясняется различие в значениях pH холодного и нагретого раствора этой соли?

Совместный гидролиз $FeCl_3$ и карбоната натрия. К 3–4 каплям раствора хлорида железа (III) прибавить по каплям раствор карбоната натрия. Наблюдать выпадение бурого осадка гидроксида железа (III) и выделение газа. Какой газ выделяется? В отчете объяснить, почему в присутствии карбоната натрия гидролиз хлорида железа (III) идет до конца и написать уравнение реакции.

Опыт 6. Получение и исследование свойств сульфидов железа. *Сульфид железа (II).* В две пробирки поместить по 5–6 капель свежеприготовленного раствора сульфата железа (II). В одну пробирку добавить две капли сероводородной воды, в другую – две капли раствора сульфида натрия. В какой пробирке выпал осадок сульфида железа (II)? Проверить растворимость осадка в разбавленной серной кислоте.

В отчете описать опыт и объяснить, почему сульфид железа (II) не выпадает при действии H_2S , но образуется при действии Na_2S ? Вывод подтвердить математическими расчетами. Написать уравнения реакций образования FeS и его взаимодействия с соляной кислотой в ионном и молекулярном виде.

Опыт 7. Получение и исследование свойств ферратов. В пробирку поместить пинцетом несколько гранул гидроксида калия, добавить 1–2 капли насыщенного раствора $FeCl_3$ и две капли брома (опыт проводить в вытяжном шкафу).

После слабого нагревания образуется фиолетовый раствор феррата калия K_2FeO_4 , в котором железо находится в степени окисления +6.

Внести в полученный раствор 3–4 капли раствора хлорида бария, наблюдать выпадение красно-фиолетового осадка феррата бария $BaFeO_4$.

Оба феррата получены в щелочной среде, в которой они устойчивы. Проверить на опыте устойчивость ферратов в кислой среде. Для этого осторожно слить с осадка $BaFeO_4$ жидкость и добавить к осадку по каплям разбавленную соляную кислоту. Наблюдать вначале выделение газа и изменение цвета осадка, а затем полное растворение осадка. Описать опыт и написать уравнения реакций: а) окисления хлорида железа (III) бромом в щелочной среде; б) образования малорастворимого феррата бария; в) разложения феррата бария при действии первых капель HCl с образованием Fe_2O_3 , O_2 , $BaCl_2$ и H_2O (к какому типу относится эта реакция?); г) растворения Fe_2O_3 в избытке соляной кислоты.



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



Опыт 8. Комплексные соединения железа, кобальта и никеля. *Получение турбулевого сини и берлинской лазури.* Приготовить в пробирке раствор сульфата железа (II) и добавить одну каплю красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$. Наблюдать образование осадка комплексного соединения, тривиальное название которого «турбулева синь». Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме, привести номенклатурные названия обоих соединений.

Поместить в пробирку 2–3 капли раствора хлорида железа (III) и добавить одну каплю раствора желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$. Наблюдать выпадение осадка комплексного соединения, тривиальное название которого «берлинская лазурь». Написать молекулярное и ионное уравнения образования комплексного соединения, привести его номенклатурное название. В отчете отметить, что современные исследования показали идентичность состава турбулевой сини и берлинской лазури, которые отличаются только строением комплексов.

Аквакомплекс кобальта (II) и его разрушение. Написать стеклянной палочкой, смоченной раствором хлорида кобальта (II), какую-либо цифру или слово на фильтровальной бумаге. Подсушить бумагу до почти полного исчезновения надписи, а затем подогреть на пламени горелки, пока надпись не станет видимой. Обратит внимание на последующее обесцвечивание надписи при охлаждении бумаги. Описать и объяснить опыт, имея в виду, что простые ионы Co^{2+} имеют синюю окраску, а аквакомплексные $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ – розовую.

Аминокомплексное соединение кобальта (II). К 6 каплям хлорида кобальта (II) прибавить по каплям 25%-ный раствор аммиака до выпадения осадка гидроксида кобальта (II). Полученный осадок растворить в избытке аммиака. Раствор перемешать стеклянной палочкой, наблюдать изменение окраски раствора вследствие окисления полученного комплексного соединения кобальта (II) в комплексное соединение кобальта (III) кислородом воздуха. Прилить в пробирку раствор сульфида натрия (2–3 капли), наблюдать выпадение осадка (какого вещества?).

В отчете описать опыт и написать уравнения реакций: а) образования аминокомплексного соединения кобальта (II); б) его окисления кислородом воздуха; в) взаимодействия аминокомплекса кобальта (III) с сульфидом натрия. Сделать вывод об устойчивости степеней окисления +2 и +3 для кобальта в некомплексных и комплексных соединениях, имея в виду, что обычные соединения (соли) кобальта (II) кислородом воздуха не окисляются, и только гидроксид кобальта (II) окисляется очень медленно. Также указать в выводе причину разрушения аминокомплекса кобальта (III) сульфидом



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



натрия, используя значения константы нестойкости комплекса ($4 \cdot 10^{-5}$) и произведения растворимости CoS ($4 \cdot 10^{-21}$).

Аминоклеточное соединение никеля (II). К 6 каплям раствора соли никеля (II) прибавить по каплям 25%-ный раствор аммиака до выпадения осадка гидроксида никеля (II) и его дальнейшего растворения вследствие образования комплексного соединения. Отметить, как изменяется при этом цвет раствора. Добавить к полученному раствору 2–3 капли раствора сульфида натрия. Наблюдать выпадение осадка (какого вещества?).

В отчете описать опыт и привести уравнения реакций образования аминоклеточного соединения никеля (II) и его взаимодействия с сульфидом натрия. Объяснить причину разрушения комплекса сульфидом аммония, используя значения константы нестойкости комплекса ($2 \cdot 10^{-9}$) и произведения растворимости NiS ($1,4 \cdot 10^{-24}$). По опыту сформулировать общий вывод о свойствах катионов железа, кобальта и никеля в реакциях комплексообразования.



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 биоорганической 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