

Энгельсский технологический институт (филиал)
федерального государственного бюджетного образовательного
учреждения высшего образования
«Саратовский государственный технический университет
имени Гагарина Ю.А.»
Кафедра «Естественные и математические науки»

ЖЕЛЕЗО. КОБАЛЬТ. НИКЕЛЬ

Методические указания для выполнения лабораторных работ,
для студентов направлений: ХМТН.

Энгельс 2026 г.

Лабораторная работа

ЖЕЛЕЗО. КОБАЛЬТ. НИКЕЛЬ

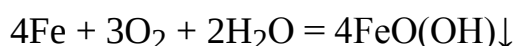
Цель работы: ознакомление с химическими свойствами соединений железа, кобальта и никеля в различных степенях окисления.

Железо, кобальт, никель относятся к *d*-металлам и составляют триаду элементов четвертого периода VIIIВ-группы, которую называют семейством железа.

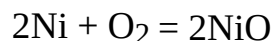
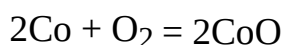
Свойства элементов в семействе железа близки между собой и существенно отличаются от шести остальных элементов VIIIВ-группы, составляющих платиновое семейство.

Для железа, кобальта, никеля характерны степени окисления +2 и +3. Для железа более устойчивое состояние +3, для Co и Ni – +2.

В ряду Fe – Co – Ni химическая активность постепенно снижается, что объясняет большую устойчивость к коррозии Co и Ni. Во влажном воздухе железо быстро корродирует, образуя рыхлую, осыпающуюся пленку



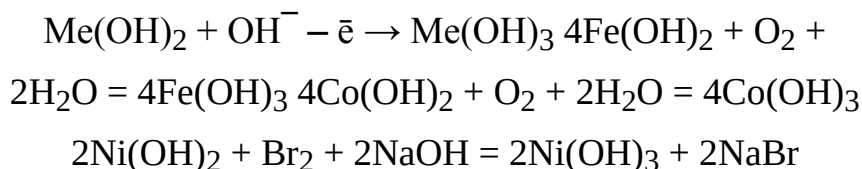
Кобальт и никель образуют плотные, эластичные пленки, защищающие их от коррозии:



Окислительные свойства в ряду Fe – Co – Ni усиливаются:

	$\text{Me}^{3+} + \bar{e} \rightarrow \text{Me}^{2+}$		
Восстановление	$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	$\text{Co}^{3+}/\text{Co}^{2+}$	$\text{Ni}^{3+}/\text{Ni}^{2+}$
$E^\circ, \text{В}$	+ 0,77	+1,84	+2,08

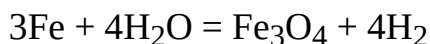
Окисление гидроксидов (II) этих металлов в щелочной среде протекает по-разному:



Соединения железа (II) токсичны, соединения железа (III), кобальта, никеля менее ядовиты.

Железо при нагревании реагирует со многими неметаллами, например с Cl_2 , S, N_2 , C и др., образуя элементи́ды.

При температуре $\sim 700^\circ\text{C}$ реагирует с пароводой:



Кобальт и никель при нагревании образуют элементи́ды с галогенами, S, P, As, Sb, B, Si, но не реагируют с N₂.

При высоких температурах медленно реагируют с пароводной водой.

Железо, кобальт, никель окисляются разбавленными кислотами с образованием соответствующих солей металла (II). Co и Ni реагируют медленнее Fe.

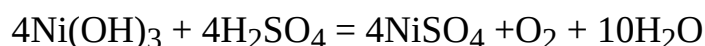
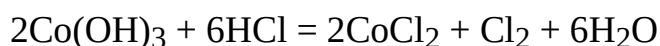
Крепкие растворы HNO₃ и H₂SO₄ окисляют Fe до Fe(III), Co до Co(II), Ni до Ni(II). Концентрированные HNO₃ и H₂SO₄ при обычной температуре пассивируют Fe, Co, Ni, создавая на поверхности металла тонкие пленки оксидов этих металлов.

В растворах щелочей Co и Ni не растворяются.

Железо окисляется в концентрированных растворах щелочей при нагревании с образованием иона [Fe(OH)₄]⁻.

Оксид и гидроксид Fe(III) практически не растворяются в воде, проявляя амфотерные свойства с преобладанием основных.

Оксиды и гидроксиды Co(III), Ni(III) не растворяются в воде и щелочах, проявляют основные свойства, легко растворяются в кислотах. Будучи слабыми основаниями, они являются сильными окислителями и при действии на них кислот восстанавливаются до Co²⁺ и Ni²⁺:



Оксиды и гидроксиды Fe(II), Co(II), Ni(II) проявляют основные свойства.

Экспериментальная часть

Приборы и реактивы: пробирки, стеклянный стакан. Растворы: сульфата железа(II) (0,1 М), хлорида железа(III) (0,1 М), тиоционата аммония (0,1 М), перманганата калия (0,1 М), дихромата калия (0,1 М), иодида калия (0,1 М), хлорида бария (0,1 М), сульфата кобальта(II) (0,1 М), сульфата никеля(II) (0,1 М), гексацианоферрата(II) калия (0,1 М), гексацианоферрата (III) калия (0,1 М), гидроксида калия (0,1 М), гидроксида натрия (0,1 М), серной кислоты (0,1 М), азотной кислоты (0,1 М). Соляная кислота (ρ=1,19 г/см³), бромная вода, дистиллированная вода.

ОПЫТ 1. Образование гидроксидов железа(II) и железа(III).

1.1. К 3-4 каплям раствора соли железа(II) добавлять по каплям раствор щелочи до образования осадка гидроксида железа(II), который быстро окисляется кислородом, присутствующим в растворе, в гидроксид железа(III). Записать наблюдения и написать уравнения реакций.

1.2. К 3-4 каплям раствора соли железа(III) прибавить раствор аммиака NH₄OH, наблюдать образование осадка гидроксида железа(III). Написать уравнение реакции.

ОПЫТ 2. Образование гидроксидов кобальта(II) и кобальта(III).

К 3-4 каплям раствора соли кобальта(II) добавлять по каплям раствор щелочи, наблюдать выпадение осадка основной соли CoOHCl или $(\text{CoOH})_2\text{SO}_4$. Подействовать на полученный осадок избытком щелочи и нагреть. Что наблюдается? Составить уравнения реакций. Пробирку с осадком гидроксида кобальта(II) оставить на воздухе, по изменению цвета наблюдать образование гидроксида кобальта(III). Написать уравнения реакций.

ОПЫТ 3. Образование гидроксидов никеля(II) и никеля(III)

(Опыт проводить под тягой)

К 3-4 каплям раствора соли никеля (II) добавлять по каплям раствор щелочи до образования осадка гидроксида никеля(II). В пробирку с осадком добавить 3-5 капель бромной воды. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

ОПЫТ 4. Восстановительные свойства соединений железа(II).

4.1. В пробирку внести 2 -3 капли раствора перманганата калия KMnO_4 , подкислить разбавленной серной кислотой и добавить по каплям раствор сульфата железа(II) FeSO_4 . Как изменилась окраска? В полученном растворе определить ион Fe^{3+} качественной реакцией с тиоцианатом аммония NH_4SCN . Написать уравнения реакций и наблюдения.

4.2. Внести в пробирку 3 капли раствора дихромата калия, подкислить разбавленной серной кислотой и прибавлять по каплям раствор сульфата железа(II) FeSO_4 . Записать наблюдения и составить уравнение реакции.

ОПЫТ 5. Окислительные свойства соединений железа (III), кобальта(III), никеля(III).

(Опыт проводить под тягой)

5.1. В две пробирки внести 4-5 капель раствора хлорида железа(III) FeCl_3 . В первую пробирку добавить раствор иодида калия, во вторую бросить кусочек цинка. Записать наблюдения и уравнения реакций.

5.2. Получит
ь осадок гидроксида кобальта(III). (Получение см. оп. 2)

К осадку гидроксида кобальта (III) добавить концентрированной соляной кислоты до растворения осадка. Составить уравнение окислительно-восстановительного процесса. Какой газ выделяется?

5.3. Получить осадок гидроксида никеля(III). (Получение см. оп. 3)

К осадку гидроксида никеля (III) добавить концентрированной серной кислоты. Записать наблюдения, составить уравнения реакций.

ОПЫТ 6. Соединения железа (VI) – ферраты.

(Опыт проводить под тягой)

В пробирку внести 10-15 капель концентрированного раствора щелочи, добавить 4-5 капель раствора хлорида железа(III) FeCl_3 и 1-2 капли брома. Пробирку осторожно нагреть. Наблюдать фиолетово-красный цвет раствора, свойственный ферратам. Полученный раствор вылить в стаканчик с небольшим количеством дистиллированной воды и добавить 2-3 капли раствора хлорида бария BaCl_2 . Какое вещество выпало в осадок? Написать уравнения реакций.

ОПЫТ 7. Образование сульфидов железа, кобальта, никеля.

В четыре пробирки внести несколько капель раствора солей (раздельно): железа(III), железа(II), кобальта(II), никеля(II). В каждую пробирку добавить по 2-3 капли сульфида аммония. Что наблюдается?

Составить уравнение ОВР для соли железа(III) с электронным балансом, а также ионные уравнения трех обменных реакций с участием ионов металлов Me^{2+} (Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+}) и анионов S^{2-} , в результате которых образуются осадки сульфидов MeS ; отметить их окраску.

ОПЫТ 8. Гидролиз солей железа, кобальта, никеля.

В четыре пробирки внести дистиллированную воду и добавить по несколько кристаллов солей (раздельно): железа(III), железа(II), кобальта(II), никеля(II). Используя индикаторы, определить pH растворов. Написать уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

Литература

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов. М.: Высшая школа, 2008. 446 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие / Н.Л. Глинка. М.: ХИОПС, 2010. – 752 с. ISBN 978-5-406-00549-1
3. Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов/ В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова и др. М.: Дрофа, 2002. – 304 с. ISBN 5-7107-4293-7
4. Степин Б.Д. Неорганическая химия: учебник/ Б.Д. Степин, А.А. Цветков М.: Высш.шк., 1994 – 608 с.: ил. – ISBN 5-06-001740-0
5. Лидин Р.А. Справочник по общей и неорганической химии/ Р.А. Лидин – М.: Просвещение: Учеб. лит., 1997. – 256 с.: ил. – ISBN 5-09-007182-9.
6. <http://techn.sstu.ru/Biblioteka/>