

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«НИЖЕГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
им. Р.Е. АЛЕКСЕЕВА»
ДЗЕРЖИНСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ (ФИЛИАЛ)

Кафедра «ХИМИЯ»

СВОЙСТВА *d*-ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

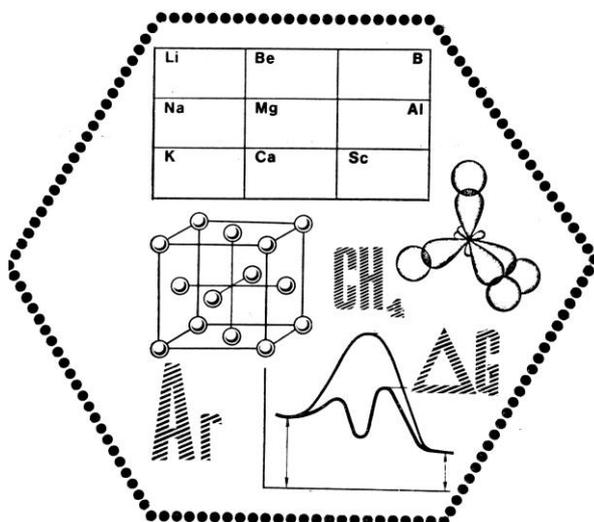
МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

для студентов направлений подготовки 140400, 151000, 190600, 220700, 230400,
240100, 240300, 260100, 280700 всех форм обучения

В двух частях

Часть 1

d-Элементы VI, VII, VIII групп



Нижний Новгород 2014

Составители: Л.Г. Лазарева, В.Ф.Макаров

УДК 541

Свойства d-элементов и их соединений: метод. указания для студентов направлений подготовки 140400, 151000, 190600, 220700, 230400, 240100, 240300, 260100, 280700 всех форм обучения. В 2 ч. Ч. 1. *d*-Элементы VI, VI, VIII групп/ НГТУ им. Р.Е. Алексеева; сост.: Л.Г.Лазарева, В.Ф.Макаров. - Н. Новгород, 2014. - 37 с.

Методические указания содержат задачи для самостоятельного решения, указания к выполнению лабораторных работ, а также примеры тестовых и варианты домашних заданий.

Редактор В.И. Бондарь

Подписано в печать. 30.01.2014. Формат 60x84¹/₁₆. Бумага газетная.
Печать офсетная. Усл. печ.л. 2,0. Уч.-изд.л. 1,6. Тираж 300 экз. Заказ .

Нижегородский государственный технический университет им. Р.Е. Алексеева.
Типография НГТУ. 603950, Н. Новгород, ул. Минина, 24.

©Нижегородский государственный
технический университет
им. Р.Е. Алексеева, 2014

1. d-ЭЛЕМЕНТЫ VI ГРУППЫ

1.1. Вопросы и задания

1. Нахождение хрома, молибдена и вольфрама в природе. Свойства металлических хрома, молибдена и вольфрама. Их получение и применение.

2. Химические свойства хрома, молибдена и вольфрама. Характерные для них степени окисления. Отношение к воздуху, воде и кислотам. Как изменяется активность металлов в ряду хром - молибден - вольфрам (покажите на примерах взаимодействия с галогенами и кислотами)?

3. Оксид и гидроксид хрома(II). Приведите примеры реакций, в которых соединения хрома(II) проявляют восстановительные свойства. Для чего применяется раствор хлорида хрома(II) в соляной кислоте?

4. Оксид и гидроксид хрома(III). Их получение и свойства. Амфотерность гидроксида хрома(III).

5. Катионные и анионные комплексы хрома(III). Их строение. Изомерия.

6. Соли хрома(III). Квасцы. Хромиты.

7. Соединения хрома(VI). Их получение, свойства и применение.

8. Хроматы и дихроматы. Их взаимный переход.

9. Изополикислоты. Структура их анионов. Как изменяется сила хромовых кислот и их окраска по мере усложнения состава? Какая среда благоприятствует получению изополисоединений хрома? Что такое «хромовая смесь»?

10. Технический способ получения хроматов и дихроматов.

11. Как влияет характер среды на восстановительную активность соединений хрома(III) и на окислительную активность соединений хрома(VI)? Приведите примеры.

12. Пероксид хрома, пероксохромовые кислоты и пероксохроматы. Их свойства и структура. Получение.

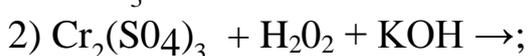
13. Высшие оксиды молибдена и вольфрама, соответствующие им кислоты и соли. Полисоединения молибдена и вольфрама.

14. Кислотно-основной характер оксидов и гидроксидов хрома(II), (III), (VI).

15. Хлорид диоксохрома(VI), хлорохромовая кислота.

16. Карбонилы хрома, молибдена, вольфрама. Получение, свойства, применение.

17. Закончить уравнения реакций:



- 4) $K_2CrO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow$;
- 5) $K_2CrO_4 + (NH_4)_2S + H_2O \rightarrow$;
- 6) $Cr_2O_3 + K_2S_2O_7(спл.) \rightarrow$;
- 7) $Cr(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow$;
- 8) $W + HF + HNO_3 \rightarrow$;
- 9) $K_2Cr_2O_7 + KBr + H_2SO_4 \rightarrow$;
- 10) $CrCl_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$;
- 11) $K_2CrO_4 + CO_2 + H_2O \rightarrow$;
- 12) $CrO_3 + KCl(тв) \rightarrow$;
- 13) $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4(конц.) \rightarrow$;
- 14) $CrCl_3 + Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow$;
- 15) $Cr_2O_3 + NaBrO_3 + H_2O \rightarrow$.

18. Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций:

- 1) $K_2Cr_2O_7 + S + H_2SO_4 \rightarrow$;
- 2) $K_2Cr_2O_7 + HI + H_2SO_4 \rightarrow$
- 3) $K_2Cr_2O_7 + Na_2S + H_2SO_4 \rightarrow$;
- 4) $Al + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$;
- 5) $Na_3[Cr(OH)_6] + Cl_2 + NaOH \rightarrow$;
- 6) $CrCl_3 + NaBiO_3 + NaOH \rightarrow Bi(OH)_3 +$;
- 7) $K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$;
- 8) $Cr(OH)_3 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow$;
- 9) $CrCl_3 + Br_2 + KOH \rightarrow$;
- 10) $K_2Cr_2O_7 + SO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$;
- 11) $K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow$;
- 12) $K_2Cr_2O_7 + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$;
- 13) $Cr_2O_3 + Na_2CO_3 + KClO_3 \rightarrow$;
- 14) $Na_3CrO_3 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow$;
- 15) $Na_2WO_4 + Zn + H_2SO_4 \rightarrow W_2O_3 +$.

19. Определите процентное содержание дихромата натрия в техническом продукте, если 1 г последнего в кислой среде окисляет 3,38 г иодида калия.

20. Какой объем 0,5 н. раствора дихромата калия потребуется для полного окисления в кислой среде 22 г иодида калия?

21. При нагревании дихромата аммония было собрано 7 л азота при 27°C и 770 мм. рт. ст. Какое количество соли разложилось?

22. На восстановление 500 мл подкисленного раствора дихромата калия потребовалось 560 мл сероводорода (н.у). Определить молярную концентрацию эквивалентов (нормальность) дихромата калия.

23. Каким объемом 1 н. раствора хромата(VI) калия можно заменить в реакции окисления-восстановления 1 литра 5%-ного раствора той же соли плотностью 1,04 г/см³?

24. 560 мл сероводорода (н. у.) оказалось достаточно для того, чтобы восстановить 500 мл раствора дихромата аммония. Какова молярная концентрация эквивалентов (нормальность) этого раствора?

25. Сколько литров оксида серы(IV) (н.у) потребуется для восстановления в сернокислом растворе 100 миллилитров 5,7%-ного раствора дихромата калия плотностью 1,04 г/см³?

26. Сколько миллилитров 0,2 М раствора дихромата калия потребуется для окисления в сернокислом растворе 50 мл раствора сернистой кислоты, содержащей 4% SO₂ плотностью 1,02 г/см³?

27. Сколько граммов дихромата калия и сколько миллилитров 39%-ного раствора соляной кислоты плотностью 1,2 г/см следует взять, чтобы с помощью выделившегося хлора окислить 0,1 моль хлорида железа(II) в хлориде железа(III)?

28. Сколько литров хлора (н.у.) выделится при взаимодействии 1 моля дихромата натрия с избытком концентрированной соляной кислоты?

29. Что происходит при постепенном добавлении щелочи к раствору соли хрома(III)? Сколько граммов едкого натра может прореагировать с 200 мл 10%-ного раствора сульфата хрома(III) плотностью 1,08 г/см³? Сколько миллилитров 1 н. раствора едкого натра потребуется для этого?

30. Как получить хромово-калиевые квасцы, исходя из дихромата калия? Сколько граммов квасцов можно получить из 500 мл 5%-ного раствора дихромата калия плотностью 1,1 г/см, если выход продукта 100%?

31. Какое количество нитрита калия потребуется для полного восстановления в кислой среде дихромата калия, содержащегося в 400 мл 0,1 М раствора?

32. Сколько кристаллического дихромата калия необходимо взять для приготовления 500 мл 0,4 н. раствора, используемого: а) для обменных реакций, б) для окислительно-восстановительных реакций?

33. Сколько граммов дихромата калия потребуется для окисления 40мл 8%-ного раствора иодида калия плотностью 1,06 г/см³ в сернокислом растворе?

34. При каком значении рН среды начинается осаждение гидроксида хрома(III) из 0,5М раствора сульфата хрома(III)? $PP_{Cr(OH)_3} = 6,3 \cdot 10^{-31}$ (293К).

35. Рассчитайте количество тепла, выделившегося при получении 1 кг хрома алюмотермическим методом.

36. Какую массу (в кг) хромата натрия можно получить при 1 кг хромистого железняка?

37. Рассчитайте рН 0,1 М раствора хлорида хрома(III), учитывая только первую ступень гидролиза ($K_3_{Cr(OH)_3} = 1,02 \cdot 10^{-10}$).

38. Выпадет ли осадок при сливании 0,1 М растворов $\text{Cr}_2(\text{SO})_4$ и щёлочи?

39. Можно ли окислить ионы Fe^{2+} , Bi^{3+} , NO_2^- , Mn^{2+} хроматом калия в кислой среде при стандартных условиях?

40. Какой объём хлора (н.у.) необходим для окисления 0,5М раствора хлорида хрома(III) в щелочной среде?

41. Запишите химические формулы следующих веществ: 1) хромпика, 2) хромистого железняка, 3) хромокалиевых квасцов, 4) хлористого хромита, 5) тетрахромата натрия.

1.2. Примеры тестовых заданий

БИЛЕТ №1

1. В ряду Cr - Mo - W происходит:

- 1) увеличение химической активности;
- 2) стабилизация высшей степени окисления;
- 3) понижение температуры плавления;
- 4) уменьшение энергии ионизации;
- 5) уменьшение атомных радиусов.

2. Реакция окисления сероводорода дихроматом аммония:

- 1) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{S} + \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NH}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{S} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} = \text{Cr}_2(\text{SO})_3 + \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2$;
- 5) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{S} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

3. Сколько граммов оксида хрома (VI) выпадет в осадок при взаимодействии 73,5 г дихромата калия с концентрированной серной кислотой?

- 1) 42 г ; 2) 50 г ; 3) 37 г ; 4) 61 г ; 5) 58 г.

4. Соединения хрома (II):

- 1) сильные окислители;
- 2) обладают амфотерными свойствами;
- 3) сильные восстановители;
- 4) не взаимодействуют с кислотами;
- 5) обладают кислотными свойствами.

5. В ряду Cr - Mo - W наблюдается повышение температуры плавления, это связано с тем, что:

- 1) усиливается ковалентная связь в металлическом кристалле за счет d -электронов;
- 2) увеличивается заряд ядра;
- 3) увеличивается металлический атомный радиус;
- 4) ковалентная связь в металлическом кристалле ослабляется;
- 5) уменьшается энергия ионизации.

БИЛЕТ № 2

1. Вольфрам является:

- 1) сильным восстановителем;
- 2) самым тугоплавким из металлов;
- 3) самым редким металлом;
- 4) более активным металлом, чем хром;
- 5) самым легким металлом.

2. Почему в реакциях окисления-восстановления хромат может являться только окислителем?

- 1) в молекуле слаба связь Cr-O;
- 2) хром находится в минимальной степени окисления;
- 3) хром находится в максимальной степени окисления;
- 4) стандартный электродный потенциал этих реакций велик;
- 5) хроматы - соли сильной хромовой кислоты.

3. Хром не взаимодействует с концентрированными серной и азотной кислотами, это связано с тем, что:

- 1) на поверхности металла образуется прочная пленка гидрооксида хрома;
- 2) образовавшаяся соль хрома препятствует дальнейшему доступу кислоты;
- 3) реакция экзотермическая, процесс возможен при низких температурах;
- 4) на поверхности металла образуется прочная оксидная пленка Cr_2O_3 ;
- 5) концентрированные HNO_3 и H_2SO_4 - слабые окислители.

4. Сколько литров азота выделится при нагревании 2,5 моль дихромата аммония?

- 1) 40 л; 2) 60 л; 3) 37 л; 4) 58 л; 5) 56 л.

5. Реакция окисления диоксида серы бихроматом калия:

- 1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;

- 2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{SO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 5) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KOH} + \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

БИЛЕТ № 3

1. Каким из способов получают относительно чистый хром?

- 1) гидролизом раствора CrCl_3 ;
- 2) гидролизом расплава CrCl_3 ;
- 3) магниитермическим методом;
- 4) многостадийной обработкой хромистого железняка;
- 5) методом алюминотермии.

2. Вычислить эквивалентную массу $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, если в ходе реакции в кислой среде хром восстанавливается до Cr^{3+} .

- 1) 50г/моль; 2) 49г/моль; 3) 36г/моль; 4) 147г/моль; 5) 150г/моль.

3. Наиболее устойчивой степенью окисления для хрома является :

- 1) +2; 2) +6; 3) +3; 4) +2 и +6; 5) +3 и +2.

4. Восстановление хлорида хрома(III) перекисью водорода :

- 1) $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} = \text{CrCl}_6 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- 4) $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} = \text{Cr}_2\text{Cl}_3 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 5) $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} = \text{CrCl}_6 + \text{NaCl} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

5. Оксид хрома (III) обладает :

- 1) основными свойствами;
- 2) большой реакционной способностью;
- 3) кислотными свойствами ;
- 4) амфотерными свойствами;
- 5) чёрной окраской.

БИЛЕТ № 4

1. Для Cr - Mo - W наиболее типичны координационные числа:

- 1) 6,4; 2) 8; 3) 2,4; 4) 6,8; 5) 4,8.

2. Сколько граммов серы выделится при растворении 7 литров сероводорода в подкисленном (H_2SO_4) растворе дихромата калия?

- 1) 9,8 г; 2) 7,6 г; 3) 12 г; 4) 10 г; 5) 11,2 г.

3. Молибден при накаливании окисляется кислородом до :

- 1) Mo_2O ;
- 2) MoO_3 ;
- 3) MoO ;
- 4) Mo_2O_3 ;
- 5) образуется смесь MoO и Mo_2O_3 .

4. Реакция восстановления дихромата калия :

- 1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} = \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl}$;
- 4) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} = \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- 5) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.

5. При подкислении раствора хромата калия :

- 1) раствор приобретает желтую окраску;
- 2) хром восстанавливается до Cr_2O_3 ;
- 3) образуется соль хрома (III) ;
- 4) ничего не происходит;
- 5) образуется раствор дихромата калия.

БИЛЕТ № 5

1. Свежеполученный мелкодисперсный оксид хрома (III) частично растворяется в кислотах и щелочах , это связано с тем , что:

- 1) имеет переменный состав $\text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$;
- 2) имеет переменный состав $\text{CrO}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$;
- 3) имеет переменный состав $\text{Cr}(\text{OH})_2$;
- 4) первоначально образуется в виде $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$;
- 5) первоначально образуется CrO_3 .

2. Реакция восстановления $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в нейтральной среде:

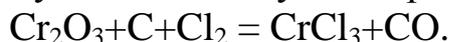
- 1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} = \text{Cr}_2\text{S}_3 + \text{NH}_3 + \text{KOH}$;
- 2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NH}_3 + \text{K}_2\text{S}$;
- 3) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{S} + \text{NH}_3 + \text{KOH}$;
- 4) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NO} + \text{KOH} + \text{S}$;
- 5) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} = \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{K}_2\text{S} + \text{NH}_3$.

3. Все соединения хрома (+6) обладают высокой окислительной активностью, особенно :

- 1) хромат в щелочной среде;

- 2) бихромат в щелочной среде;
- 3) хромат в кислой среде;
- 4) бихромат в кислой среде;
- 5) бихромат в нейтральной среде.

4. Трихлорид хрома получают по следующей реакции:



Сколько литров угарного газа выделится, если в реакцию вступило 2,5 моль Cr_2O_3 ?

- 1) 160 л; 2) 170 л; 3) 168 л; 4) 140 л; 5) 137 л.

5. В ряду Cr-Mo-W усиливается связь в металлическом кристалле, вследствие этого :

- 1) понижается температура плавления и теплота атомизации;
- 2) уменьшается радиус атомов;
- 3) уменьшается устойчивость ко внешнему химическому воздействию;
- 4) уменьшается энергия ионизации;
- 5) повышается температура плавления и теплота атомизации .

1.3. Лабораторная работа

Хром

Соединения хрома(III)

Получение оксида хрома(III)

1. Насыпать в пробирку 2-3 г истертого в порошок дихромата аммония и закрепить ее наклонно в штативе. Отверстие пробирки направить в сторону от себя и других работающих. Нагреть соль до начала реакции, а затем нагревание прекратить. Объяснить происходящее явление. Написать уравнение реакции.

Свойства оксида хрома (III)

2. На полученный в опыте 1 зеленый порошок оксида хрома(III) подействовать водой, разбавленной азотной и серной кислотами, а также разбавленной щелочью. Каково отношение оксида хрома к этим реактивам?

Получение и свойства гидроксида хрома (III)

3. К 1—2 мл раствора соли хрома(III) или хромово-калиевых квасцов прибавить по каплям (почему?) раствор щелочи. Полученную взвесь гидроксида хрома(III) разделить на две пробирки и испытать отношение гидроксида хрома(III) к щелочам и кислотам(щелочной раствор оставить для опыта 4. Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Сделать выводы о характере гидроксида хрома(III).

Гидролиз солей хрома (III)

4. Полученный в опыте 3 раствор хромита прокипятить. Объяснить образование осадка гидроксида хрома(III). Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

5. В раствор соли хрома(III) опустить лакмусовую бумажку. Как изменяется окраска бумажки? Почему? Написать уравнение реакции гидролиза в молекулярной и ионной формах. Какая из солей сильнее гидролизуется: хлорид хрома(III) или хромит калия? Почему? Как можно довести до конца гидролиз соли хрома(III)?

6. К 1—2 мл раствора соли хрома(III) прилить сульфид аммония. Наблюдается образование серо-зеленого осадка. Полученный осадок отфильтровать и хорошо промыть на фильтре водой. Испытать отношение осадка к действию разбавленной соляной кислоты и щелочи. В обеих пробирках осадок растворяется, причем в первой сероводород не выделяется. Сделайте отсюда вывод, является ли полученный осадок солью сероводородной кислоты. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (III)

7. 2—3 мл раствора соли хрома(III) или хромово-калиевых квасцов налить в пробирку и добавить столько же концентрированной соляной кислоты (подкисленный раствор должен занимать 1/4 объема пробирки). В раствор поместить 1—2 гранулы цинка. При действии водорода в момент выделения происходит восстановление Cr^{3+} до Cr^{2+} и изменяется цвет раствора. Для предотвращения окисления двухвалентного хрома кислородом воздуха в пробирку добавляют 2—3 мл бензола или толуола. Эти жидкости образуют сверху плавающий слой, который не допускает соприкосновения раствора с воздухом. Написать соответствующие уравнения реакций.

8. К 2—3 мл раствора хромита натрия, полученного, как указано в опыте 3, прилить равный объем раствора белильной извести и нагреть до кипения. Что наблюдается? Составить уравнение реакции.

9. К 2—3 мл раствора хромита натрия добавить 3%-ного раствора перекиси водорода. Обратит внимание на изменение цвета раствора. Составить уравнение реакции.

Соединения хрома(VI)

Получение оксида хрома (VI) и его свойства

(делать под тягой)

10. Налить в стакан 3—5 мл насыщенного раствора дихромата калия, прилить по каплям 5—8 мл концентрированной серной кислоты, охлаждая

стакан холодной водой или снегом. Наблюдать выпадение темно-красных кристаллов. После охлаждения раствора отфильтровать полученные кристаллы через асбест или стеклянную вату, перенести их с помощью фарфорового шпателя в фарфоровую чашку и использовать для следующих опытов.

11. В отдельных пробирках подействовать на оксид хрома(VI) водой и щелочью.

12. Оставшуюся часть кристаллов оксида хрома(VI) растворить в воде, 2—3 мл полученного раствора отлить в пробирку и добавить раствор иодида калия. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Переход хромата в дихромат и обратно

13. К раствору хромата калия прилить 2 н. раствор кислоты. Наблюдать изменение окраски. Объяснить происходящее явление. Написать уравнение реакции.

14. К раствору дихромата калия прилить раствор щелочи. Наблюдать изменение цвета раствора. Объяснить это явление. Написать уравнение реакции. Как и почему изменяется состав хромовых кислот в зависимости от характера среды?

Окислительные свойства солей хромовых кислот

15. К 2—3 мл раствора дихромата калия прибавить разбавленной серной кислоты и раствор нитрита натрия. Смесь слабо нагреть. Наблюдать изменение окраски. Составить уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

16. К раствору дихромата калия прилить раствор сульфида аммония и подогреть. Как изменяется окраска раствора? Каков состав выпавшего осадка? Составить уравнение реакции.

17. Исследовать, как реагирует подкисленный раствор хромата калия с сероводородом, оксидом серы(IV) и солью железа(II). Написать уравнения реакций.

Реакции на ионы CrO_4^{2-} и $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$?

18. Налить в одну пробирку 1 мл раствора хромата калия, а в другую — дихромата калия и прилить в обе пробирки по 2-3 капли раствора нитрата серебра. Наблюдать в обоих случаях образование красно-бурого осадка хромата серебра. Принимая во внимание, что в растворе дихромата одновременно присутствуют ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ и CrO_4^{2-} , и исходя из сравнения значений $\text{PР}_{\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$ и $\text{PР}_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4}$, объяснить образование одинаковых осадков. Написать уравнения реакций.

19. Проделать то же самое, взяв вместо нитрата серебра хлорид бария. Наблюдать в обоих случаях образование осадка хромата бария. Почему это происходит? Написать уравнения реакций. Испытать отношение полу-

ченных осадков к разбавленной уксусной кислоте. Почему эти осадки, нерастворимые в воде, растворяются в слабой уксусной кислоте?

Таблица вариантов заданий

№ вар.	Номера заданий	№ вар.	Номера заданий
1	1, 17(12), 27	16	16, 16(1), 39
2	2, 17(11), 31	17	1, 16(2), 41
3	3, 17(7), 32	18	2, 16(3), 36
4	4, 17(10), 38	19	3, 16(4), 34
5	5, 17(1), 29	20	4, 16(5), 35
6	6, 17(2), 36	21	5, 16(6), 33
7	7, 17(13), 26	22	6, 16(7), 28
8	8, 17(15), 25	23	7, 16(8), 40
9	9, 17(14), 24	24	8, 16(9), 24
10	10, 17(4), 23	25	9, 16(10), 31
11	11, 17(8), 20	26	10, 16(11), 22
12	12, 17(3), 21	27	11, 16(12), 27
13	13, 17(5), 22	28	12, 16(13), 26
14	14, 17(6), 19	29	13, 16(14), 20
15	15, 17(9), 37	30	14, 16(15), 31

2. d-ЭЛЕМЕНТЫ VII ГРУППЫ

2.1. Вопросы и задания

1. Общая характеристика элементов подгруппы марганца. Возможные и наиболее характерные степени окисления этих элементов.
2. Нахождение в природе марганца и рения. Их получение, физические и химические свойства. Применение.
3. Оксиды и гидроксиды марганца. Объясните изменение характера оксидов марганца по мере увеличения степени окисления марганца.
4. Оксид, гидроксид и соли марганца(II).
5. Оксид марганца(IV). Отношение его к кислотам и щелочам. Применение. Соли марганца(IV).
6. Соединения марганца(VI). Их свойства, получение и применение.
7. Окислительные свойства перманганата калия.
8. Оксид марганца(VII), марганцевая кислота и ее соли.
9. Соединения рения(III), (IV), (VI).
10. Соединения рения(VII). Оксид, рениевая кислота, перренаты.
11. Окислительно-восстановительные свойства соединений рения в различных степенях окисления.

12. Окислительно-восстановительные свойства соединений различных степеней окисления марганца и зависимость их от pH.

13. Напишите уравнения реакций, в которых манганат калия проявляет свойства: а) восстановительные, б) окислительные, в) окислительные и восстановительные одновременно.

14. Карбонилы марганца, технеция, рения. Получение, свойства, применение.

15. Как получить соединение марганца(VI) из соединений с более высокой и более низкой степенью окисления марганца?

16. Закончить уравнения следующих окислительно - восстановительных реакций:

- 1) $\text{MnSO}_4 + \text{CaOCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$;
- 2) $\text{MnO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$;
- 3) $\text{MnSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- 4) $\text{H}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_2 \rightarrow$;
- 5) $\text{KJ} + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KJO}_3 +$;
- 6) $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$;
- 7) $\text{AsH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
- 8) $\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
- 9) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$;
- 10) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 +$;
- 11) $\text{Te} + \text{HNO}_3 (\text{p}) \rightarrow$;
- 12) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- 13) $\text{KMnO}_4 (\text{тв.}) \xrightarrow{t}$;
- 14) $\text{MnCl}_2 + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- 15) $\text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$.

17. Закончить уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций:

- 1) $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$;
- 2) $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
- 3) $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH}(\text{спл.}) \rightarrow$;
- 4) $\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$;
- 5) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow$;
- 6) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- 7) $\text{MnO}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
- 8) $\text{MnCl}_2 + \text{KBrO} + \text{KOH} \rightarrow$;
- 9) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
- 10) $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- 11) $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
- 12) $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
- 13) $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;



18. Какое количество 0,3 %-ного раствора сероводорода необходимо для восстановления в кислой среде 120 мл 0,5 н. раствора перманганата калия?

19. Определить объем хлора при 15°C и 770 мм рт. ст., выделяющегося при действии соляной кислоты на 31,6 г перманганата калия.

20. Какой объем 0,1 н. раствора перманганата калия потребуется для окисления 7,6 г FeSO_4 в нейтральном и кислом растворах?

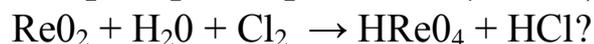
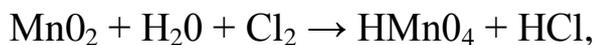
21. Сколько граммов перманганата калия необходимо для полного окисления 0,5 моля сульфита натрия в сульфат натрия в присутствии серной кислоты?

22. Сколько граммов бромиды калия можно окислить в сернокислом растворе при действии 40 мл 0,2 н. раствора перманганата калия?

23. Окислительно-восстановительные потенциалы систем



соответственно равны 1,69В и 0,51 В. Можно ли окислить MnO_2 и ReO_2 хлором по схемам:



24. При окислении щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ в кислой среде 0,5н. раствором перманганата калия выделилось 1120 мл углекислого газа, измеренного при н.у. Какое количество щавелевой кислоты по весу вступило в реакцию и какой объем раствора KMnO_4 был израсходован?

25. Какое количество 0,5 %-ного раствора нитрита калия необходимо для восстановления в кислой среде 100 мл 0,5 н. раствора перманганата калия?

26. Какое количество воды надо упарить из 1 кг 4,9%-ного раствора перманганата калия, чтобы получить насыщенный раствор при 60°C, если растворимость перманганата калия при 60°C составляет 20%?

27. Сколько граммов иода выделится при взаимодействии раствора иодида калия с 150 мл 6%-ного подкисленного раствора перманганата калия плотностью 1,04 г/см³?

28. Какое количество манганата калия получится из 100 кг пиролюзита, содержащего 87% MnO_2 , если выход составляет 60% от теоретического?

29. Сколько граммов $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ можно окислить при действии 40 мл 0,12 н. раствора перманганата калия, подкисленного серной кислотой?

30. Какой объем 39%-ного раствора соляной кислоты плотностью 1,2 г/см³ теоретически необходим для взаимодействия с 0,1 моля перманганата калия?

31. Для полного обесцвечивания 20 мл 0,02М раствора перманганата калия в кислой среде потребовался равный объем раствора пероксида водорода. Какова молярность последнего?

32. Какой объем сероводорода(н. у.) следует пропустить через 400 мл 6%-ного подкисленного раствора перманганата калия плотностью 1,04 г/см³ для полного восстановления перманганата?

33. Какой объём азота получится при термическом разложении перрената аммония при 600°C и давлении $1,013 \cdot 10^5$ Па?

34. Сколько молекул кристаллизационной воды входит в состав 1 моля пиромозита $MnO_2 \cdot nH_2O$, содержащего 44,5% марганца?

35. При действии соляной кислоты на смесь $KMnO_4$ и MnO_2 (при нагревании) выделилось 7,84л газа (н.у.), а при нагревании такой же смеси – 672 мл газа. Определите массу смеси.

36. Будет ли термодинамически устойчив гидроксид марганца(II) на воздухе? Докажите расчётами.

37. Вычислите растворимость сульфида марганца(II) в 0,1 М растворе сульфида натрия при стандартной температуре.

38. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе водного раствора сульфата марганца(II), если электроды: а) угольные, б) марганцевые.

39. Какую массу диоксида свинца можно восстановить 0,15 л 0,2 М раствором сульфата марганца(II) в азотнокислой среде?

40. При разложении 16,12г смеси перманганата калия и бертолетовой соли выделилось 3,136 л кислорода (н.у.). Определите состав смеси и твёрдого остатка.

41. Качественная реакция обнаружения соединений $Mn(II)$ основана на окислении производных $Mn(II)$ до MnO_4^- . Можно ли для этого превращения использовать в качестве окислителя персульфат аммония? Можно ли использовать соляную кислоту для создания кислой среды?

2.2. Примеры тестовых заданий

БИЛЕТ №1

1. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции



1) 1354128;

2) 2541138;

3) 2562414;

4) 2562322;

5) 111111.

2. Как обычно получают Re?

- 1) при электролизе водного раствора его сульфата;
- 2) восстановлением из оксидов;
- 3) при прокаливании перрената калия в токе кислорода;
- 4) при нагревании NH_4ReO_4 , KReO_4 в токе водорода при 1000° ;
- 5) нет правильного ответа.

3. Сколько граммов FeSO_4 можно окислить при действии 20 мл 0,12н раствора перманганата калия, подкисленного H_2SO_4 ?

- 1) 6,67 г;
- 2) 0,36 г;
- 3) 3,65 г;
- 4) 2,75 г;
- 5) 4,15 г.

4. Как изменяется окислительная активность в ряду: $\text{HMnO}_4 - \text{HTcO}_4 - \text{HReO}_4$?

- 1) увеличивается;
- 2) уменьшается ;
- 3) не изменяется;
- 4) имеют только восстановительные свойства;
- 5) нет правильного ответа.

5. Закончить реакцию $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 = \dots$

- 1) реакция не идет;
- 2) $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{KCl}$;
- 3) $\text{MnClO}_2 + \text{KO}$;
- 3) $\text{KMnO}_4 + \text{KCl}$;
- 4) $\text{MnO}_2 + \text{KCl}$;
- 5) реакция не протекает.

БИЛЕТ №2

1. Чему способствует кислая среда при участии Mn в окислительно-восстановительных реакциях?

- 1) образованию анионных комплексов Mn(VI) ;
- 2) образованию катионных комплексов Mn(II) ;
- 3) образованию производных Mn(IV) , чаще всего MnO_2 ;
- 4) образованию катионных комплексов Mn(IV) ;
- 5) образованию анионных комплексов Mn(II) .

2. Какой конфигурацией валентных электронов обладают Mn, Tc, Re?

- 1) $(n-1)d^5ns^2$;
- 2) $(n-1)d^5ns^0$;
- 3) $(n-1)d^3ns^2$;
- 4) $(n-1)d^6ns^1$;
- 5) $(n-1)p^6ns^1$.

3. При использовании кремнийтермии получили 15 г марганца. Это 85% от теоретического выхода. Сколько кремния понадобится для получения Mn из диоксида марганца?

- 1) 8,985 г;
- 2) 7,636 г;
- 3) 4,234 г;
- 4) 10,279 г;
- 5) 1,843 г.

4. Что называют перренатами?

- 1) вещества, образованные при растворении $\text{Э}(\text{OH})_3$ и $\text{Э}_2\text{O}_3$ в щелочах;
- 2) соединения металлов с CO;
- 3) соли рениевой кислоты;
- 4) вещества, которые в безводном состоянии в виде голубого порошка;
- 5) оксиды рения.

5. Закончить реакцию: $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$

- 1) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{O}$;
- 2) $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{SO}_2$;
- 4) $\text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 5) $\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

БИЛЕТ №3

1. Взаимодействуют ли соли Mn(II) со щелочами?

- 1) да, при этом выпадает MnO_2 и выделяется большое количество теплоты;
- 2) нет, при этом образуется соединение $\text{MnF}_3 \cdot \text{NH}_3$, хорошо растворимое в воде;
- 3) нет, при этом высока вероятность образования пероксидов;
- 4) да, при этом выпадает гидроксид Mn(II);
- 5) нет правильного ответа.

2. Как разлагается $\text{H}_2\text{MnO}_4 = ? \dots$

- 1) не разлагается;
- 2) $\text{HMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{MnO}_2 + \text{HMnO}_4$;
- 4) $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$;
- 5) $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$;

3. Как получается MnO ?

- 1) термическим разложением тетраидридов;
- 2) при восстановлении оксидов Mn водородом;
- 3) восстановлением тетрагаллидов в атмосфере аргона или гелия;
- 4) путем совместного восстановления углем минералов Mn и железных руд;
- 5) путем термического разложения паров Mn ;

4. При действии соляной кислоты на MnO_2 получили 31,5 г хлорида Mn(II) . Сколько хлора при этом выделилось (н.у.)?

- 1) 5,6 л;
- 2) 56 л;
- 3) 2,8 л;
- 4) 4,7 л;
- 5) 11,4 л;

5. Закончить реакцию: $\text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{KNO}_3 = \dots$

- 1) $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{O} + \text{KNO}_2 + \text{CO}_2$;
- 2) $\text{Mn}_2\text{O}_5 + \text{KMnO}_4 + \text{NO}_2 + \text{CO}_2$;
- 3) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{CO}_2$;
- 4) $\text{KMnO}_4 + \text{KCO}_2 + \text{NO}_2$;
- 5) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{O} + \text{NO} + \text{CO}_2$.

БИЛЕТ №4

1. Какие степени окисления характерны для марганца?

- 1) +4, +7;
- 2) +2, +4, +7;
- 3) +7;
- 4) +2 ;
- 5) +3, +6.

2. Какую формулу имеет технициевая кислота?

- 1) H_2TeO_4 ;
- 2) H_3TeO_4 ;

- 3) HTeO_4 ;
- 4) HReO_4 ;
- 5) H_2MnO_4 .

3. При нагревании оксомангата (VII) калия получили 10 г MnO_2 . Сколько O_2 при этом выделилось (н.у)?

- 1) 3,47 л;
- 2) 25,7 л;
- 3) 1,47 л;
- 4) 2,57 л;
- 5) 11,45 л;

4. Какой характер двуокиси Mn выражен более ясно?

- 1) ни кислотный, ни щелочной характер ее не выражены ясно, вследствие плохой растворимости;
- 2) щелочной характер, хорошо растворима в щелочи;
- 3) кислотный, так как хорошо растворима в щелочи и нерастворима в кислоте;
- 4) щелочной, так как она хорошо растворима в кислоте и нерастворима в щелочи;
- 5) нет правильного ответа.

5. Закончить реакцию: $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$

- 1) $\text{HMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4) $\text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 5) нет правильного ответа.

БИЛЕТ №5

1. Реагируют ли MnO , $\text{Mn}(\text{OH})_2$ со щелочами?

- 1) нет, так как в этих случаях ион Mn присоединяет к себе OH^- , вследствие чего образуются комплексные анионы;
- 2) только $\text{Mn}(\text{OH})_2$, он растворяется с выделением тепла;
- 3) да, оба, но только при нагревании;
- 4) только MnO , с образованием гидроксида Mn;
- 5) да, оба, при пониженных температурах реакции идут быстрее.

2. Как восстанавливается ион MnO_4^- в кислой среде:



- 1) $= \text{Mn}_2\text{O}_8^{2-}$;

- 2) = MnO_4^- ;
- 3) = $\text{MnO}_2 + \text{OH}^-$;
- 4) = $\text{MnO}_3 + \text{H}^+$;
- 5) = $\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$.

3. Какие вещества называются карбонилами металлов?

- 1) вещества, полученные при растворении металлов в HNO_3 ;
- 2) вещества, которые при поглощении воды синеют;
- 3) вещества, осаждаемые из растворов солей Mn при действии щелочей;
- 4) соединения металлов с CO;
- 5) нет правильного ответа.

4. Сколько литров хлора понадобится, чтобы окислить 12,5 г K_2MnO_4 в KMnO_4 ?

- 1) 0,71 л;
- 2) 1,45 л;
- 3) 0,15 л;
- 4) 2,4 л;
- 5) 0,5 л.

5. Закончите реакцию $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 = \dots$

- 1) $\text{Mn}(\text{PbO}_2)_2 + \text{PbSO}_4 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{MnO}_2 + \text{HPb}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{S}$;
- 4) $\text{NH}_4\text{PbO}_2 + \text{MnO}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 5) $\text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$.

2.3. Лабораторная работа

Марганец

Соединения марганца(II)

Получение гидроксида марганца (II)

1. Внести в пробирку 3—4 капли раствора соли марганца(II) и 2-3 капли 2 н. раствора щелочи. Каков цвет выпавшего осадка? Размешать осадок стеклянной палочкой и отметить его побурение вследствие окисления. Написать уравнения реакций.

Окисление солей марганца (II)

2. К 2-3 каплям раствора соли марганца(II) добавить несколько капель 2 н. раствора щелочи. К полученному осадку гидроксида марганца(II) до-

бавить 5-6 капель бромной воды. Отметить изменение цвета осадка. Написать уравнения реакций.

Получение сульфида марганца (II)

3. К нескольким каплям раствора соли марганца(II) добавить несколько капель сульфида аммония. Выпадает осадок сульфида марганца(II). Отметить цвет осадка и изменение цвета при окислении сульфида марганца(II) кислородом воздуха. Написать уравнение реакции.

Соединения марганца (IV)

4. В пробирку с небольшим количеством сухого оксида марганца(IV) прибавить концентрированной серной кислоты и осторожно нагреть. Наблюдать выделение газа. Определите природу газа тлеющей лучинкой. Написать уравнение реакции.

5. В пробирку положить кусочек твердого гидроксида, калия и столько же кристаллического нитрата калия. Нагреть смесь до расплавления. Не прекращая нагревания, добавить в расплав очень немного оксида марганца(IV). Отметить окраску полученного расплава. Расплав сохранить для опыта 6. Написать уравнение реакции.

Соединения марганца (VI)

6. К расплаву, полученному в опыте 5, добавить до 1/2 его объема воды и, помешивая стеклянной палочкой расплав, растворить его. Раствор манганата калия перенести в три пробирки по 5-6 капель в каждую. В видимом растворе происходит медленное разложение манганата калия, сопровождающееся самоокислением— самовосстановлением его.

7. К раствору манганата калия в первой пробирке добавить 1-2 капли уксусной кислоты. Окраска раствора меняется. Почему?

8. Во вторую пробирку добавить 2-3 капли хлорной воды. Чем объяснить изменение окраски раствора?

9. В третью пробирку добавить 2-3 мл 1 н. раствора сульфита натрия. Наблюдать обесцвечивание раствора и появление бурого осадка. Написать уравнения реакций.

Соединения марганца (VII)

10. К 3-4 мл раствора перманганата калия прилить 1 мл концентрированного раствора щелочи и нагреть до появления зеленой окраски. Сделать вывод о влиянии реакции среды на устойчивость соединений марганца(VI) и марганца(VII).

11. Поместить в пробирку 2 мл концентрированной серной кислоты и 2 мл концентрированной азотной кислоты, раствор нагреть, добавить 1-2 капли 0,5н. раствора сульфата марганца(II) и 0,1 г оксида свинца(IV). Наблюдать появление фиолетовой окраски, характерной для ионов MnO_4^- .

Взаимодействие перманганата калия с сульфитом натрия в кислой,
нейтральной и щелочной средах

12. В три пробирки налить по 3-4 капли 0,5 н. раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 5-6 капель 2 н. раствора H_2SO_4 , в другую - столько же воды, в третью - 2н. раствора щелочи. В каждую пробирку добавить по 2-3 капли 1 н. раствора сульфита натрия. Написать уравнения реакции.

Влияние кислотности среды на окислительные свойства перманганата
калия

13. Налить в две пробирки по 2-3 мл раствора бромида калия и прибавить в первую пробирку разбавленной серной кислоты, во вторую — такое же количество разбавленной уксусной кислоты. Добавить в каждую пробирку по 10-15 капель 0,5 н. раствора перманганата калия, отметить время исчезновения окраски в первой и во второй пробирках. Как влияет кислотность среды на скорость окисления? Написать уравнения реакций.

Таблица вариантов заданий

№ вар.	Номера заданий	№ вар.	Номера заданий
1	1, 17(1), 18	16	1, 16(1), 33
2	2, 17(2), 19	17	2, 16(2), 34
3	3, 17(3), 20	18	3, 16(3), 36
4	4, 17(4), 21	19	4, 16(4), 35
5	5, 17(5), 22	20	5, 16(5), 37
6	6, 17(7), 23	21	6, 16(6), 38
7	7, 17(6), 24	22	7, 16(7), 39
8	8, 17(8), 25	23	8, 16(11), 40
9	9, 17(9), 26	24	9, 16(8), 41
10	10, 17(10), 27	25	10, 16(9), 20
11	11, 17(11), 28	26	11, 16(10), 21
12	12, 17(12), 29	27	12, 16(12), 18
13	13, 17(14), 30	28	13, 16(14), 19
14	14, 17(15), 31	29	14, 16(13), 22
15	15, 17(13), 32	30	15, 16(15), 29

**3. d-ЭЛЕМЕНТЫ VIII ГРУППЫ
ЖЕЛЕЗО, КОБАЛЬТ, НИКЕЛЬ**

3.1. Вопросы и задания

1. Электронное строение атома железа. Возможные и характерные степени окисления железа. Нахождение в природе. Получение.

2. Физические свойства железа. Его коррозионная стойкость. Отношение к кислотам.

3. Какие процессы происходят при ржавлении железа? Рассмотрите электрохимический механизм коррозии железа на воздухе.

4. Оксиды, гидроксиды железа(II), (III). Их получение и свойства. Сравните кислотно-основные свойства гидроксидов железа.

5. Комплексные соединения железа(II). Получение и свойства.

6. Комплексные соединения железа(III). Получение и свойства. Составьте уравнения реакций получения берлинской лазури и турнбулевой сини.

7. Ферраты. Их получение и свойства. Окислительные свойства ферратов. Приведите примеры.

8. Кобальт. Нахождение в природе, получение и свойства. Отношение к воздуху, кислотам и щелочам.

9. Соли кобальта. Комплексные соединения кобальта. Составьте уравнения реакций получения катионных и анионных комплексов кобальта.

10. Оксиды и гидроксиды кобальта(II) и (III). Их получение и свойства.

11. Никель. Нахождение в природе, получение и свойства. Отношение к воздуху, кислотам и щелочам.

12. Оксиды и гидроксиды никеля. Их получение и свойства.

13. Простые и комплексные соли никеля. Их получение.

14. Карбонилы железа, кобальта, никеля. Их получение, свойства и применение.

15. Сравните кислотно-основные свойства гидроксидов железа, кобальта, никеля.

16. Могут ли совместно существовать:

1) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и H_2O_2 ,

2) FeCl_3 и H_2S ,

3) NiCO_3 и H_2S ,

4) FeCl_3 и SnCl_2 ,

5) FeSO_4 и KMnO_4 ,

6) FeCl_2 и SnCl_3 ,

7) FeCl_3 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?

Составьте уравнения возможных реакций.

17. Закончить уравнения реакций:

1) $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;

2) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;

3) $\text{FeCl}_3 + \text{NH}_2\text{OH} \rightarrow \text{N}_2\text{O} +$;

4) $\text{FeS}_2 + \text{HNO}_3$ (конц.) \rightarrow ;

5) $\text{FeCl}_3 + \text{KI} \rightarrow$;

6) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$;

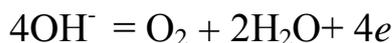
- 7) $\text{Co}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$;
- 8) $\text{Co}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
- 9) $\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- 10) $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
- 11) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- 12) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{KI} + \text{KOH} \rightarrow$;
- 13) $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$;
- 14) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow$;
- 15) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
- 16) $\text{FeS}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- 17) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t}$;
- 18) $\text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t}$;
- 19) $\text{NiS} + \text{HNO}_3 (\text{к}) \rightarrow$;
- 20) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{JCl}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- 21) $\text{FeCl}_3 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow$;
- 22) $\text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
- 23) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{Br}_2 \rightarrow$;
- 24) $\text{Na}_2\text{FeO}_4 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- 25) $\text{CoCl}_2 + \text{NaNO}_2 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$;
- 26) $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- 27) $\text{FeSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$;
- 28) $\text{CoSO}_4 + \text{NH}_4\text{NCS} (\text{изб}) \rightarrow$;
- 29) $\text{CoSO}_4 + \text{NaOH} + \text{Br}_2 \rightarrow$;
- 30) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow$.

18. Что происходит при добавлении раствора Na_2CO_3 : а) к сульфату железа(II), б) к сульфату железа(III)? Чем вызывается различие в характере образующихся продуктов реакций? Написать уравнения реакций.

19. Окислительно-восстановительные потенциалы системы



имеют для гидроксидов железа(II), кобальта(II) и никеля(II) соответственно следующие значения: -0,56; 0,2; 0,49В. Обосновать различное поведение гидроксидов в воде по отношению к кислороду воздуха, если потенциал системы



составляет 0,401 В.

20. Как относятся гидроксиды железа(III), кобальта(III) и никеля(III) к соляной и серной кислотам? Написать уравнения реакций.

21. Какие соединения образуют железо, кобальт и никель с оксидом углерода(II)? Как объяснить различный состав этих соединений, исходя из электронных структур атомов железа, кобальта и никеля?

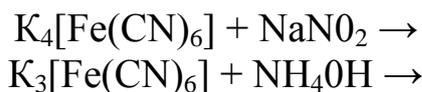
22. Что произойдет при действии на растворы хлорида кобальта(II) избытка соответственно NH_3 и KCN в присутствии кислорода? Составьте уравнения реакций.

23. Сколько граммов оксида никеля(III) может раствориться в одном литре 15%-ного раствора серной кислоты плотностью $1,1 \text{ г/см}^3$?

24. Как можно желтую кровяную соль превратить в красную кровяную соль и наоборот? Составьте уравнения реакций.

25. При растворении в соляной кислоте 6,4 г смеси железа с сульфидом железа(II) выделилось 1,792 л (н.у.) смеси газов. Определить состав смеси железа с его сульфидом.

26. Определите возможность взаимодействия в водных растворах следующих веществ и напишите уравнения реакций в сокращенном молекулярно-ионном виде:



27. Запишите реакции электролиза раствора хлорида железа (II) и вычислите количество веществ, образующихся на инертных электродах за 20 минут при силе тока 1 А. Выход по току принят 100%.

28. Рассчитайте pH 12% -ного раствора FeSO_4 ($\rho = 1,122 \text{ г/мл}$), учитывая только первую ступень гидролиза ($K_2 \text{Fe}(\text{OH})_2 = 1,3 \cdot 10^{-4}$).

29. Образование какого сульфида (FeS или FeS_2) наиболее вероятно при взаимодействии простых веществ при стандартных условиях? Каково строение FeS_2 ?

30. Запишите реакцию Чугаева. Какова дентантность лиганда в полученном соединении?

31. На чем основано применение CoCl_2 для определения влаги? Какую массу $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 1 л 0,5 М раствора хлорида кобальта (II)?

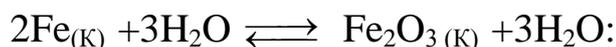
32. Приведите химические формулы и номенклатурные названия следующих веществ:

а) железного купороса; б) желтой кровяной соли; в) цементита; г) соли Мора; д) железоаммонийных квасцов; е) нитропруссид натрия.

33. Сравните термодинамическую вероятность образования сульфида кобальта (II) при использовании H_2S и Na_2S , а также его растворения в соляной кислоте.

34. Железо, содержащееся в 10 мл раствора FeSO_4 , окислено до Fe(III) и осаждено в виде гидросида. Осадок гидроксида прокалили, после чего масса прокаленного осадка оказалась 0,4132 г. Вычислить молярную концентрацию FeSO_4 в исходном растворе.

35. В каком направлении произойдет смещение равновесия в системе



- а) при уменьшении давления;
- б) введении катализатора;
- в) при увеличении степени дисперсности железа ?

36. Определите процентное содержание железа в соли Мора и в железозаммонийных квасцах.

37. При нагревании 2,24 г железа в токе воздуха получили смесь оксидов Fe(II) и Fe(III). Определите мольное соотношение оксидов в полученной смеси, если для её растворения необходимо 13,94 мл 20% -ного раствора соляной кислоты ($\rho=1,1\text{г/см}^3$).

38. Имеются 0,1М раствора перхлоратов железа(II), кобальта (II), никеля (II). Не проводя расчетов, укажите, какова их среда, а также для какого из этих растворов значения рН будет выше?

39. Вычислите растворимость (в г/л) гидроксида железа (II) $K_{\text{пр}}=3,8 \cdot 10^{-38}$ (298 К).

40. Какую массу феррата калия можно получить при окислении 50 г гидроксида железа (III) бромом в щелочной среде?

41. Какая масса дихромата калия потребуется для окисления 100 мл 0,2 М раствора FeSO_4 в кислой среде?

42. Какой объём газа (н.у.) получится при обжиге 0,5 кг железного колчедана, содержащего 10% примесей?

3.2. Примеры тестовых заданий

БИЛЕТ №1

1. Для железа наиболее устойчива степень окисления:

- 1) +2;
- 2) +3;
- 3) +6;
- 4) +3, +6;
- 5) +2, +3, +6.

2. Качественной реакцией на ионы Fe(II) может служить реакция с:

- 1) красной кровяной солью;
- 2) жёлтой кровяной солью;
- 3) роданидом калия;
- 4) 1 и 3;
- 5) 2 и 3.

3. Сумма коэффициентов в уравнении $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ равна:

- 1) 28;
- 2) 32;
- 3) 12;
- 4) 26;
- 5) 14.

4. Для $\text{Fe}(\text{OH})_2$ характерны:

- 1) преимущественно основные свойства;
- 2) высокая восстановительная активность;
- 3) низкая окислительная активность;
- 4) зелёная окраска;
- 5) все ответы верны.

5. Сколько граммов железа можно получить при разложении 39,2 г пентакарбонила железа (выход по реакции 80%)?

- 1) 11,2;
- 2) 14;
- 3) 15,6;
- 4) 5,36;
- 5) 8,96.

БИЛЕТ №2

1. Для кобальта и никеля наиболее устойчива степень окисления:

- 1) +2;
- 2) +3;
- 3) +6;
- 4) +3, +6;
- 5) +2, +3, +6.

2. $\text{Fe}(\text{OH})_3$ проявляет:

- 1) основные свойства;
- 2) амфотерные свойства с преобладанием основных;
- 3) амфотерные свойства с преобладанием кислотных;
- 4) кислотные свойства;
- 5) сильные, ярко выраженные окислительные свойства.

3. Закончите уравнение реакции (реакция идёт в соляно-кислой среде):

- 1) $\text{FeCl}_3 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{FeS} + \text{NaCl}$;
- 2) $\text{FeCl}_3 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{S} + \text{NaCl}$;
- 3) $\text{FeCl}_3 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{FeS} + \text{NaCl} + \text{Cl}_2$;



5) реакция не идёт.

4. Сумма коэффициентов в левой части уравнения $\text{Fe} + \text{HNO}_3(\text{к.}) \rightarrow \dots$ равна:

1) 10;

2) 3;

3) 8;

4) 7;

5) 12.

5. Сколько граммов продукта образуется при взаимодействии 7 г железа, содержащего 20% примесей, с избытком хлора при нагревании?

1) 20,3125;

2) 16,25;

3) 4,0625;

4) 8,125;

5) 32,4.

БИЛЕТ №3

1. Для железа возможны координационные числа:

1) 2;

2) 4;

3) 6;

4) 2,4;

5) 4,6.

2. У $\text{Co}(\text{OH})_3$ и $\text{Ni}(\text{OH})_3$ наиболее ярко выражены:

1) амфотерные свойства;

2) восстановительные свойства;

3) окислительные свойства;

4) окислительно-восстановительная двойственность;

5) низкая реакционная способность.

3. Какая из реакций не будет протекать?

1) $\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$;

2) $\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$;

3) $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$;

4) $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$;

5) протекают все реакции.

4. Сумма коэффициентов в уравнении реакции (реакция протекает с образованием комплексного соединения с координационным числом никеля, равным 6) $\text{Ni}(\text{OH})_2 + 6\text{NH}_3 \rightarrow \dots$ равна:

- 1) 8;
- 2) 6;
- 3) 4;
- 4) 3;
- 5) 10.

5. Какой объём хлора (в литрах) способен прореагировать с 44,8 г железа при нагревании?

- 1) 17,92;
- 2) 35,84;
- 3) 8,96;
- 4) 26,88;
- 5) 11,2.

БИЛЕТ №4

1. Для кобальта и никеля возможны координационные числа:

- 1) 4;
- 2) 6;
- 3) 8;
- 4) 4,6;
- 5) 6,8.

2. Закончите уравнение реакции:

- 1) $\text{Fe} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{Fe} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$;
- 3) $\text{Fe} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$;
- 4) возможно 2 и 3;
- 5) реакция не идёт.

3. Закончите уравнение реакции:

- 1) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{Fe}(\text{OH})_2$;
- 2) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$;
- 3) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$;
- 4) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{FeOHCl}$;
- 5) реакция не идёт.

4. Турнбулева синь образуется при:

- 1) взаимодействии Fe(III) с жёлтой кровяной солью;

- 2) взаимодействии Fe(II) с жёлтой кровяной солью;
- 3) взаимодействии Fe(III) с красной кровяной солью;
- 4) взаимодействии Fe(II) с красной кровяной солью;
- 5) взаимодействии Fe(III) с роданидом калия.

5. При взаимодействии 5,6 г железа с соляной кислотой было получено 1,792 л водорода. Найти выход водорода.

- 1) 80%;
- 2) 52,44%;
- 3) 20%;
- 4) 47,56%;
- 5) 100%.

БИЛЕТ №5

1. В ряду железо, кобальт, никель от железа к никелю энергия ионизации:

- 1) уменьшается;
- 2) увеличивается;
- 3) уменьшается от железа к кобальту и увеличивается от кобальта к никелю;
- 4) увеличивается от железа к кобальту и уменьшается от кобальта к никелю;
- 5) не изменяется.

2. Качественной реакцией на ионы Fe(III) может служить реакция с:

- 1) красной кровяной солью;
- 2) жёлтой кровяной солью;
- 3) роданидом калия;
- 4) 1 и 3;
- 5) 2 и 3.

3. Какая из указанных реакций не будет протекать:

- 1) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- 2) $\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- 3) $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- 4) 2 и 3;
- 5) все они протекают.

4. Стабилизация степени окисления +2 при переходе от железа к никелю объясняется:

- 1) ростом заряда ядра;

- 2) увеличением энергии ионизации;
- 3) увеличением радиуса атома;
- 4) 1 и 2;
- 5) 2 и 3.

5. Сколько газа (в литрах) выделится при взаимодействии 56 г железа с 490г серной кислоты $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)=10\%$ (разбавленная)?

- 1) 22,4;
- 2) 33,6;
- 3) 11,2;
- 4) 5,6;
- 5) газ не выделится.

3.3. Лабораторная работа

Железо

Взаимодействие железа с кислотами

1) В шесть пробирок поместить немного железных опилок или по кусочку железной стружки. В три из них прилить по несколько капель концентрированных кислот. В другие три - по несколько капель разбавленных(2 н.) соляной, серной и азотной кислот. Пробирку с концентрированной H_2SO_4 нагреть. Затем в каждую пробирку прибавить по одной капле 0,01 н. раствора роданида калия (или роданида аммония), который является реактивом на Fe^{3+} . Убедиться в том, что в соляной и разбавленной серной кислотах образуются ионы Fe^{2+} , а в азотной и горячей концентрированной серной кислоте - ионы Fe^{3+} . Почему? Написать уравнения реакций.

Соединения железа (II)

1. В солях железа(II), вследствие частичного окисления на воздухе, всегда присутствуют соли железа(III). Поэтому во всех опытах по изучению свойств железа(II) следует брать более устойчивую кристаллическую соль Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \times \text{FeSO}_4 / 6\text{H}_2\text{O}$. Для приготовления раствора 0,5-1 г этой соли растворить в 10 -20 мл дистиллированной воды. В уравнениях реакций вместо формулы соли Мора можно пользоваться формулой FeSO_4 .

Получение гидроксида железа (II)

2. В пробирку, содержащую 2 мл раствора соли Мора, прибавить по каплям 2 н. раствор щелочи. Свежеполученный осадок разделить на три части и испытать его отношение к 2н. соляной кислоте, щелочи. Что происходит с осадком при стоянии на воздухе? Написать уравнения реакций.

Получение сульфида железа (II)

3. В пробирку налить 0,5-1 мл раствора соли Мора, прилить 1 мл раствора сульфида аммония. Образуется темный осадок. Испытать отноше-

ние осадка к разбавленным кислотам (соляной и уксусной) и к щелочам. Написать уравнения реакций.

Гидролиз сульфата железа (II)

4. Поместить в пробирку 5-6 капель нейтрального лакмуса и добавить немного кристаллической соли Мора. Содержимое пробирки размешать и по изменению окраски лакмуса определить реакцию среды. Написать уравнение реакции гидролиза.

Восстановительные свойства иона Fe^{2+}

5. В две пробирки поместить по 1 мл растворов $K_2Cr_2O_7$ и $KMnO_4$, по две капли 2 н. раствора серной кислоты и понемногу кристаллической соли Мора. Наблюдать изменение цвета растворов. Написать уравнения реакций.

Качественная реакция на ион Fe^{2+}

6. В пробирку с 0,5-1 мл раствора соли Мора прилить 1,5 мл раствора гексацианоферрата(III) калия. Отметить цвет осадка и написать уравнение реакции образования турнбулевой сини.

Соединения железа (III)

Получение гидроксида железа (III)

7. В пробирку, содержащую 1-2 мл 0,5 н. раствора соли железа(III), прибавить 1 мл 2 н. раствора щелочи. Наблюдать образование осадка. Испытать его отношение к кислоте и щелочи. Написать уравнения реакций.

Гидролиз солей железа (III)

8. В пробирку налить 1-2мл 0,5 н. раствора соли железа(III) и прибавить 0,5-1 мл 0,5 н. раствора карбоната натрия. Наблюдать образование осадка. Промыть осадок дистиллированной водой методом декантации. Подействовать на него 2н. соляной кислотой и убедиться, что осадок не является карбонатом железа. Написать уравнения реакций.

9. Налить в пробирку 5 мл воды, нагреть до кипения и в кипящую воду влить по каплям 1 мл раствора хлорида железа(III). Сравнить окраску раствора хлорида железа в склянке и в кипящем растворе.

Составить уравнение реакции. Разлить в две пробирки, в одну из них добавить соляной кислоты. Сравнить окраску растворов в пробирках. Дать объяснение.

Качественные реакции на ион Fe^{3+}

10. В две пробирки поместить по 1-2 мл раствора соли железа(III). В одну из них прилить 1 мл раствора гексацианоферрата(II) калия, в другую - 1 мл раствора роданида аммония. Наблюдать образование темно-синего осадка в первой пробирке и кроваво-красного окрашивания во втором.

Окислительные свойства иона Fe^{3+}

11. В три пробирки поместить по 0,5-1 мл соли железа(III) и подкислить 1-2 каплями соляной кислоты. В одну из них внести кусочек цинка (или железа), в другую - раствор сульфида натрия, в третью - 1мл хлорида олова(II). Убедиться, что во всех трех пробирках произошло восстановление. Написать уравнения реакций.

Соединения железа (VI)

12. В железном тигле на горелке нагреть смесь 1 г порошка железа, 2г нитрата калия и 1 г едкого калия до наступления реакции (вспышка). Сплав растворить в 30 мл воды, отлить часть в пробирку, а к оставшему добавить раствор хлорида бария до полного осаждения.

Какое вещество сообщает окраску раствору? Раствор феррата калия разлить в две пробирки, в одну из них добавить сероводородной воды, в другую — немного 2н. раствора серной кислоты. Написать уравнения реакций.

Кобальт

Получение оксида кобальта (III) и его свойства

13. Поместить в пробирку несколько кристалликов нитрата кобальта(II) и нагреть слабым пламенем горелки до полного выделения газообразных продуктов. После охлаждения в пробирку добавить 2-3 капли концентрированной соляной кислоты. Какой газ выделяется? Написать уравнения реакций.

Получение гидроксида кобальта (II)

14. В пробирку с 1-2 мл 0,5н. раствора соли кобальта(II) прилить по каплям 2н. раствор щелочи до образования синего осадка основной соли. Раствор с осадком нагреть: выпадает осадок гидроксида кобальта(II) розового или красного цвета. При стоянии на воздухе гидроксид кобальта(II) окисляется до гидроксида кобальта(III). К осадку гидроксида кобальта(II) прибавить несколько капель концентрированного раствора щелочи. Осадок частично растворяется. Почему? Написать уравнения реакций.

Получение гидроксида кобальта (III)

15. В пробирку налить 1-2 мл 0,5н. раствора соли кобальта(II), прибавить 0,5—1 мл раствора щелочи. Выпадает осадок. Отметить цвет осадка. Раствор с осадком разделить на две части. К одной добавить немного пероксида водорода, к другой — несколько капель бромной воды. Что происходит? Написать уравнения реакций.

Дегидратация солей кобальта (II)

16. Несколько капель концентрированного раствора хлорида кобальта(II) нагреть в пробирке. Как изменится цвет раствора? Какой становится окраска при охлаждении раствора?

17. В три пробирки налить по несколько капель концентрированного раствора хлорида кобальта и добавить в первую пробирку концентрированную соляную кислоту, во вторую — немного кристаллов хлорида кальция, в третью-спирт. Объяснить изменение окраски.

Комплексные соединения кобальта

18. Слить равные объемы концентрированных растворов хлорида кобальта и роданида аммония и отметить цвет полученного раствора. К полученному раствору прибавлять по каплям воду до тех пор, пока синий цвет раствора не изменится на розовый. Почему при разбавлении водой изменяется окраска? К водному раствору добавить 2 мл смеси эфира с амиловым спиртом, сильно взболтать. В какой цвет окрашен эфирно-спиртовой раствор? Дать объяснение. Написать реакцию получения гексароданокобальтата(II) аммония.

19. К 1-2 мл раствора хлорида кобальта прилить такой же объем раствора хлорида аммония и избыток раствора аммиака. Образуется желтый раствор хлорида гексааммин кобальта(II). Почему этот раствор при стоянии на воздухе постепенно становится розово-красным? Написать уравнения реакций?

20. К 1-2мл раствора хлорида кобальта прибавить избыток нитрита калия, затем немного уксусной кислоты и нагреть. Выделяется газ и выпадает желтый осадок гексанитрокобальтата(III) калия. Написать уравнение реакции.

Качественные реакции на ион Co^{2+}

21. В пробирку налить 1-2мл 0,5н. раствора соли кобальта(II) и прибавить по каплям 0,5 н. раствор карбоната аммония. Выпадает осадок. К осадку добавить избыток осадителя. Что происходит? Написать уравнение реакции.

22. К 1-2мл 0,5н. раствора соли кобальта(II) прибавить 0,5—1 мл раствора сульфида аммония. Образуется осадок. Отметить цвет осадка и испытать его растворимость в разбавленных кислотах. Написать уравнения реакций.

Никель

Получение оксидов никеля

23. Укрепить горизонтально открытую стеклянную трубку и поместить в нее 0,5 г нитрата никеля. Нагревать трубку в том месте, где находится соль, слабым пламенем горелки. Наблюдать образование оксида никеля. Прокаливать дальше полученный непрочный оксид до перехода его в другой оксид никеля. Несколько крупинок полученного оксида перенести в пробирку, добавить 2-3 капли 2 н. раствора соляной кислоты и слегка подогреть. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Получение гидроксидов никеля

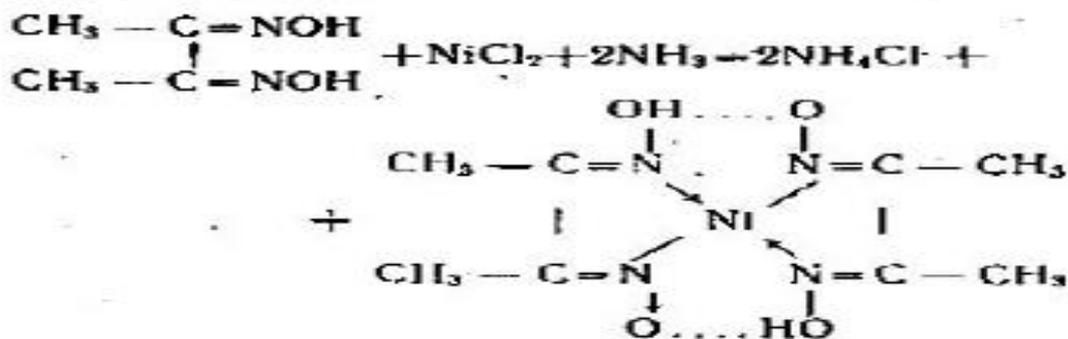
24. В пробирку налить 1—2мл 0,5н. раствора соли никеля(II) и добавить по каплям раствор щелочи. Отметить цвет выпавшего осадка гидроксида никеля(II). Изменяется ли осадок при стоянии на воздухе? Испытать растворимость осадка в избытке щелочи и в 2н. соляной кислоте.

25. К части осадка гидроксида никеля(II) прилить немного раствора перекиси водорода, а к другой части—бромной воды. В каком случае происходит окисление гидроксида никеля(II)? Исследовать растворимость гидроксида никеля(III) в избытке щелочи и в кислоте. Написать уравнения реакций.

Комплексные соединения никеля

26. В пробирку налить 1-2 мл концентрированного раствора соли никеля и прибавить по каплям 2 н. раствор щелочи до выпадения осадка. Добавить 1-1,5 мл 25%-ного раствора аммиака. Почему растворяется осадок? Добавить к раствору 1 мл раствора сульфида натрия. Каков состав вновь выпавшего осадка? Написать уравнения реакций.

27. К 1—2 мл 0,5 н. раствора соли никеля добавить 1 мл воды и 1 мл аммиачного раствора диметилглиоксима. Реакция идет по уравнению



с образованием нерастворимого диметилглиоксимата никеля. Благодаря очень интенсивной и яркой окраске осадка (обратить внимание на цвет!), эту реакцию, предложенную Л.А.Чугаевым, можно использовать для обнаружения очень малых концентраций ионов никеля в растворе.

Таблица вариантов заданий

№ вар.	Номера заданий	№ вар.	Номера заданий
1	7,17(1),20	16	7, 17(16),28
2	6, 17(10),19	17	6, 17(17),29
3	5, 17(23),23	18	5, 17(18),30
4	4, 17(4),22	19	4, 17(19),31
5	3, 17(6),21	20	3, 17(20),32
6	2, 17(11),26	21	2, 17(21),33
7	1, 17(13),27	22	1, 17(22),34
8	15, 17(5),18	23	15, 17(23),35
9	14, 17(7),24	24	14, 17(24),36
10	13, 17(12),29	25	13, 17(25),37
11	12, 17(7),28	26	12, 17(26),38
12	11, 17(8),25	27	11, 17(27),39
13	10, 17(3),16(1,2)	28	10, 17(28),40
14	9, 17(14),16(3,4)	29	9, 17(29),41
15	8, 17(15),16(5,6)	30	8, 17(30),42