

d-ЭЛЕМЕНТЫ VI ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

ХРОМ,МОЛИБДЕН,ВОЛЬФРАМ.

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?

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.

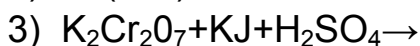
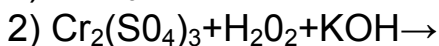
12. Пероксид хрома, пероксохромовые кислоты и пероксохроматы. Их свойства и структура. Получение перекисных соединений хрома.

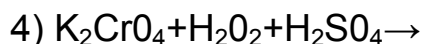
13. Высшие оксиды молибдена и вольфрама, соответствующие им кислоты и соли. Полисоединения молибдена и вольфрама.

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

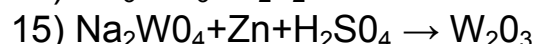
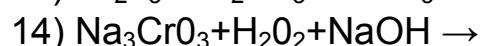
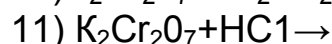
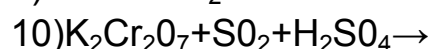
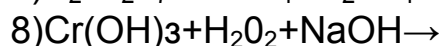
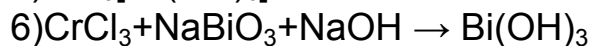
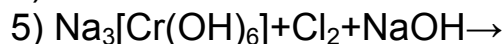
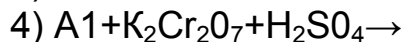
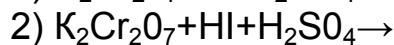
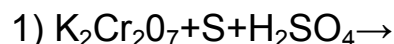
15. Хлорид диоксохрома(VI), хлорохромовая кислота.

16. Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций:





17. Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций:



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

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

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

21. На восстановление 500 мл подкисленного раствора дихромата калия потребовалось 560 мл сероводорода (н. у.). Определить нормальность дихромата калия.

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

23. 560 мл сероводорода (н. у.) оказалось достаточно для того, чтобы восстановить 500 мл раствора дихромата аммония. Какова нормальность этого раствора?

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

25. Сколько мл 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?

26. Сколько граммов дихромата калия и сколько миллилитров 39%-ного раствора соляной кислоты плотностью 1,2 г/см³ следует

взять, чтобы с помощью выделившегося хлора окислить 0,1 моль хлорида железа (II) в хлорид железа (III)?

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

28. 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?

29. Как получить хромовокалиевые квасцы, исходя из дихромата калия? Сколько граммов квасцов можно получить из 500 мл 5%-ного раствора дихромата калия плотностью 1,1 г/см³, если выход продукта 100%?

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

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

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

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ 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 хромовокалиевых 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 рас-

творе дихромата одновременно присутствуют ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ и CrO_4^{2-} и исходя

из сравнения значений $\text{PP}(\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$ и $\text{PP}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)$ объяснить образование одинаковых осадков. Написать уравнения реакций.

19) Прodelать то же самое, взяв вместо нитрата серебра хлорид бария. Наблюдать в обоих случаях образование осадка хромата бария. Почему? Написать уравнения реакций. Испытать отношение полученных осадков к разбавленной уксусной кислоте. Почему эти осадки, нерастворимые в воде, растворяются в слабой уксусной кислоте?

ВАРИАНТЫ ЗАДАНИИ d-ЭЛЕМЕНТЫ VI ГРУППЫ

- | | |
|--------------------|--------------------|
| 1) 15, 17 (9), 19 | 9) 7, 17 (3), 28 |
| 2) 14, 17 (6), 18 | 10) 6, 17 (2), 29 |
| 3) 13, 17 (5), 21 | 11) 5, 17 (1), 30 |
| 4) 12, 17 (13), 24 | 12) 4, 17 (10), 26 |
| 5) 11, 17 (8), 20 | 13) 3, 17 (7), 32 |
| 6) 10, 17 (4), 22 | 14) 2, 17 (11), 31 |
| 7) 9, 17 (14), 25 | 15) 1, 17 (12), 27 |
| 8) 8, 17 (15), 23 | |

d-ЭЛЕМЕНТЫ VII ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ МАРГАНЕЦ, ТЕХНЕЦИИ, РЕНИИ

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. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия перманганата калия с сульфитом натрия при pH раствора а) 3, б) 7, в) 12. В какой среде выгоднее использовать перманганат как окислитель?
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) $\text{KI} + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KIO}_3 +$
 - 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) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 +$
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) $\text{MnO}_2 + \text{KMO}_4 + \text{KOH}_{\text{спл.}} \rightarrow$
 - 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) $\text{MnCl}_4 - \text{KBrO} + \text{KOH} \rightarrow$
 - 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) $\text{KMnO}_4 + \text{FeS}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - 12) $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - 13) $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - 14) $\text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$



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?

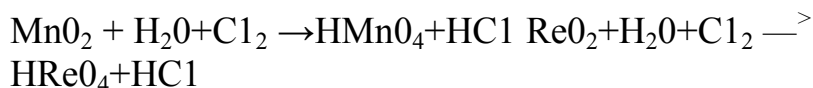
21. Сколько граммов перманганата калия необходимо для полного окисления 0,5 моля сульфита натрия в сульфат натрия в присутствии серной кислоты?

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 1120мл 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 пер-

манганата 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?

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

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) добавить 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 объе-

ма 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 0,5 н. 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 — 2 н. 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 бромиды 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.

ВАРИАНТЫ ЗАДАНИЙ
d-ЭЛЕМЕНТЫ VII ГРУППЫ

1) 1, 17 (15), 18	9) 9, 17 (3), 25
2) 2, 17 (14), 19	10) 10, 17 (4), 29
3) 3, 17 (6), 20	11) 11, 17 (9), 26
4) 4, 17 (8), 21	12) 12, 17 (10), 27
5) 5, 17 (5), 22	13) 13, 17 (11), 30
6) 6, 17 (7), 23	14) 14, 17 (12), 31
7) 7, 17 (1), 28	15) 15, 17 (13), 32
8) 8, 17 (2), 24	

ЖЕЛЕЗО, КОБАЛЬТ, НИКЕЛЬ

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 турнбуллевой 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.

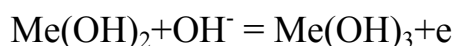
17. Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций:

- 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) $\text{FeS}_2 + \text{HNO}_3 \text{кон.} \rightarrow$
- 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) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

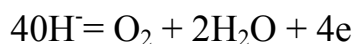
18. Что происходит при добавлении раствора Na_2CO_3

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 систем



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



составляет $0,401\text{ В}$.

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.

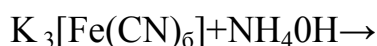
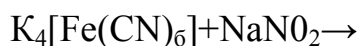
25. Составьте реакцию окисления Fe^{2+} в Fe^{3+} и обратного восстановления.

26. Как действует избыток аммиака на раствор хлорида никеля (II)?

27. Составить уравнение реакций растворения железа и кобальта в концентрированной азотной кислоте.

28. Почему комплексная соль $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ очень ядовита, а $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — намного меньше? Какие сведения нужны для ответа?

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



ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ 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)

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 2 н. 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 отношение 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 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 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 турбуллевой 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—1мл 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—2мл раствора соли железа (III). В одну из них прилить 1мл 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—раствора 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, 2 г нитрата калия и 1 г едкого калия до наступления реакции (вспышка). Сплав растворить в 30мл 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 ко-

бальта (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—2мл 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—2мл 0,5н. раствора соли кобальта (II), прибавить 0,5—1мл 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 изменяется 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 2мл 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 объ-

ем раствора хлорида аммония и избыток раствора аммиака. Образуется желтый раствор хлорида гексамминкобальта (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 гекса-нитрокобальтата (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—1мл 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

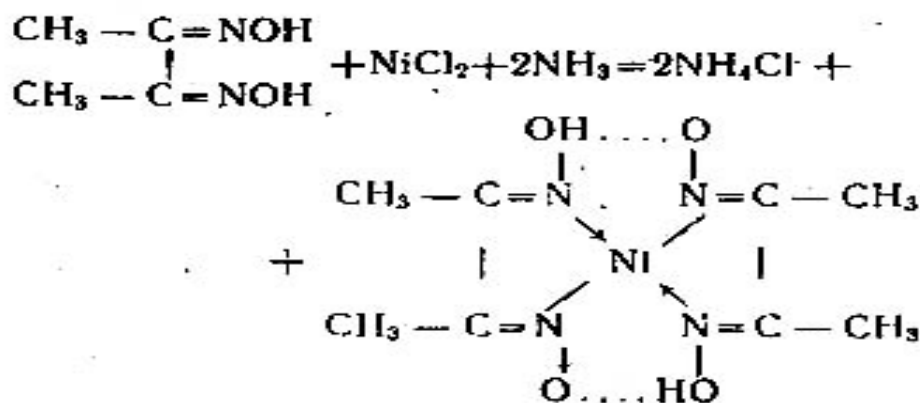
24) В пробирку налить 1—2мл 0,5н. раствора соли никеля (II) и добавить по каплям раствор щелочи. Отметить цвет выпавшего осадка гидроксида никеля (II). Изменяется ли осадок при стоянии на воздухе? Испытать растворимость осадка в избытке щелочи и в 2н. соляной кислоте.

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—2мл концентрированного раствора соли никеля и прибавить по каплям 2 н. раствор щелочи до выпадения осадка. Добавить 1—1,5мл 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—2мл 0,5 н. раствора соли никеля добавить 1мл 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.



ВАРИАНТЫ ЗАДАНИЙ

- | | |
|-------------------|--------------------------|
| 1) 7, 17 (1), 20 | 9) 14, 17 (7), 24 |
| 2) 6, 17 (10), 19 | 10) 13, 17 (12), 29 |
| 3) 5, 17 (2), 23 | 11) 12, 17 (7), 28 |
| 4) 4, 17 (4), 22 | 12) 11, 17 (8), 25 |
| 5) 3, 17 (6), 21 | 13) 10, 17 (3), 16 (1,2) |
| 6) 2, 17 (11), 26 | 14) 9, 17 (14), 16 (3,4) |
| 7) 1, 17 (13), 27 | 15) 8, 17 (15), 16 (5,6) |
| 8) 15, 17 (5), 18 | |

ПЛАТИНОВЫЕ МЕТАЛЛЫ

1. Нахождение в природе. Свойства платиновых металлов. Типичные степени окисления. Изменение степени окисления с повышением порядкового номера в триаде.

2. Коррозионная стойкость платиновых металлов. Отношение их к кислороду, галогенам, сере, азоту, углероду.

3. Отношение платиновых металлов к воде, кислотам и щелочам. Составьте уравнения возможных реакций.

4. Какие из платиновых металлов взаимодействуют с царской водкой? Составьте уравнения реакций.

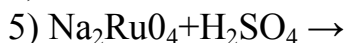
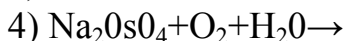
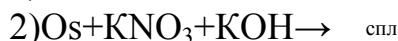
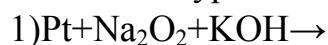
5. Гидроксиды платины (II) и (IV). Их получение и свойства.

6. Рутенат (VI) калия, его получение и свойства. Что происходит при взаимодействии рутената (VI) калия с хлором?

7. Осмат (VI) калия. Его получение. Составьте уравнение реакции получения оксида осмия (VIII) из осмата (VI) калия.

8. Реакции комплексообразования.

9. Составьте уравнения реакций:



d-ЭЛЕМЕНТЫ I ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ МЕДЬ, СЕРЕБРО, ЗОЛОТО

1. Какие степени окисления характерны для элементов подгруппы меди? Как объяснить степени окисления этих элементов, исходя из особенности строения их атомов?

2. Коррозионная стойкость меди. Отношение ее к кислотам (соляной, серной, азотной).

3. Соединение меди (I).

4. Гидроксид меди (II). Его получение. Отношение к нагреванию, растворам кислот, щелочей и аммиака. Составьте уравнение реакций.

5. Соли меди (II). Их применение. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза купрата натрия и сульфата меди (II).

6. Комплексные соединения меди (II). Составьте уравнения реакций получения анионного и катионного комплекса меди и математическое выражение их констант нестойкости.

7. Опишите промышленный способ получения серебра. Свойства серебра.

8. Коррозионная стойкость серебра. Его отношение к кислотам. Чем объяснить почернение серебряных предметов на воздухе?

9. Оксид и гидроксид серебра. Их свойства. Соли серебра. Светочувствительность галогенидов серебра.

10. Комплексные соединения серебра. Составьте уравнения реак-

ций получения катионного и анионного комплекса серебра и математическое выражение их констант нестойкости.

11. Составьте уравнения реакций, лежащих в основе фотографического процесса.

12. Опишите способы получения чистого золота. Свойства золота.

13. Коррозионная стойкость золота. Составьте уравнения реакций растворения золота: а) в царской водке, б) в горячей концентрированной селеновой кислоте.

14. Составьте уравнения реакций, лежащих в основе цианидного способа получения золота.

15. Гидроксид золота (III). Его отношение к кислотам и щелочам. Составьте уравнения реакций.

16. Составьте уравнения реакций:

- 1) $\text{Cu} + \text{KCN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 2) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$
- 3) $\text{CuCl} + \text{NH}_3 \rightarrow$
- 4) $\text{CuCl}_2 + \text{KCN}_{\text{изб.}} \rightarrow$
- 5) $\text{CuSO}_4 + \text{KJ}_{\text{изб.}} \rightarrow$
- 6) $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3_{\text{конц.}} \rightarrow$
- 7) $\text{Cu}_2\text{O} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 8) $\text{Ag} + \text{O}_2 + \text{KCN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 9) $\text{Ag}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$
- 10) $\text{AgJ} + \text{KCN}_{\text{изб.}} \rightarrow$
- 11) $\text{AgCl} + \text{HCl}_{\text{конц.}} \rightarrow$
- 12) $\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
- 13) $\text{AgCl} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow$
- 14) $\text{AgNO}_3 + \text{KJ}_{\text{изб.}} \rightarrow$
- 15) $\text{AgNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
- 16) $\text{Ag} + \text{NH}_3 \rightarrow$
- 17) $\text{AuCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow$
- 18) $\text{Au}_2\text{O}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
- 19) $\text{Au}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$
- 20) $\text{AuCl}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{KOH} \rightarrow \text{Au} +$
- 21) $\text{H}[\text{AuCl}_4] + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

17. Для количественного определения ионов меди (II) используют реакцию взаимодействия иодида калия с какой-либо солью меди. На чем основан этот метод? Приведите уравнения реакций.

18. Как можно получить хлорид меди (I). Напишите уравнения реакций SiCl с концентрированными растворами:

а) соляной кислоты, б) аммиака.

19. Почему хлорид серебра растворяется в концентрированных растворах аммиака, хлорида натрия и тиосульфата натрия? Напишите

молекулярные и ионные уравнения реакций.

20. Составьте уравнения реакций, объясняющих потемнение серебряных предметов на воздухе и образование зеленого налета на поверхности медных изделий.

21. Как реагируют соли меди (II) с водным раствором аммиака: а) при избытке Cu^{2+} ; б) при избытке аммиака? Написать уравнения реакций.

22. Каков состав соединения, образующегося при кипячении SiCl_2 с медными стружками в соляно-кислом растворе? Какое соединение выпадает из раствора после разбавления его водой? Как ведет себя образовавшийся осадок по отношению к концентрированным растворам а) HCl ; б) NH_3 . Написать уравнения реакций.

23. Исследования показывают, что комплексы золота (III) диамагнитны и имеют плоскочетырёхугольное строение. Объясните эти экспериментальные факты.

24. Напишите уравнения реакций гидролиза AuCl_3 , взаимодействия Au_2O_3 и $\text{Au}(\text{OH})_3$ с кислотами и щелочами, взаимодействия тригаллидов золота с галлидами щелочных металлов.

25. Какой вывод можно сделать о термической устойчивости ЭHал и $\text{Э}_2\text{O}$ на основании $\Delta G_{\text{обр}}$ этих соединений?

26. Будут ли протекать окислительно-восстановительные процессы при добавлении к подкисленным растворам солей Cu (II) растворов KCl , KBr , KI ?

27. Приведите примеры процессов, при которых образуются аквакомплексы Cu (II).

28. Комплексообразователи Cu^+ , Ag^+ , Au^+ при невысокой концентрации лигандов в растворе чаще всего имеют координационное число 2 и образуют ионы линейного строения. При большой концентрации лигандов координационное число возрастает до 3, и ионы приобретают треугольное строение. Опишите возможные изменения электронного строения указанных комплексообразователей при увеличении концентрации лигандов в растворе.

29. К раствору медного купороса приливают раствор соляной кислоты. Предскажите изменения, которые протекают в растворе. Напишите уравнения соответствующих реакций.

30. Напишите уравнения взаимных переходов ионов $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ и $[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$.

31. Объясните причину растворения серебра в растворе цианида калия в присутствии кислорода. Составьте уравнение реакции.

32. Составьте уравнения реакций, лежащих в основе получения «серебряного зеркала», если в качестве исходных продуктов взять нитрат серебра, раствор аммиака и глюкозу.

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

МЕДЬ

Отношение меди к кислотам

1). Испытать действие на медь разбавленных и концентрированных соляной, серной и азотной кислот на холоде и при нагревании. Написать уравнения реакций.

Получение оксида меди (I)

2) К 1—2мл раствора сульфата меди (II) добавить избыток концентрированного раствора щелочи и 1—2мл раствора глюкозы. Смесь хорошо перемешать стеклянной палочкой и нагреть. Наблюдать образование желто-оранжевого осадка, который при более сильном нагревании переходит в красный. Полученный осадок промыть декантацией и оставить для следующего опыта

Свойства оксида меди (I)

3) Оксид меди (I), полученный в опыте 2, поместить в четыре пробирки. Оксид меди (I) в первой пробирке обработать концентрированной серной кислотой. Что происходит? Во вторую пробирку прилить по каплям концентрированную соляную кислоту до растворения появляющегося белого осадка. Каков состав этого осадка? Почему происходит растворение его в избытке соляной кислоты? Оксид меди (I) в третьей и четвертой пробирках растворить в концентрированном растворе аммиака; одну из пробирок плотно закрыть пробкой, другую оставить открытой, обе сильно встряхнуть. Изменится ли цвет раствора? Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций.

Получение галидов меди (I)

4) К раствору хлорида меди (II) прилить 2мл концентрированной соляной кислоты и внести немного медной стружки. Раствор нагревать до тех пор, пока проба раствора, внесенная в пробирку с чистой водой, перестанет окрашивать воду в голубой цвет. Когда реакция закончится, перелить раствор в стакан с 50мл холодной воды. Что наблюдается?

Нагреть 10 мл 20%-ного раствора бромиды меди (II) и добавить раствор сернистого газа. Что выпадает в осадок? Слить одинаковые объемы 1 н. раствора сульфата меди (II) и иодида калия. Как изменяется цвет раствора? Выделившийся иод восстановить, введя в пробирку немного тиосульфата натрия. Каков цвет осадка? Написать уравнения реакций.

Получение и свойства гидроксида меди (II)

5) Получить обменной реакцией гидроксид меди (II). Раствор с

осадком разделить на 4 пробирки. Одну пробирку нагреть, в другую—добавить разбавленной кислоты, в третью—концентрированного раствора щелочи, в четвертую— раствора аммиака. Отметить происходящие изменения. Написать уравнения реакций.

Гидролиз солей меди (II)

6) Испытать лакмусовой бумагой растворы солей меди (II). Написать уравнения реакций гидролиза.

7) К раствору сульфата меди (II) прилить раствор карбоната натрия. Наблюдать образование осадка $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ и выделение газа. Написать уравнение реакции.

СЕРЕБРО

Все остатки препаратов серебра и их растворы сливать в специальную склянку.

Получение оксида серебра

8) К раствору нитрата серебра прибавить раствор щелочи. Отметить цвет осадка. Написать уравнение реакции

Получение галидов серебра

9) В три пробирки налить раствор нитрата серебра и добавить в одну пробирку раствор хлорида натрия, в другую—бромид натрия, в третью—иодида калия. Каковы цвета осадков? Осадок иодида серебра отфильтровать, фильтр с осадком развернуть и выставить на свет. Через некоторое время отметить потемнение осадка. Осадки хлорида и бромид серебра оставить для следующих опытов.

Комплексные соединения серебра

10) Хлорид серебра, полученный в опыте 9, разделить на 2 пробирки: в одну добавить раствор аммиака, в другую— раствор тиосульфата натрия. Наблюдать растворение осадков. Написать уравнения реакций. Какое практическое значение имеет последняя реакция?

ВАРИАНТЫ ЗАДАНИЙ

1) 15, 16 (15), 21

2) 14, 16 (11), 22

3) 13, 16 (8), 26

4) 12, 16 (9), 27

5) 11, 16 (5), 28

6) 10, 16 (6), 30

7) 9, 16 (7), 24

8) 8, 16 (20), 17

9) 7, 16 (19), 18

10) 6, 16 (18), 32

11) 5, 16 (16), 20

12) 4, 16 (17), 31

13) 3, 16 (14), 23

14) 2, 16 (13), 25

15) 1, 16 (21), 19

d-ЭЛЕМЕНТЫ II ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЦИНК, КАДМИЙ, РТУТЬ

1. Электронное строение атомов элементов подгруппы цинка. Степени окисления.

2. Цинк, нахождение в природе, получение и свойства. Коррозионная стойкость цинка, отношение к кислотам и щелочам. Применение цинка.

3. Оксид и гидроксид цинка, получение и свойства. Цинкаты.

4. Соли цинка, их гидролиз. Комплексные соединения цинка.

5. Кадмий. Нахождение его в природе, получение в свободном состоянии. Свойства кадмия и его применение.

6. Коррозионная стойкость кадмия. Отношение его к кислотам.

7. Оксид и гидроксид кадмия. Их свойства. Соли простые и комплексные.

8. Ртуть, нахождение в природе, получение в свободном состоянии. Свойства ртути, ее применение. Амальгамы.

9. Отношение ртути к кислотам.

10. Соединения ртути. Оксиды, их свойства. Соли. Каломель, сулема.

11. Иодиды и цианиды ртути. Комплексные соединения ртути.

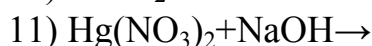
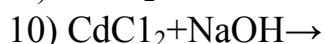
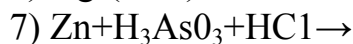
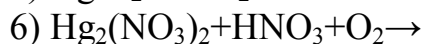
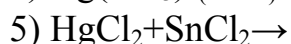
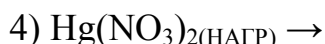
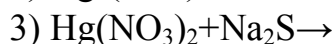
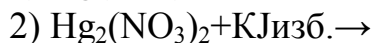
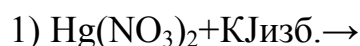
12. Как взаимодействует цинк с растворами: а) аммиака, б) едких щелочей? Напишите уравнения реакций, если указанные растворы взяты в избытке.

13. Почему элементы подгруппы цинка проявляют большую склонность к комплексообразованию, чем элементы подгруппы кальция? Напишите уравнения реакций образования известных вам комплексных соединений цинка, кадмия и ртути.

14. Реакции диспропорционирования солей ртути (I).

15. Окислительные свойства соединений Hg_2^{2+}

16. Составьте уравнения реакций:



- 12) $\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S}_4\text{O}_4 \rightarrow$
13) $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
14) $\text{HgS} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
15) $\text{KNO}_2 + \text{Zn} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \dots$

17. Какое количество технического цинка, содержащего 96% Zn и 27,5% раствора HCl, должно быть израсходовано для получения 1 т 45%-ного раствора хлорида цинка?

18. Написать уравнения реакций, протекающих а) при сплавлении ZnO с KOH, б) при действии на ZnO водного раствора щелочи.

19. Какой объем 8 н. раствора KOH способен прореагировать с 250 г оксида цинка, содержащего 18,6% примесей, не растворяющихся в едких щелочах?

20. Как относятся гидроксиды цинка и кадмия к раствору щелочей и водному раствору аммиака? По отношению к какому реагенту проявляется различие их свойств и в чем оно выражается? Написать уравнения реакций.

21. Сравните E° систем $2\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}_2^{2+}$, $\text{Hg}_2^{2+}/2\text{Hg}$. Что произойдет при добавлении к раствору Hg_2Cl_2 раствора SnCl_2 ?

22. По значениям стандартных электродных потенциалов систем Cu^{2+}/Cu и $\text{Hg}_2^{2+}/2\text{Hg}$ определите, что произойдет при помещении медной пластинки в раствор соединения ртути (I).

23. Какой вывод о термической устойчивости ЭHgl_2 и ЭO можно сделать на основании $\Delta G_{\text{обр}}$ этих соединений?

24. Напишите реакции получения акво-, amino-, гидроксо-, галогено-, цианокомплексов Zn(II) , Cd(II) , Hg(II) .

25. Что следует брать для более полного осаждения сульфида цинка: сероводород или сульфид аммония? Почему?

26. Напишите уравнения гидролиза: а) цинката натрия; б) хлорида цинка.

27. Как взаимодействует ртуть с концентрированной азотной кислотой, если используется а) избыток азотной кислоты; б) избыток ртути?

28. Для очистки металлической ртути от примесей цинка, сурьмы и свинца ртуть взбалтывают с насыщенным раствором сульфата ртути. Напишите ионные уравнения протекающих при этом реакций.

29. Почему соли ртути (I) хранят в склянках, на дне которых находится немного металлической ртути?

30. Напишите уравнения реакций, протекающих при добавлении щелочи в раствор нитрата ртути (II) и нитрата ртути (I). Изменится ли характер реакции, если вместо щелочи использовать водный раствор аммиака?

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

ЦИНК, КАДМИИ

Взаимодействие цинка с кислотами и щелочами

1) В отдельных пробирках испытать действие 2н. соляной, серной и азотной кислот и концентрированной щелочи на цинковую пыль или цинковые опилки. Написать уравнения реакций. Как относится кадмий и ртуть к действию тех же реактивов?

Получение гидроксидов

2) К растворам солей цинка и кадмия прибавить по несколько капель раствора щелочи. Что образуется? Прилить ко всем осадкам избыток щелочи. Какой осадок растворяется? Написать уравнения реакций.

Получение и свойства сульфидов

3) Получить осадки сульфидов цинка и кадмия, действуя раствором сульфида аммония на растворы их солей. Отметить цвет сульфидов. Испытать действие на них соляной кислоты. Пользуясь величинами произведения растворимости, объяснить, почему сульфиды цинка, кадмия и ртути различно реагируют с соляной кислотой.

ПР	ZnS	CdS	HgS
	$4,5 \cdot 10^{-24}$	$3,6 \cdot 10^{-29}$	$3,0 \cdot 10^{-53}$

Гидролиз солей

4) Испытать растворы солей цинка и кадмия лакмусом на холоде и при нагревании. Написать уравнения реакций гидролиза.

Комплексные соединения цинка и кадмия

5) Налить в две пробирки отдельно по 5—6 капель растворов соли цинка и соли кадмия, в каждую пробирку добавить раствор аммиака до образования осадков, а затем до их растворения. Написать уравнения реакций, зная, что координационные числа цинка и кадмия равны четырем.

ВАРИАНТЫ ЗАДАНИЙ

- | | |
|-------------------|---------------------|
| 1) 1, 16 (1), 24 | 9) 9, 16 (9), 24 |
| 2) 2, 16 (2), 30 | 10) 10, 16 (10), 22 |
| 3) 3, 16 (3), 29 | 11) 11, 16 (12), 20 |
| 4) 4, 16 (4), 28 | 12) 12, 16 (11), 21 |
| 5) 5, 16 (5), 27 | 13) 13, 16 (13), 19 |
| 6) 6, 16 (6), 26 | 14) 14, 16 (15), 18 |
| 7) 7, 16 (14), 25 | 15) 15, 16 (7), 17 |
| 8) 8, 16 (8), 23 | |

d-ЭЛЕМЕНТЫ III ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ СКАНДИЙ, ИТРИЙ, ЛАНТАН, АКТИНИЙ

1. Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, получение.
2. Отличие свойств скандия от свойств остальных элементов; близость последних к свойствам лантаноидов.
3. Оксиды и гидроксиды элементов: Получение, их свойства.
4. Важнейшие соединения. Галогениды. Сульфиды. Нитраты. Сульфаты.
5. Характеристика комплексных соединений
6. Применение простых веществ и соединений.

d-ЭЛЕМЕНТЫ IV ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ТИТАН, ЦИРКОНИЙ, ГАФНИЙ

1. Общая характеристика элементов подгруппы титана. Нахождение в природе титана, циркония и гафния. Методы их получения. Применение.
2. Коррозионная стойкость титана, циркония и гафния. Отношение этих металлов к воде, кислотам и щелочам. Напишите уравнения реакций.
3. Оксиды и гидроксиды титана, циркония и гафния, Их получение и свойства.
4. Ионы титанила и цирконила. Соли титанила. Соли цирконила.
5. Титанаты. Их получение. Подвергаются ли эти соли гидролизу?
6. Галиды титана, циркония и гафния. Их свойства. Гидролиз.
7. Приведите примеры комплексных соединений титана, циркония и гафния.
8. Чем объяснить, что гафний значительно меньше отличается по свойствам от циркония, чем цирконий от титана?
9. Напишите уравнения реакций взаимодействия титана, циркония и гафния с «царской водкой».
10. Напишите уравнения гидролиза сульфата титана (IV) и хлорида циркония (IV).
11. Можно ли $TiCl_3$ и $TiCl_4$ растворить в воде? Почему $TiCl_4$ дымит на воздухе?
12. Что представляют собой титановые белила?
13. Составьте уравнения реакций последовательного превращения следующих веществ:



14. При восстановлении гексафторогафната (IV) калия металли-

ческим калием было затрачено 3,13 г металла. Какое количество гафния было при этом затрачено?

15. Сколько процентов циркония содержит минерал циркон?

d-ЭЛЕМЕНТЫ V ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ВАНАДИЙ, НИОБИЙ, ТАНТАЛ

1. Общая характеристика элементов подгруппы ванадия. Нахождение элементов в природе. Свойства простых веществ. Получение и применение металлических ванадия, ниобия и тантала.

2. Оксиды ванадия, ниобия, тантала. Их получение, свойства.

3. Галогениды и оксогалогениды элементов (IV) и (V), их свойства, химическая связь.

4. Ванадаты, ниобаты, танталаты. Их получение и свойства. Оксованадиевые ионы.

5. В чем можно растворить ванадий, ниобий, тантал.

6. Ванадиевую кислоту можно получить окислением ванадия азотной кислотой. Составьте уравнения реакции, принимая, что азотная кислота восстанавливается до оксида азота (II).

7. Сульфат ванадила $(VO)_2(SO_4)_3$ получается растворением оксида ванадия (V) в серной кислоте. Составьте уравнение реакции.

8. При прибавлении цинка к подкисленному серной кислотой раствору ванадата аммония происходит постепенное изменение окраски раствора от желтой через синюю и зеленую к фиолетовой. Это связано с постепенным восстановлением ванадия водородом в момент выделения. Считая, что в первой стадии образуется VO_2 , во второй — $V_2(SO_4)_3$, в третьей — VS_4 , составьте молекулярные и ионные уравнения реакций для каждой стадии.

f-ЭЛЕМЕНТЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЛАНТАНОИДЫ

1. Электронная структура атомов лантаноидов. Их положение в периодической системе.

2. Каковы валентные возможности лантаноидов?

3. Как изменяются ионные радиусы в ряду $Ce^{3+}—Lu^{3+}$? Чем обусловлено лантаноидное сжатие?

4. В чем сущность внутренней периодичности в ряду лантаноидов?

5. Нахождение лантаноидов в природе. Получение их в свободном состоянии. Принципы разделения редкоземельных элементов.

6. Чем объясняются близкие химические свойства лантаноидов?

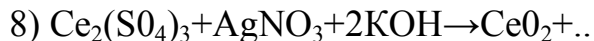
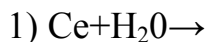
7. Коррозионная стойкость лантаноидов. Их отношение к кислотам, воде и щелочам.

8. Оксиды и гидроксиды лантаноидов. Их свойства, отношение к кислотам и щелочам.

9. Соли лантаноидов, их получение и растворимость в воде

10. Применение лантаноидов и их соединений.

11. Составьте уравнения реакций:



АКТИНОИДЫ

1. Положение актиноидов в периодической системе. Электронная структура их атомов.

2. Изменение атомных и ионных радиусов и устойчивых степеней окисления в семействе актиноидов.

3. Охарактеризуйте черты сходства и различия актиноидов и лантаноидов.

4. Торий. Нахождение тория в природе. Свойства тория, Отношение его к воздуху, воде, кислотам и щелочам. Важнейшие соединения тория. Применение тория и его соединений.

5. Уран. Нахождение урана в природе. Свойства урана Отношение его к воздуху, воде, кислотам и щелочам. Оксиды урана. Соли урана. Урановая кислота и уранаты (VI). Соли уранила. Применение урана и его соединений.

6. Составьте уравнения реакций:

