

541  
С25  
5

Федеральное агентство по образованию  
Государственное образовательное учреждение высшего  
профессионального образования  
Нижегородский Государственный Технический  
Университет  
Кафедра "Общая и неорганическая химия"

## Свойства d-элементов

Методические указания  
для проведения практических и лабораторных занятий  
по курсу общей и неорганической химии  
(Выпуск 2)

Для студентов специальностей 2500300, 070100, 120800, 120300  
всех форм обучения

Нижегород, 2007

Составители: Л.Н. Четырбок, Г.А. Паничева, Л.А. Смирнова,  
Г.Ф. Володин, В.И. Наумов

УДК 54 (07)

Свойства d-элементов: метод. указания для практических и лабораторных занятий по курсу общей и неорганической химии для студентов специальностей 2500300, 070100, 120800, 120300 всех форм обучения/ НГТУ; сост.: Л.Н. Четырбок, Г.А. Паничева и др. Н.Новгород, 2007 - 46 с.

М  
вкл 541

С 25

Бр.

...ие "Свойства d-элементов"  
ной теме, а также описание

Шошнов Н. 09-А-2 4.09.09

84 1/16. Бумага газетная.  
Тираж 500 экз. Заказ 94.

еский университет.  
Новгород, ул. Минина, 24.

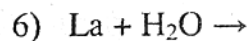
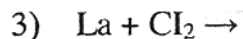
БР

дский государственный  
ский университет, 2007

## d-элементы III группы

### Вопросы и задачи

1. Составьте электронные формулы атомов элементов III-B группы, укажите валентные электроны и распишите их по атомным орбиталиям. Что общего и отличного в строении элементов III-A и III-B групп?
2. Какие степени окисления характерны для d-элементов III-B группы? Как объяснить, что у лантаноидов и актиноидов степени окисления могут быть выше номера группы (выше трех)?
3. С учетом стандартных электродных потенциалов ( $E^0_{\text{Э}^{3+}/\text{Э}}$ ), соответственно равных для скандия, иттрия, лантана и актиния -2,08; -2,25; -2,37; -2,60В, рассмотреть отношение этих металлов к воде и кислотам. Почему не все рассматриваемые металлы достаточно активно растворяются в воде при обычной температуре? Можно ли получить металлический лантан путем электролиза водного раствора его соли?
4. Какие выводы можно сделать о свойствах скандия, если  $\text{Sc}^{3+} + 3e = \text{Sc}$ ,  $E^0 = -2,08 \text{ В}$ ?
5. Как относятся металлы подгруппы скандия к водороду? Сравнить структуру и свойства гидридов алюминия, галлия и лантана. В чем проявляется существенное различие свойств гидридов алюминия и лантана?
6. Почему из водных растворов нельзя получить карбонат алюминия, но можно получить карбонат скандия?
7. Чем обусловлены высокие значения координационных чисел атомов d-элементов III группы в комплексных соединениях? Сравнить координационные числа В(3,4); Al(4,6); Sc, Y, La(4,6,7,8,9).
8. Сравнить гидролизуемость солей:  $\text{ScCl}_3$  и  $\text{LaCl}_3$ ;  $\text{ScCl}_3$  и  $\text{Na}_3[\text{Sc}(\text{OH})_6]$ .
9. Закончить уравнения реакций:
  - 1)  $\text{Sc} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
  - 2)  $\text{Y} + \text{HCl} \rightarrow$
  - 4)  $\text{La} + \text{N}_2 \rightarrow$
  - 5)  $\text{La}_2\text{O}_3 + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$

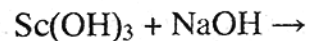


10. Являются ли электронными аналогами ионы:  $\text{Al}^{3+}$  и  $\text{Sc}^{3+}$ ;  $\text{Sc}^{3+}$  и  $\text{Ga}^{3+}$ ;  $\text{Sc}^{3+}$  и  $\text{Y}^{3+}$ ?

11. Почему зависимость свойств от порядкового номера элемента является плавной в ряду  $\text{V} - \text{Al} - \text{Sc} - \text{Y} - \text{La}$  и претерпевает резкое изменение при переходе от  $\text{Al}$  к  $\text{Ga}$ ?

12. Как изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов в ряду  $\text{Sc}(\text{OH})_3 - \text{La}(\text{OH})_3$ ?

13. Запишите реакцию взаимодействия



учитывая, что координационное число атомов скандия равно 6.

14. Написать уравнение реакции растворения скандия в разбавленной азотной кислоте, учитывая, что последняя восстанавливается до нитрата аммония. Сколько граммов азотной кислоты потребуется для растворения: а) 1 моля; б) 180 г скандия?

15. Составить формулы комплексных ионов, в которых комплексообразователем с координационным числом 6 является ион  $\text{Sc}^{3+}$ , а лигандами: а) ионы  $\text{F}^-$ ; б) молекулы  $\text{H}_2\text{O}$ ; в) ионы  $\text{OH}^-$ .

Написать уравнения диссоциации и выражения констант нестойкости комплексных ионов.

### d-элементы IV группы

16. Составьте электронные формулы атомов элементов IV-B группы, укажите валентные электроны и распишите их по атомным орбиталям. Что общее и отличное в строении элементов IV-A и IV-B групп?

17. Какие степени окисления и координационные числа характерны для d-элементов IV-B группы? Примеры.

18.  $E_{\text{Ti}^{0}/\text{Ti}^{2+}}^0 = -1,63 \text{ В}$ . Чем же объясняется высокая противокоррозионная стойкость титана?

19. В чем причина близости атомных и ионных радиусов циркония и гафния?

20. Чем объяснить, что соединения титана в низших валентных состояниях более устойчивы, чем аналогичные соединения циркония и гафния?

21. Как объяснить, что цирконий и гафний, имеющие сравнительно невысокие значения первых ионизационных потенциалов и отрицательные значения стандартных электродных потенциалов, в обычных условиях химически инертны и коррозионно устойчивы?

22. Какие физические и химические свойства титана и циркония обуславливают их сравнительно широкое использование?

23. При каких условиях титан, цирконий и гафний могут взаимодействовать с галогенами, кислородом, серой, углеродом, азотом? Написать уравнения соответствующих реакций с участием циркония.

24. Какой из металлов, относящийся к подгруппе титана, растворяется в концентрированных соляной и серной кислотах? Записать уравнения реакций.

25. Чем объяснить, что в главной подгруппе IV группы характерно усиление тенденции к переходу  $\text{Э}^{+4} \rightarrow \text{Э}^{+2}$  с ростом порядкового номера элемента, а в побочной подгруппе - переходу  $\text{Э}^{+2} \rightarrow \text{Э}^{+4}$ ?

26. Для какого оксида  $\text{TiO}$  или  $\text{TiO}_2$  характерны амфотерные свойства? Приведите уравнения соответствующих реакций.

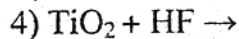
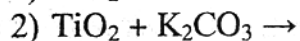
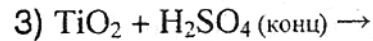
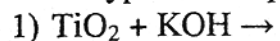
27. Докажите с помощью химических реакций амфотерный характер оксида титана (IV). Учтите, что со щелочами процесс идет при сплавлении, а с кислотами образуются оксосоли. Составьте уравнения реакций.

28. Как изменяются основные свойства гидроксидов в ряду  $\text{Ti} - \text{Hf}(\text{IV})$ ?

29. Приведите формулы ортотитановой и метатитановой кислот. Сильными или слабыми являются данные кислоты? Подвергаются ли их соли гидролизу?

30. Как изменяются основные свойства и окислительная активность оксидов ЭО<sub>2</sub> в ряду элементов Ti – Hf?

31. Закончите уравнения реакций:



32. Как изменится кислотно-основной характер, устойчивость и окислительно-восстановительные свойства в ряду  $Ti(OH)_2 - Ti(OH)_3 - TiO_2 \cdot nH_2O$ ?

33. Записать стадии гидролиза  $TiCl_4$ . Почему хлорид титана (IV) сильно дымит на воздухе? Какие меры предосторожности следует соблюдать, вливая тетрахлорид титана в воду?

34. Разберите йодидный способ получения титана. Почему в этом случае металл получается высокой степени чистоты?

### Лабораторная работа

#### Опыт 1. Взаимодействие титана с разбавленными кислотами

В пробирку с 2-3 мл разбавленной серной кислоты внесите немного порошка титана и нагрейте осторожно на слабом пламени 5-6 мин. Наблюдайте выделение водорода. Дайте осесть нерастворившемуся титану и отметьте появление фиолетовой окраски раствора, характерной для иона титана  $Ti^{3+}$ . Напишите уравнение реакции.

#### Опыт 2. Депассивация титана в присутствии фторид-ионов

На порошок титана подействуйте разбавленной уксусной кислотой. Обратите внимание на отсутствие взаимодействия. Добавьте в пробирку немного  $NH_4F$ . Объясните наблюдаемое.

#### Опыт 3. Получение гидроксида титана (III)

Внесите в пробирку 2-3 капли раствора соли титана (III), полученной в опыте 1, и добавьте гидроксида натрия до выпадения осадка. Каков цвет выпавшего осадка гидроксида титана (III)? Оставьте полученный осадок  $Ti(OH)_3$  на некоторое время в открытой пробирке, осторожно

перемешивая его стеклянной палочкой, и наблюдайте побледнение лилового цвета осадка.

Напишите уравнения реакций получения тригидроксида титана из сульфата титана (III)  $Ti_2(SO_4)_3$  и окисления его кислородом воздуха до тетрагидроксида титана. Какая степень окисления более характерна и устойчива для титана?

#### Опыт 4. Восстановительные свойства соединений титана

Внесите в пробирку несколько капель раствора соли титана(III), полученной в опыте 1, и приливайте к нему по каплям раствор  $KMnO_4$ . Объясните наблюдаемое. Напишите уравнение реакции  $Ti_2(SO_4)_3$  с  $KMnO_4$ . Учтите, что реакция протекает в кислой среде. Какие продукты получаются?

#### Опыт 5. Получение и исследование свойств тетрагидроксида титана

В три пробирки внесите по 3-5 капель раствора сульфата титана (IV)  $Ti(SO_4)_2$  и 4н раствора гидроксида натрия. Отметьте цвет выпавшего осадка гидроксида титана (IV) и напишите уравнение реакции его образования. В первую пробирку добавьте еще 5-6 капель 4н раствора гидроксида натрия, во вторую – столько же 4н раствора серной кислоты. В обеих ли пробирках растворился гидроксид титана (IV)? Напишите уравнение реакции для случая растворения осадка.

Гидроксид титана (IV) амфотерен, но в разбавленных растворах щелочей практически не растворяется, так как кислотные свойства у него выражены очень слабо.

Содержимое третьей пробирки прокипятите осторожно 3-4 мин, охладите, и снова проверьте растворимость осадка в 4н растворе серной кислоты. Нерастворимость его объясняется тем, что первоначально выпала титановая орто-кислота  $H_4TiO_4$  (или основание  $Ti(OH)_4$ ), которая при кипячении переходит в титановую мета-кислоту  $H_2TiO_3$  (или  $TiO(OH)_2$  –дигидроксид оксотитана (IV)), нерастворимую в кислотах.

### Опыт 6. Восстановление солей титана (IV)

В пробирку налейте 10 капель раствора сульфата или хлорида титана (IV), добавьте такое же количество 2н раствора соляной кислоты и внесите маленький кусочек цинка. Через некоторое время раствор окрашивается в фиолетовый цвет, характерный для иона  $Ti^{3+}$ . Слейте фиолетовый раствор в другую пробирку и наблюдайте его обесцвечивание. Напишите уравнение реакции восстановления соли титана (IV).

### d-элементы V группы

35. Составьте электронные формулы атомов элементов V-B группы, укажите валентные электроны и распишите их по атомным орбиталям. Что общее и отличное в электронном строении элементов V-A и V-B групп?

36. Чем обусловлена близость атомных и ионных радиусов ниобия и тантала?

37. Какие степени окисления наиболее характерны для ванадия, ниобия и тантала? Как изменяется устойчивость высшей степени окисления в ряду V – Nb – Ta ?

38. Коррозионная стойкость ванадия, ниобия, тантала. Отношение металлов к воде, кислотам и щелочам.

39. Какой из галидов целесообразнее использовать для получения ванадия термическим разложением соединения, если

	$VF_2(к)$	$VCl_2(к)$	$VB_2(к)$	$VI_2(к)$
$\Delta G^0_{298}, \text{кДж/моль}$	-707	-439	-389	-264

40. Как изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов в ряду  $VO - V_2O_3 - VO_2 - V_2O_5$ ? Как изменяется кислотная активность высших оксидов  $\text{E}_2\text{O}_5$  в подгруппе ванадия?

41. Записать уравнения реакций взаимодействия ванадия с кислородом, галогенами, серой, азотом и водяным паром.

42. Кислотные или основные свойства проявляет  $VCl_3$  при взаимодействии с  $CsCl$  ? Какое соединение при этом образуется?

43. Как объяснить изменение устойчивости соединений в ряду  $Na_3VCl_6 - K_3VCl_6 - Rb_3VCl_6 - Cs_3VCl_6$ ? Энтальпии образования этих соединений из бинарных хлоридов

	$Na_3VCl_6$	$K_3VCl_6$	$Rb_3VCl_6$	$Cs_3VCl_6$
$\Delta H^0_{298}$	-26,5	-60,2	-82,8	-86,6
кДж/моль				

44. Почему, несмотря на отрицательные значения электродных потенциалов, V, Nb, Ta не взаимодействуют при обычных условиях с водой и разбавленной серной кислотой?

45. Почему V, Nb, Ta легче всего растворяются во фтористоводородной и концентрированной серной кислотах?

46. Написать уравнения реакций растворения ниобия и тантала в смеси кислот ( $HF$  с  $HNO_3$ ). Какой объем газа (н.у.) образуется при взаимодействии 1-го моля каждого металла?

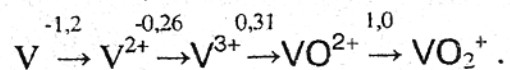
47. Вычислить  $\Delta G^0_{298}$  разложения  $NH_4VO_3(к)$  с образованием оксида ванадия (V) и газообразных  $NH_3$  и  $H_2O$ , если  $\Delta G^0_{298}$  образования данных веществ соответственно равны (кДж/моль): -1428 ( $V_2O_5$ ), -16,7 ( $NH_3$ ), -228,8 ( $H_2O$ ), -1271 ( $NH_4VO_3$ ). Какие условия необходимы для протекания процесса? При какой температуре парциальное давление газообразных продуктов разложения равно 101,3кПа?

48. Определите тепловой эффект реакции получения ванадия из оксида  $V_2O_5$  алюмотермическим методом. Стандартные энтальпии образования  $V_2O_5$  и  $Al_2O_3$  равны соответственно -1050 и -1676 кДж/моль.

49. Ванадиевую кислоту можно получить окислением ванадия азотной кислотой. Написать уравнение реакции, принимая, что азотная кислота восстанавливается до оксида азота (II).

50. Что можно сказать об отношении ванадия к: а) кислороду, б) воде, в) щелочи, г) серной и азотной кислотам. Напишите уравнения соответствующих реакций.

51. Даны стандартные потенциалы (В) следующих превращений:



Какая из приведенных частиц проявляет наиболее сильные окислительные, а какая - наиболее сильные восстановительные свойства?

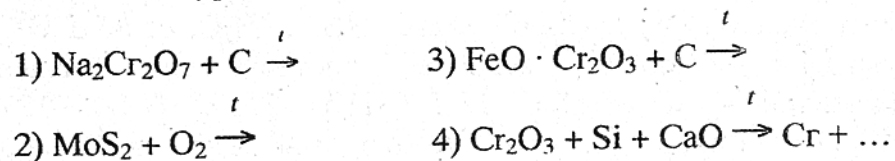
### d-элементы VI группы

52. Какие степени окисления проявляют Cr, Mo, W? Как в ряду Cr – Mo – W изменяется способность элементов переходить в состояние высшей степени окисления?

53. Что такое феррохром, ферромolibден и ферровольфрам и как их получают в промышленности?

54. Запишите процессы, протекающие на угольных электродах при электролизе водного раствора CrO<sub>3</sub> с добавкой серной кислоты.

55. Запишите уравнения реакций:



56. Известно, что окраска растворов соединений хрома (II) при стоянии на воздухе меняется. Чем это объясняется? Запишите уравнение протекающей реакции.

57. Почему подкисленный соляной кислотой раствор CrCl<sub>2</sub> используют для поглощения кислорода? Для обоснования ответа приведите значения окислительно-восстановительных потенциалов соответствующих систем.

58. Составьте уравнение реакции получения Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> термическим разложением (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>. Какова роль энтальпийного и энтропийного факторов в протекании этого процесса?

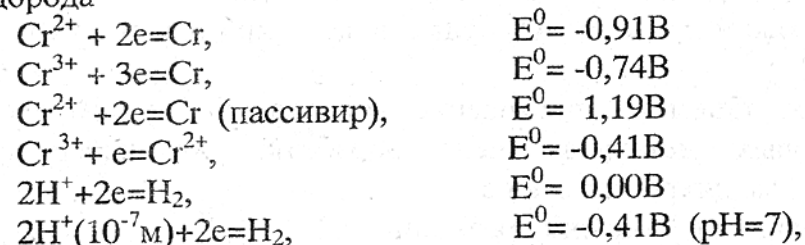
59. Чем обусловлена близость атомных и ионных радиусов молибдена и вольфрама?

60. Используя справочные данные, определить, в какой области температур становится термодинамически возможной реакция восстановления углем оксида молибдена (VI).

61. Написать реакции, протекающие на угольных электродах при электролизе водных растворов CrCl<sub>3</sub> и Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>. Рассчитать теоретическое напряжение разложения данных электролитов.

62. Как объяснить повышение температур плавления и кипения, а также теплот сублимации в ряду металлических хрома, молибдена и вольфрама (тип решетки металлов одинаковый)?

63. Объяснить, учитывая стандартные потенциалы хрома и водорода



почему хром в обычных условиях нерастворим в воде, а при его растворении в кислотах с выделением водорода вначале образуются соединения Cr (II), а не Cr (III)?

64. Объяснить причину пассивирования хрома азотной кислотой; "царской водкой"; при анодном окислений; под действием кислорода при комнатной температуре. Почему хром не пассивируется в смеси азотной и плавиковой кислот? Почему пассивацию можно предотвратить с помощью вибрации, ультразвука и механической очистки поверхности?

65. Как относятся хром, молибден, вольфрам к щелочам? Какие реакции происходят при сплавлении этих металлов с окислительно-щелочными смесями (KNO<sub>3</sub>+KOH; KClO<sub>3</sub>+KOH; NaNO<sub>3</sub>+Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>)? Записать уравнения реакций.

66. Как изменяются кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства в рядах оксидов и гидроксидов хрома: CrO – Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – CrO<sub>3</sub>; Cr(OH)<sub>2</sub> – Cr(OH)<sub>3</sub> – H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>?

67. Как изменяется сила кислот и их устойчивость в ряду хромовая – вольфрамовая кислоты? Объяснить характер этого изменения.

68. Почему свежеполученный гидратированный оксид хрома (III) химически более активен, чем прокаленный?

69. Какой из ионов  $\text{Cr}^{2+}$ ,  $\text{Mo}^{2+}$ ,  $\text{W}^{2+}$  более энергично восстанавливает воду? Привести уравнения соответствующих реакций.

70. Взаимодействует или нет оксид хрома (III) с  $\text{NaOH}$  в водном растворе и при сплавлении.

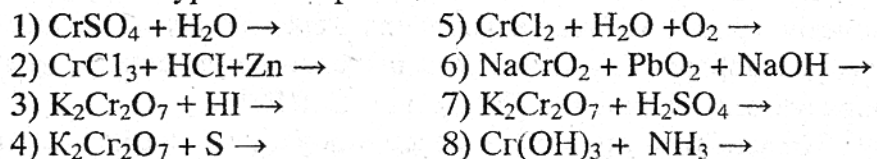
71. Учитывая, что  $\text{Mo}(\text{OH})_3$  – сильный восстановитель, запишите реакцию взаимодействия этого гидроксида с водой.

72. Объясните, почему водные растворы хроматов имеют щелочную реакцию, а дихроматов – кислую.

73. В какой среде могут существовать хромат- и дихромат-ионы?

74. Как объяснить повышение коррозионной устойчивости некоторых металлов после обработки их поверхности раствором дихромата калия?

75. Закончить уравнения реакций:



76. Рассмотреть возможные реакции при действии на хромат калия растворов соляной и серной кислот.

77. Объясните следующие наблюдения и напишите уравнения реакций:

При добавлении к раствору соединения  $\text{Cr}$  (III) щелочи выделяется серо – синий осадок, который действием избытка щелочи переводится в раствор зеленого цвета. Добавление к последнему брома при нагревания меняет его окраску на желтую.

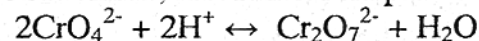
Действие на желтый раствор разбавленной кислоты переводит окраску в оранжевую. Если затем прилить

сероводородной воды, появляется желтый осадок, а раствор становится зеленого цвета.

78. Почему окислительные свойства хромат-ионов в кислой среде выражены сильнее, чем в щелочной и нейтральной? Почему окисление соединений хрома (III) относительно легко протекает в щелочной среде, а в кислой среде оно проходит под действием наиболее сильных окислителей?

79. Написать возможные координационные формулы соединения  $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Почему водные растворы трихлорида хрома могут иметь разную (фиолетовую или зеленую) окраску?

80. Объяснить, как влияет на равновесие



увеличение pH среды.

81. Сравнить гидролизуемость соединений хрома:  $\text{CrCl}_2$  и  $\text{CrCl}_3$ ;  $\text{NaCrO}_2$  и  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ ;  $\text{CrCl}_3$  и  $\text{NaCrO}_2$ ;  $\text{CrCl}_3$  и  $\text{CrO}_2\text{Cl}_2$ .

82. Почему ион  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  в водном растворе устойчив лишь в присутствии избытка аммиака и соли аммония? Что происходит в их отсутствие? Написать уравнение соответствующей реакции.

83. Какой осадок выпадает при сливании растворов дихромата калия и нитрата серебра?

84. Пользуясь значениями окислительно-восстановительных потенциалов соответствующих систем, оценить возможность протекания реакции при сливании растворов соединений хрома (VI) и серы (IV); при пропускании хлора через раствор соединений хрома (III). Составить уравнения реакций.

85. Для получения гидроксида хрома (III) рекомендуют осаждать его из разбавленных растворов небольшим избытком щелочи. Какие осложнения могут возникнуть, если не придерживаться данной рекомендации? Можно ли в качестве осадителя использовать раствор аммиака?

86. Объясните, почему хром, имея сравнительно высокий отрицательный потенциал, устойчив в атмосферных условиях и не взаимодействует с водой.

87. Почему хром в холодной соляной кислоте растворяется не сразу, а при нагревании раствора реакция идет с заметной скоростью? Напишите уравнения соответствующих реакций.

88. Оксид хрома (III). Способы его получения. Химические свойства  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ . Объясните возможность протекания реакций взаимодействия  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  с растворами  $\text{HCl}$  и  $\text{NaOH}$ .

89. Гидроксид хрома (III). Его получение и свойства. Амфотерность гидроксида хрома (III).

90. Напишите формулы гидроксидов хрома со степенью окисления +2, +3, +6. Какие свойства для них характерны (основные, кислотные, амфотерные)? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

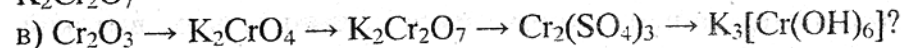
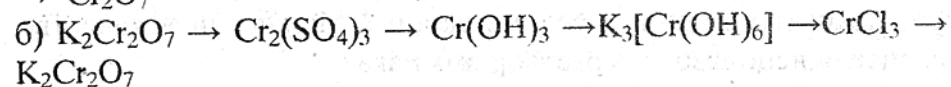
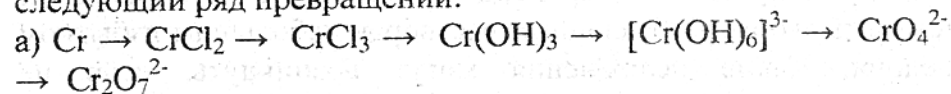
91. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций взаимодействия гидроксида хрома (III): а) с раствором серной кислоты; б) с раствором гидроксида калия.

92. Как получить из гидроксида хрома (III): а) хромит калия; б) хромат калия? Написать соответствующие уравнения реакций.

93. Напишите уравнения реакций перехода:

- а) сульфата хрома (III) в дихромат калия;
- б) хромата калия в хлорид хрома (III);
- в) дихромата калия в хромат калия;
- г) хромита калия в дихромат калия;
- д) хромата натрия в хромит натрия;
- е) сульфата хрома (III) в хромит натрия.

94. С помощью каких реакций можно осуществить следующий ряд превращений:



95. Охарактеризуйте свойства хрома, указав: а) его положение в периодической системе и строение атома; б) отношение металлического хрома к воздуху, воде и кислотам.

96. Способы промышленного получения хрома.

## Лабораторная работа

### Опыт 1. Получение оксида хрома (III) и его свойства (Опыт проводить в вытяжном шкафу!)

3 - 5 г (приблизительно 1 чайная ложка) дихромата аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  насыпьте конусом на керамическую плитку или кусок асбеста. Зажженной лучиной или бумажным жгутом нагрейте соль до начала реакции, сопровождающейся саморазогревом массы.

Объясните наблюдаемое: саморазогрев массы, выделение газов и изменение окраски. Напишите уравнение реакции.

### Опыт. Кислотно-основные свойства гидроксида хрома (III)

К 1-2 мл раствора соли хрома (III) прибавьте по каплям раствор щелочи. Полученную взвесь гидроксида хрома (III) разделите на две пробирки и испытайте отношение к кислотам и щелочам (щелочной раствор гидроксида оставить для следующего опыта). Сделайте вывод о характере гидроксида хрома (III).

### Опыт 3. Гидролиз солей хрома (III)

а) Полученный в опыте 2 раствор хромата (III) прокипятите. Объясните образование осадка гидроксида хрома (III). Запишите уравнение реакции.

б) Измерьте рН-метром рН водных растворов  $\text{CrCl}_3$  и  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$  при комнатной температуре и при нагревании. Объясните наблюдаемое.

в) Экспериментально проверьте возможность получения  $\text{Cr}_2\text{S}_3$  и  $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$  по обменным реакциям в растворе. Объясните наблюдаемое.

### Опыт 4. Влияние природы лигандов на окраску комплексов хрома (III)

а) К раствору  $\text{CrCl}_3$  прилейте насыщенный раствор  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и раствор аммиака. Объясните изменение окраски раствора.

б) Фиолетовый раствор гексааквохлорида хрома (III) (водный раствор  $\text{CrCl}_3$ ) нагрейте до изменения окраски.



Объясните постепенное изменение цвета раствора при его охлаждении. Укажите окраску водных растворов комплексных соединений-изомеров состава  $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ :  
 $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3 \leftrightarrow [\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow [\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

### Опыт 5. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (III)

а) К 2-3 мл раствора соли хрома (III) добавьте такой же объем концентрированной  $\text{HCl}$  и 1-2 гранулы цинка. Выделяющийся водород восстанавливает  $\text{Cr}^{3+}$  до  $\text{Cr}^{2+}$  и изменяет цвет раствора. Для предотвращения окисления хрома (II) кислородом воздуха в пробирку добавьте 2 - 3 мл бензола или толуола. Запишите уравнения реакций.

б) К 2-3 мл раствора хромата (III) натрия прибавьте равный объем раствора  $\text{NaClO}$  и нагрейте до кипения. Что наблюдается? Запишите уравнение реакции.

в) К 2-3 мл раствора хромата (III) натрия добавьте 2 мл 3%-го раствора перекиси водорода. Обратите внимание на изменение цвета раствора.

### Опыт 6. Смещение химического равновесия между хромат (VI) и дихромат (VI)-ионами

а) К раствору  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  прилейте разбавленную кислоту, а к раствору  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  щелочь. Объясните наблюдаемое.

б) К растворам хромата (VI) и дихромата (VI) калия в отдельных пробирках прилейте несколько капель раствора  $\text{BaCl}_2$ . Объясните наблюдаемое. Учтите, что  $\text{BaCrO}_4$  (желтого цвета) и  $\text{BaCr}_2\text{O}_7$  (коричневого цвета) отличаются растворимостью. Запишите уравнения реакций.

### Опыт 7. Окислительные свойства соединений хрома (VI)

а) К раствору  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , подкисленному разбавленной серной кислотой, прилейте раствор  $\text{NaNO}_2$  или  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Смесь слегка нагрейте. Запишите уравнения реакций.

б) К раствору  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  прилить раствор  $\text{Na}_2\text{S}$ . Объясните наблюдаемое. Запишите уравнение реакции.

## d-элементы VII группы

97. Учитывая электронную структуру атомов, их радиусы и ионизационные потенциалы, а также наиболее характерные валентные состояния, сделайте вывод о том, к какому из элементов, марганцу или рению, ближе по химическим свойствам технеций.

98. Сравните ионы, образуемые марганцем в разном валентном состоянии, по их склонности к участию в следующих химических превращениях в водном растворе: гидролиз; восстановление в кислой среде; окисление в щелочной среде; диспропорционирование; переход в щелочной среде катионов в анионную форму.

99. Используя значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, сделайте вывод о возможности окисления металлического марганца до марганцевой кислоты под действием азотной кислоты.

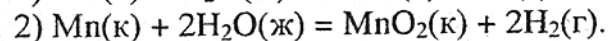
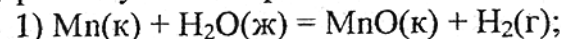
100. Промышленные способы получения марганца.

101. Какова химическая активность марганца? Напишите уравнения реакций с элементарными окислителями: серой, азотом, кислородом и др.

102. Запишите ряд оксидов и гидроксидов, соответствующих каждой степени окисления марганца. Укажите, как изменяются свойства и характер этих соединений с увеличением степени окисления марганца.

103. Напишите формулы гидроксидов марганца, проявляющих: а) основные свойства; б) амфотерные; в) кислотные. Чем объяснить различия в их свойствах?

104. Оценить термодинамическую возможность протекания в стандартных условиях реакций:



105. Как изменяется устойчивость высших степеней окисления в ряду

Mn – Tc – Re?

106. Какое соединение в большей степени проявляет окислительные свойства  $\text{HMnO}_4$  или  $\text{HReO}_4$ ? Приведите объяснение.

107. Какие оксиды получаются при нагревании на воздухе марганца, технеция и рения?

108. Как относятся металлический рений к соляной, серной и азотной кислотам?

109. Как объяснить, что  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  более легкоплавко (в обычных условиях жидкость), чем  $\text{MnO}$  и  $\text{MnO}_2$  (оба твердые вещества)?

110. Почему окислительные свойства  $\text{MnO}_2$  выражены сильнее в кислой среде, чем в щелочной?

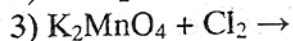
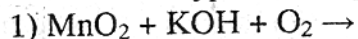
111. Какой продукт получится, если к раствору хлорида марганца (II) добавить раствор щелочи, взятый в недостатке; в избытке? Будут ли различаться продукты, если осаждение вести на воздухе и в инертной атмосфере?

112. Может ли  $\text{KMnO}_4$  окислить в растворе  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  до  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ?

113. Почему аммиачный комплекс марганца (II) получается только при действии сухого аммиака на твердую соль марганца? Что происходит при пропускании аммиака через раствор соли марганца (II)?

114. Запишите реакции разложения  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ;  $\text{HMnO}_4$ ;  $\text{H}_2\text{MnO}_4$ ;  $\text{KMnO}_4$ .

115. Закончить уравнения реакций:

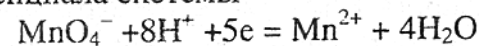


116. Какие продукты получаются при действии на перманганат калия концентрированных серной и соляной кислот? Написать уравнения реакций.

117. Используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы, сравнить окислительную

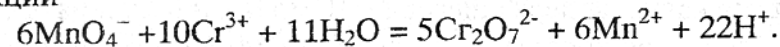
способность перманганата в кислой, нейтральной и щелочной средах. В какой среде перманганат-ионы способны окислять хлорид-ионы?

118. Вычислить значение окислительно-восстановительного потенциала системы

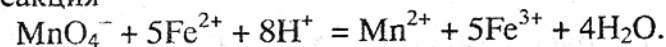


в растворе с  $\text{pH}=1$ ,  $[\text{MnO}_4^-]=[\text{Mn}^{2+}]=1$  моль/л.

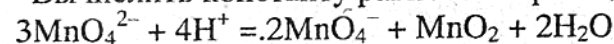
119. Используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы, определить направление реакции



120. Вычислить константу равновесия и оценить, обратима ли реакция

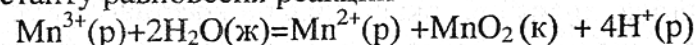


121. Вычислить константу равновесия реакции



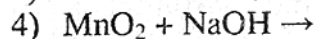
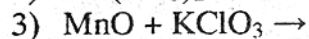
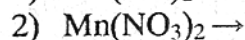
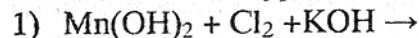
в стандартных условиях. Учитывая её величину, сделайте вывод об устойчивости манганатов в кислой среде.

122. По стандартным электродным потенциалам вычислить константу равновесия реакции

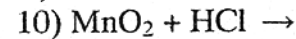
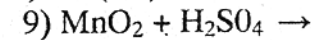
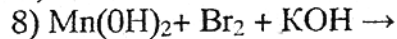
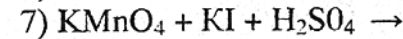
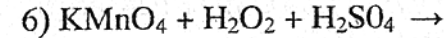
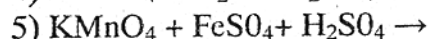
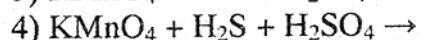
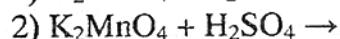
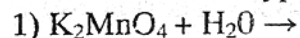


и оцените склонность ионов  $\text{Mn}^{3+}$  к диспропорционированию в кислой среде.

123. Закончите уравнения реакций:



124. Закончите уравнения реакций:



125. В каком валентном состоянии атомы марганца в наибольшей мере склонны к образованию ионных связей?

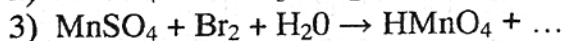
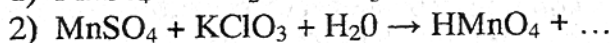
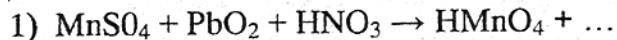
126. Какую среду имеют водные растворы  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{Mn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ,  $\text{K}_2\text{MnO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$ ?

127. Приведете схему гальванического элемента, составленного из электродов:  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{H}^+$ / Pt и  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ / Pt. Запишите уравнение токообразующей реакции.

128. Вычислите нормальность 0,1М раствора перманганата калия, используемого для окисления сульфида натрия в кислой, нейтральной и щелочной средах.

129. Какой объем 0,2М раствора перманганата калия потребуется для полного окисления в нейтральной среде сульфита калия, содержащегося в 10 мл 0,2 н раствора  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ?

130. По величинам окислительно-восстановительных потенциалов оцените возможность протекания следующих реакций:



131. Указать наиболее вероятный продукт, образующийся при окислении ионов  $\text{Mn}^{2+}$  в кислой среде под действием ионов  $\text{BrO}_3^-$ .

132. Используя значения окислительно-восстановительных потенциалов, оцените, в какой среде, кислой или щелочной,  $\text{MnO}_2$  легче получить из производных марганца (II); в какой среде  $\text{MnO}_2$  легче окислить.

133. Чем объяснить, что устойчивость галогенидов марганца понижается по мере увеличения его степени окисления? Сравнить: Mn (II) – известны и устойчивы все галогениды типа  $\text{MnX}_2$ ; Mn (III) – получен только  $\text{MnF}_3$ , который легко разлагается; Mn (IV) –  $\text{MnCl}_4$  и  $\text{MnF}_4$  (легко разлагаются); Mn (V) – галогениды неизвестны. В то же время известны  $\text{ReX}_4$ ,  $\text{ReX}_5$ ,  $\text{ReX}_6$ ,  $\text{ReX}_7$ .

## Лабораторная работа

### Опыт 1. Получение и свойства гидроксида марганца (II)

Получите  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  по обменной реакции. Отметьте его цвет. Разделите осадок на две части. Испытайте его отношение к кислотам и щелочам.

### Опыт 2. Восстановительные свойства соединений марганца (II)

а) Полученный по обменной реакции гидроксид марганца(II) оставьте на некоторое время на воздухе. Отметьте изменение его цвета. Запишите уравнение реакции.

б) К полученному гидроксиду марганца (II) добавьте 1-2 мл пероксида водорода. Что происходит? Напишите уравнение реакции.

в) К 1-2 мл раствора соли марганца (II) добавьте несколько капель раствора сульфида натрия. Выпадает осадок сульфида марганца (II). Отметьте изменение цвета осадка после его выдерживания на воздухе. Запишите уравнение реакции.

### Опыт 3. Окислительные свойства оксида марганца (IV)

а) В пробирку налейте 1 мл 10%-го раствора  $\text{NaCl}$  и 2 мл концентрированной серной кислоты. Прибавьте несколько кристалликов оксида марганца (IV) и нагрейте содержимое пробирки. Какой газ выделяется в процессе реакции? Запишите уравнение реакции.

б) В пробирку с небольшим количеством оксида марганца (IV) прибавьте 2 – 3 мл концентрированной серной кислоты и содержимое пробирки нагрейте. Определите природу газа тлеющей лучинкой. Напишите уравнение реакции.

в) В пробирку с небольшим количеством оксида марганца (IV) прибавьте 1 мл 10%-го раствора  $\text{KBr}$  и 2 мл раствора уксусной кислоты. Содержимое пробирки нагрейте. Объясните наблюдаемое.

### Опыт 4. Получение манганата (VI) калия

В сухую цилиндрическую пробирку микрошпателем внесите около 0,1 г хлората (V) калия и 0,2 г гидроксида калия.

(При работе с едкими щелочами соблюдайте осторожность!) Смесь нагрейте на пламени горелки до плавления, а затем добавьте 0,2 г диоксида марганца и нагревайте еще 1 – 2 минуты. Каков цвет сплава? Чем он вызван? Напишите уравнение реакции.

Растворите сплав в небольшом количестве воды (до 1/2 пробирки). Каков цвет раствора? Что выпадает в осадок?

После отстаивания осторожно слейте раствор с осадка и оставьте до следующих опытов.

#### **Опыт 5. Окислительные свойства иона $MnO_4^{2-}$**

а) К подкисленному несколькими каплями 2н серной кислоты раствору  $FeSO_4$  прилейте по каплям раствор  $K_2MnO_4$ , из предыдущего опыта. Объясните наблюдаемое. Напишите реакцию.

б) К раствору  $K_2MnO_4$  добавьте раствор  $Na_2SO_3$ . Пробирку нагрейте. Объясните происходящие изменения, напишите уравнения.

#### **Опыт 6. Восстановительные свойства иона $MnO_4^{2-}$**

К раствору  $K_2MnO_4$  прилейте хлорную воду. Объясните наблюдаемое.

#### **Опыт 7. Диспропорционирование иона $MnO_4^{2-}$**

К раствору  $K_2MnO_4$  прилейте несколько капель уксусной кислоты. Объясните изменение окраски раствора и выпадение осадка. Аналогичный опыт проведите с разбавленной азотной кислотой.

#### **Опыт 8. Влияние среды на окислительные свойства иона $MnO_4^-$**

а) К разбавленному (слабо – розовому) раствору  $KMnO_4$  в трех отдельных пробирках прилейте соответственно разбавленную серную кислоту, воду и концентрированный раствор щелочи. Затем в каждую из пробирок добавьте кристаллического  $Na_2SO_3$ . Объясните происходящие изменения. Напишите уравнения реакций.

б) Налейте в две пробирки по 2 мл бромида калия и прибавьте в первую пробирку разбавленной серной кислоты, во вторую – такое же количество уксусной кислоты. В каждую пробирку

прилейте несколько капель разбавленного раствора  $KMnO_4$ . В какой пробирке исчезновение окраски раствора происходит быстрее? Запишите уравнения реакций.

## **d-элементы VIII группы**

Семейство железа

(Fe, Co, Ni)

134. Как объяснить, что железо, кобальт и никель, различающиеся по количеству электронов на  $(n-1)d$ -орбиталях, близки по наиболее характерным и определяющим их химию валентным состояниям?

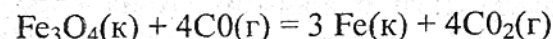
135. Чем обусловлена близость химических свойств железа (II), кобальта (II) и никеля (II)?

136. Чем обусловлена склонность атомов железа, кобальта и никеля к образованию координационных соединений?

137. Как объяснить различие в значениях наиболее характерных координационных чисел для  $Fe(6)$ ;  $Co(6)$ ;  $Ni(4)$ ?

138. Оценить термодинамическую возможность получения кобальта и никеля методом алюмотермии.

139. Вычислить изменение энтальпии в реакции



Как повлияет на равновесие данной реакции повышение температуры?

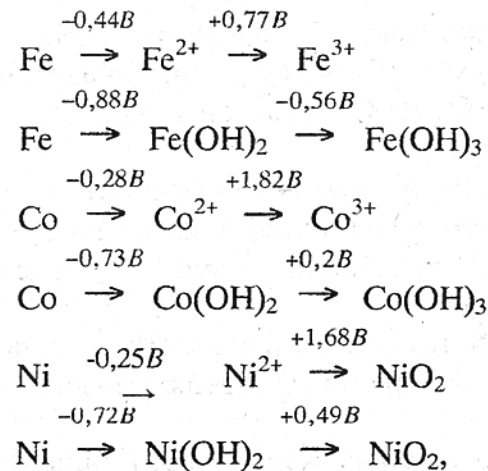
140. Определить, исходя из значений стандартных электродных потенциалов железа и водорода, растворимо ли металлическое железо в воде и кислотах.

141. Как объяснить, что железо, не растворяющееся в воде, может растворяться в водных растворах солей  $Al^{3+}$ ,  $Sb^{3+}$ ,  $Zn^{2+}$ , но не растворяется в водных растворах солей  $[Sb(OH)_6]^{3-}$ ;  $[Al(OH)_6]^{3-}$ ;  $[Zn(OH)_4]^{2-}$ ?

142. Какие процессы происходят при коррозии железа? Влияет ли на коррозию присутствие в воздухе газов  $O_2$ ,  $H_2$ ,  $CO_2$ ,  $SO_2$ ?

143. Какой металл растворяется первым при коррозии, протекающей на поверхности железа: оцинкованного,

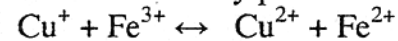
- луженого, никелированного? Рассмотрите механизмы коррозии во всех трех случаях, считая покрытие нарушенным.
144. Написать реакции взаимодействия железа с концентрированной азотной кислотой на холоде и при нагревании.
145. Каково отношение железа, кобальта и никеля к водороду? Какие процессы протекают при растворении водорода в этих металлах?
146. Почему формулы оксидов железа  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  в значительной степени идеализированы?
147. Чем объяснить разнообразие встречающихся формул гидроксида железа (III):  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ;  $\text{FeOOH}$ ;  $\text{HFeO}_2$ ;  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ?
148. При каких условиях следует получать гидроксиды  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Co}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ , чтобы избежать их загрязнения продуктами побочных реакций?
149. Сравнить кислотно-основные свойства гидроксидов железа в ряду  $\text{Fe}(\text{OH})_2 - \text{Fe}(\text{OH})_3 - \text{H}_2\text{FeO}_4$  (о свойствах неизвестного в свободном состоянии  $\text{H}_2\text{FeO}_4$  можно судить по свойствам его солей).
150. Написать уравнения реакций окисления в щелочной среде гидроксида кобальта(II) гипохлоритом натрия и бромом.
151. Как различаются pH водных суспензий  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  и  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ? Ответ дайте на основе значений ПР гидроксидов.
152. Учитывая значения ПР гидроксида кобальта (II) и константу нестойкости аммиачного комплекса кобальта, определите: растворим ли в концентрированном растворе аммиака осадок  $\text{Co}(\text{OH})_2$ ?
153. Какое основание сильнее:  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$  или  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ ? Объясните причину этого различия.
154. Можно ли хранить гидроксиды железа (II) и (III) в атмосфере углекислого газа; водяных паров; водорода; сернистого газа?
155. Учитывая величины окислительно-восстановительных потенциалов для процессов в кислом (а) и щелочном (б) растворах:



оценить: возможно ли диспропорционирование ионов  $\text{Э}^{2+}$  в растворе; в каком растворе, кислом или щелочном, легче осуществить переход соединений Э(II) в соединения Э(III); какие из соединений и в какой среде способны окисляться кислородом воздуха?

156. По константам равновесий
- $$\begin{array}{l} \text{Fe}^{2+} + \text{Co}^{3+} \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Co}^{2+}, \quad K=1,1 \cdot 10^{18}, \\ \text{Cu}^+ + \text{Co}^{3+} \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Co}^{2+}, \quad K=1,6 \cdot 10^{25} \end{array}$$

вычислить константу равновесия реакции



157. Реакция, протекающая при разряде никель-железного аккумулятора, выражается уравнением



Рассчитать тепловой эффект данной реакции.

158. Записать уравнения гидролиза  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ . Какая из солей в большей степени подвергается гидролизу при одинаковой температуре и концентрации, выраженной в моль/л?

159. Сравнить гидролизуемость солей  $\text{FeCl}_2$  и  $\text{FeCl}_3$ ;  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{NaFeO}_2$ ;  $\text{NaFeO}_2$  и  $\text{Na}_2\text{FeO}_4$ .

160. Константа гидролиза соли  $\text{FeCl}_3$  на первой стадии равна  $\sim 10^{-3}$ . Вычислить степень гидролиза соли на этой стадии в 0,1M растворе.

161. Какие реакции протекают в растворе  $\text{FeSO}_4$  при хранении его на воздухе? Возможны ли аналогичные процессы в твердом  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ? Как предохранить соли железа (II) от окисления?

162. Как объяснить изменение окраски безводного хлорида кобальта (II) при добавлении воды (синий цвет на розовый) и при действии концентрированной соляной кислоты (восстанавливается синий цвет)?

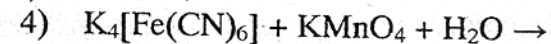
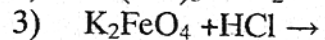
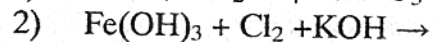
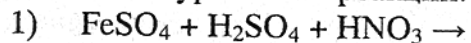
163. Почему не получены такие соли железа (III), как иодид и цианид? Одинаковы ли причины, препятствующие их образованию?

164. Образование какого хлорида железа,  $\text{FeCl}_2$  или  $\text{FeCl}_3$ , наиболее вероятно при взаимодействии железа с хлором?

165. Могут ли в растворе сосуществовать ионы:  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{Sn}^{2+}$ ;  $\text{Fe}^{3+}$  и  $\text{Sn}^{2+}$ ;  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{MnO}_4^-$ ;  $\text{Fe}^{3+}$  и  $\text{MnO}_4^-$ ;  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ;  $\text{Fe}^{3+}$  и  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ?

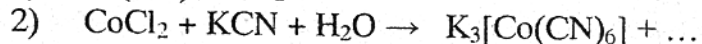
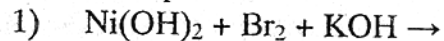
166. Различаются ли по характеру химические связи в соединениях:  $\text{Fe}(\text{CO})_5$ ,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Br}_3$ ?

167. Закончите уравнения реакций:



168. Напишите реакции, которые могут протекать при действии раствора сульфида натрия на раствор, содержащий смесь  $\text{FeCl}_2$  и  $\text{FeCl}_3$ .

169. Записать реакции:



### Платиновые металлы

(Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt)

170. В чем проявляется сходство химии шести элементов семейства платиновых металлов?

171. Какие пары элементов, особо близких по свойствам, можно выделить среди платиновых металлов? Чем обусловлена эта близость?

172. Почему химическая активность металлов резко понижается при переходе от элементов семейства железа к элементам семейства платиновых металлов, хотя ионизационные потенциалы при этом изменяются мало?

173. Чем объяснить, что химическая активность d-металлов понижается по периоду и по группам Периодической системы и в результате наименее активные благородные металлы находятся в VIII и I группах V-VI периодов системы?

174. Назовите наиболее активные из платиновых металлов.

175. Почему химия платиновых металлов – это в основном химия комплексных соединений? Чем обусловлено большое разнообразие координационных соединений этих элементов?

176. Как можно объяснить, что при извлечении палладия, находящегося в атмосфере водорода, на воздух, происходит быстрое окисление содержащегося в палладии водорода, которое может сопровождаться значительным разогреванием?

177. Известно, что палладий и платина – хорошие катализаторы реакций гидрирования и дегидрирования органических соединений. Чем это можно объяснить?

178. Можно ли, не опасаясь коррозии, использовать платиновые электроды при электролизе водных растворов  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaCl}$ , расплава  $\text{KOH}$ ?

179. Почему сплавление со щелочами обычно проводят в серебряных или железных, но не платиновых тиглях?

180. Почему даже незначительные количества примесей углерода, азота и водорода в d-металлах способны вызвать заметное повышение их хрупкости и твердости?

### Лабораторная работа

#### Опыт 1. Пассивация железа

Две железные пластины очистите наждачной бумагой, протравите в соляной кислоте (1:1), промойте водой и осушите

фильтровальной бумагой. Одну пластину погрузите в пробирку с концентрированной азотной или серной кислотой на 1–2 мин. Затем осторожно, не нарушая целостности защитной пленки, выньте и промойте водой. Обе пластинки погрузите в раствор сульфата меди (II).

Объясните различное отношение пластинок к раствору  $\text{CuSO}_4$ . Напишите уравнения реакций.

### Опыт 2. Коррозия оцинкованного и луженого железа

В одну пробирку положите пластинку оцинкованного железа, в другую - луженого. В пробирки налейте по 3–5 мл воды, несколько капель разбавленной серной кислоты и две капли раствора  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

В какой пробирке синее окрашивание появляется раньше и чем это обусловлено? Напишите уравнения реакций.

### Опыт 3. Получение пирофорного железа

Поместите в сухую пробирку сухой порошок оксалата железа (II)  $\text{FeC}_2\text{O}_4$  и, укрепив ее в наклонном положении, осторожно нагрейте в пламени горелки (при сильном нагревании может образоваться  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ). Окончание реакции определяют по прекращению выделения газа и образованию черного порошка. Выделившиеся капельки воды на стенках пробирки удалите фильтровальной бумагой. Высыпьте содержимое пробирки на лист бумаги.

Что наблюдается? Запишите уравнения реакций.

### Опыт 4. Электрохимическое получение железа

В электролизер с угольными электродами налейте электролит, содержащий 75 г  $\text{FeCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , 150 г  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , 120 г  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  и 8 г  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$  на 1 л воды. Проводите электролиз в течение 30 мин при катодной плотности тока  $1 \text{ A}/\text{дм}^2$ . По окончании электролиза катод выньте из раствора, сполосните водой, осушите фильтровальной бумагой. Полученное железо растворите в разбавленной кислоте (соляной, серной или азотной).

Напишите уравнения реакций.

### Опыт 5. Гидроксид железа (II) и его свойства

Получите  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  по обменной реакции. В качестве исходной соли железа (II) можно взять соль Мора  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Часть осадка используйте для установления кислотно-основных свойств гидроксида (растворение в кислотах и щелочах). Другую часть осадка оставьте на воздухе. Объясните наблюдаемое. Напишите уравнения реакций.

### Опыт 6. Получение сульфида железа (II)

Экспериментально проверьте возможность образования сульфида железа (II) при взаимодействии раствора  $\text{FeSO}_4$  с растворами: а) сульфида водорода и б) сульфида аммония. На осадок сульфида железа (II) подействуйте соляной кислотой. Объясните наблюдаемое, напишите уравнения реакций.

### Опыт 7. Гидроксид железа (III)

Исследуйте кислотно-основные свойства свежеполученного гидроксида железа (III). При выяснении кислотных свойств этого соединения, взять очень небольшое количество гидроксида, добавить к нему концентрированный раствор щелочи и нагревать продолжительное время.

### Опыт 8. Гидролиз солей железа (III)

а) Измерьте на рН-метре величину рН водного раствора соли железа (III). Запишите уравнение гидролиза. Как влияет на степень гидролиза соли нагревание, добавление разбавленного раствора серной кислоты?

б) В пробирку с раствором соли железа (III) добавьте раствор карбоната натрия. Наблюдайте образование осадка. Какое вещество выпадает в осадок? К небольшому количеству осадка добавьте соляной кислоты и убедитесь, что осадок не является карбонатом железа. Напишите уравнения реакций.

### Опыт 9. Использование красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}^{3+}(\text{CN})_6]$ и желтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}^{2+}(\text{CN})_6]$ в химическом анализе

а) Свежеприготовленный раствор  $\text{FeSO}_4$  или соли Мора  $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  разлейте в две пробирки, в одну из которых добавьте раствор красной, а в другую – желтой

красной соли. Отметьте, в каком случае образуется осадок, окрашенный в интенсивно-синий цвет, соответствующий формуле  $KFe^{+2}[Fe^{+3}(CN)_6]$ , называемый турнбулевой синью. Запишите уравнение реакции.

б) То же самое сделайте с раствором соли железа (III). Отметьте, в каком случае образуется синий осадок, отвечающий формуле  $KFe^{+3}[Fe^{+2}(CN)_6]$ , называемый берлинской лазурью. Запишите уравнение реакции.

#### Опыт 10. Окислительные свойства соединений железа (III)

Для выявления окислительных свойств соединений железа (III) в кислой среде проведите соответствующие реакции, взяв в качестве восстановителей растворы KI,  $Na_2S$ ,  $SnCl_2$ . Убедитесь, что во всех случаях произошло восстановление железа (III). (Пробы с роданидом натрия или аммония, а также с красной и желтой кровяной солями.). Запишите уравнения реакций.

#### Опыт 11. Образование и распад тетрахлорокомплекса кобальта (II)

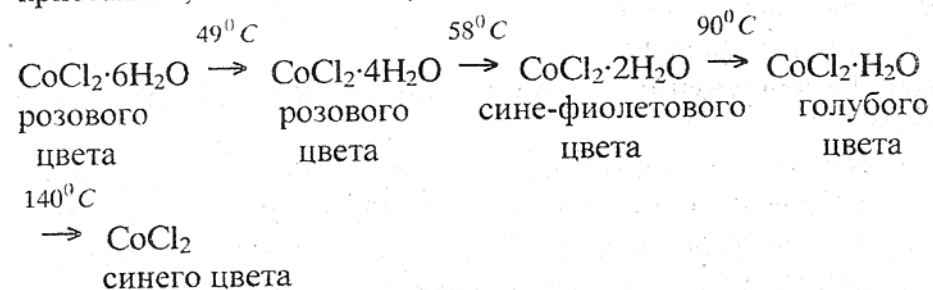
К концентрированному раствору дихлорида кобальта добавьте концентрированной соляной кислоты до изменения окраски, затем раствор разбавьте водой. Объясните, что происходит. Напишите уравнения реакций.

#### Опыт 12. Дегидратация $CoCl_2 \cdot 6H_2O$

а) В три пробирки налейте по несколько капель концентрированного раствора дихлорида кобальта. В первую внесите несколько кристаллов  $CoCl_2$ , во вторую прилейте спирт (этанол или изопропанол). Отметьте изменение окраски раствора. Растворы разбавьте водой. Что происходит? Третью пробирку нагрейте, затем охладите. Объясните наблюдаемое. Почему цвет водных растворов дихлорида кобальта зависит от концентрации раствора и температуры (например, холодные разбавленные водные растворы дихлорида кобальта окрашены в красновато-розовый цвет, а при нагревании становятся пурпурно-красными, фиолетовыми, а затем синими)?

б) Кристаллы  $CoCl_2 \cdot 6H_2O$  поместите в сухую пробирку и осторожно нагрейте в пламени горелки (пробирку) держать

горизонтально). Как сказывается изменение состава комплексных ионов кобальта (II) на изменение окраски кристаллов, если известно, что



Запишите соответствующие комплексные ионы кобальта.

#### Опыт 13. Образование и распад роданидного комплекса кобальта (II)

К раствору дихлорида кобальта прибавьте несколько капель концентрированного раствора роданида аммония. Отметьте цвет полученного раствора. Почему при разбавлении его водой цвет изменяется с синего на розовый? Напишите уравнения реакций.

#### Опыт 14. Гидроксид кобальта (II)

По обменной реакции получите  $Co(OH)_2$ . Отметьте изменение окраски осадка при добавлении избытка щелочи и нагревании. Исследуйте кислотно-основные свойства гидроксида действием кислоты и щелочи на осадок.

Напишите уравнения реакций.

#### Опыт 15. Получение гидроксида кобальта (III)

В две пробирки налейте по 1 мл раствора  $CoCl_2$ , добавьте концентрированный раствор щелочи и затем в первую пробирку – концентрированный раствор  $H_2O_2$ , во вторую – бромную воду не более чем по 0,5 мл.

Объясните наблюдаемое, напишите уравнения реакций.

#### Опыт 16. Электролитическое получение никелевого покрытия (никелирование)

В электролизер залейте электролит для никелирования. В качестве катода используйте предварительно обезжиренную и протравленную в соляной кислоте (1 : 1) медную пластинку, а в



качестве анода – никелевую пластинку. Электролиз проводите при комнатной температуре. Плотность тока  $0,3 \text{ А/дм}^2$ , напряжение  $3,5 \text{ В}$ , расстояние между электродами  $1,5 \text{ см}$ . Время процесса –  $10 - 15$  минут.

Напишите уравнения реакций.

### Опыт 17. Получение амминокомплекса никеля (II) и его распад

К раствору сульфата никеля (II) по каплям прибавьте концентрированный раствор аммиака. Объясните постепенное изменение окраски раствора. Запишите уравнение реакции с образованием комплексного соединения никеля (II). Затем к раствору добавьте сульфид аммония.

Какой осадок выпадает? Почему происходит разрушение комплексного иона? Напишите уравнения реакций.

### Опыт 18. Получение гидроксида никеля (II)

Получите гидроксид никеля (II). Исследуйте его кислотно-основные свойства, отношение к кислороду, перекиси водорода и бромной воде. Напишите уравнения реакций.

## d-элементы I группы

181. Как согласовать способность атомов d-элементов I группы проявлять валентность выше единицы с электронной структурой их атомов?

182. Как можно объяснить, что температуры плавления и кипения металлов подгруппы меди значительно выше, чем щелочных металлов?

183. Чем обусловлена способность серебра и золота неограниченно растворяться друг в друге?

184. Почему энергия диссоциации двухатомных молекул  $\text{Cu}_2$ ,  $\text{Ag}_2$ ,  $\text{Au}_2$  (соответственно  $200,6$ ;  $157,2$ ;  $215,3 \text{ кДж/моль}$ ) значительно выше энергии диссоциации молекул  $\text{K}_2$ ,  $\text{Rb}_2$ ,  $\text{Cs}_2$  (соответственно  $49,3$ ;  $41,5$ ;  $43,5 \text{ кДж/моль}$ )?

185. Написать уравнение реакций растворения золота в "царской водке" при недостатке и избытке  $\text{HCl}$ .

186. Чем объяснить позеленение медных изделий при длительном хранении на воздухе? Написать уравнение реакции.

187. Как можно объяснить, что серебро, не окисляющееся на воздухе, частично окисляется при действии на него озона, а также в процессе электролиза водных растворов кислородосодержащих кислот (если серебро служит анодом)?

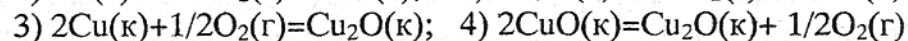
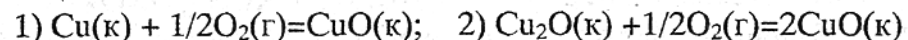
188. Чем объяснить почернение серебряных изделий на воздухе? Написать уравнение реакции.

189. Почему медь способна растворяться на воздухе в концентрированной соляной и уксусной кислотах, а также взаимодействовать с газообразным хлороводородом в отсутствие воздуха?

190. Используя значения электродных потенциалов металлов, объяснить причину растворения меди, серебра и золота в водном растворе  $\text{KCN}$ . Какое влияние на процесс растворения оказывает кислород воздуха?

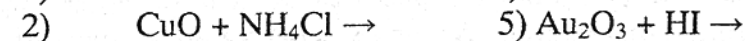
191. Чем объяснить возможность медленного растворения меди в растворе щелочей?

192. Учитывая  $\Delta G_{298}^0$  образования оксидов  $\text{Cu}_2\text{O}$  и  $\text{CuO}$ , соответственно равные  $-359,4$  и  $-129,3 \text{ кДж/моль}$ , охарактеризовать термодинамическую возможность протекания при стандартных условиях и высоких температурах реакций:



193. Написать уравнения реакций взаимодействия оксида меди(I) с концентрированными азотной и серной кислотами.

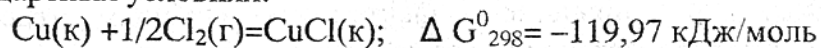
194. Закончить уравнения реакций:



195. Сравнить кислотно-основной характер гидроксидов  $\text{CuOH}$  и  $\text{Cu(OH)}_2$ . Какой из этих гидроксидов обладает амфотерными свойствами? Напишите уравнения реакций, подтверждающих его амфотерный характер.

196. В чем заключается различие между реакциями растворения гидроксида меди (II) в щелочи и в растворе аммиака?

197. Образование какого хлорида меди предпочтительнее в стандартных условиях:



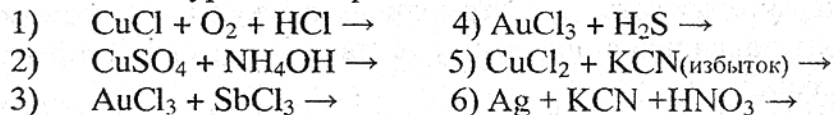
Оцените термодинамическую возможность протекания реакции:  $2\text{CuCl(к)} = \text{CuCl}_2(\text{к}) + \text{Cu(к)}$

198. Почему растворы солей серебра обычно хранят в склянках из темного стекла?

199. Как относятся сульфиды  $\text{Cu}_2\text{S}$  и  $\text{CuS}$  к действию соляной и азотной кислот? Записать уравнения реакций.

200. Через два электролизера, соединенных последовательно и содержащих в первом раствор  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  (Pt-электроды), во втором – раствор  $\text{CuSO}_4$  (Cu-электроды), пропустили электрический ток. При этом на аноде первого электролизера выделилось 1,12 л (объем измерен при н.у.) кислорода. Какие процессы произошли на других электродах и какие количества веществ выделились при электролизе?

201. Закончите уравнения реакций:



202. Написать формулы комплексных соединений меди (I, II) и серебра (I), в которых лигандами являются:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ .

203. В чем заключается сущность фотохимического разложения соединений серебра?

204. За счет чего меняется окраска сульфата меди при переходе безводного  $\text{CuSO}_4$  (белого цвета) в кристаллогидрат (голубого цвета) и растворении  $\text{CuSO}_4$  в воде (раствор имеет голубой цвет)?

205. Константы нестойкости ионов  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  и  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$  соответственно равны  $8,3 \cdot 10^{-8}$  и  $8 \cdot 10^{-22}$ . Объяснить, почему

йодид серебра не растворяется в растворе аммиака, но растворяется в водном растворе цианида калия.

206. Как объяснить понижение растворимости солей в ряду  $\text{AgCl}$ ,  $\text{AgBr}$ ,  $\text{AgI}$  в водном растворе аммиака?

207. Расположите в ряд по мере увеличения растворимости в них хлорида серебра 0,1M растворы  $\text{NaCNS}$ ,  $\text{NaCN}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

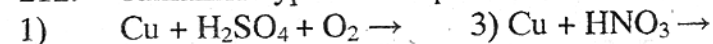
208. Вычислить концентрацию ионов  $\text{Ag}^+$  в 0,1M растворе  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ , если константа нестойкости комплексного иона равна  $8,3 \cdot 10^{-8}$ .

209. Возможно ли окисление меди в водных растворах, содержащих ионы  $\text{Fe}^{3+}$ . Запишите уравнение реакции.

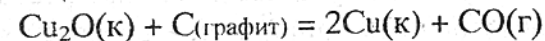
210. Почему в водном растворе аммиака окисление меди происходит быстрее, чем в чистой воде? Запишите уравнения реакций. Сравните окислительно-восстановительные потенциалы окислителя и восстановителя.

211. В чем заключается процесс электролитического рафинирования меди? Что происходит с содержащимися в черновой меди примесями более активных (Zn, Ni) и менее активных (Ag, Au, Pt) металлов?

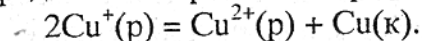
212. Запишите уравнения реакций:



213. Используя справочные данные, рассчитайте температуру, выше которой возможно восстановление меди по следующей реакции:



214. Пользуясь значениями окислительно-восстановительных потенциалов, определите направление протекания реакции:



Какой ион,  $\text{Cu}^+$  или  $\text{Cu}^{2+}$ , более устойчив в растворе?

215. На основе значений окислительно-восстановительных потенциалов укажите, какие из перечисленных молекул и ионов могут быть окислителями по отношению к меди в водном растворе:  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ .

216. Как протекает коррозия омедненного железа в кислой среде? Запишите уравнения протекающих реакций.

217. Какие металлы способны вытеснять медь из водных растворов ее солей?

218. Раствор с незначительной концентрацией ионов меди (+2) почти бесцветен. С помощью какого реактива можно доказать наличие в растворе ионов меди (+2)? Напишите уравнение соответствующей реакции.

219. Гидроксид меди (II) растворим в разбавленных кислотах и растворе аммиака. Напишите в молекулярном и ионном виде соответствующие уравнения.

220. Составьте схему электролиза водного раствора  $\text{CuSO}_4$  с угольным и медным анодами.

221. Гидроксид меди (II). Его получение; отношение к нагреванию, растворам кислот, щелочей и аммиака. Составьте уравнения реакций.

222. Пользуясь рядом напряжений металлов, укажите, может ли медь при обычных условиях вытеснить водород из разбавленных кислот? В какой разбавленной кислоте металлическая медь растворяется? Напишите уравнения реакций и укажите какое свойство кислоты при этом проявляется?

### Лабораторная работа

#### Опыт 1. Получение меди химическим восстановлением из раствора

а) В фарфоровую чашку с насыщенным раствором  $\text{CuSO}_4$  постепенно, небольшими порциями, внесите рассчитанное количество цинковой пыли. Чашку со смесью поставьте на водяную баню и нагрейте до  $80^\circ\text{C}$ . После завершения реакции, для получения чистой меди, раствор слейте, осадок сначала промойте водой, а затем обработайте 5%-м раствором соляной кислоты, опять промойте водой и просушите. Напишите уравнения реакций.

б) Погрузите в раствор нитрата меди (II) предварительно очищенную наждачной бумагой и промытую водой железную

пластинку. Через 1–2 мин пластинку выньте из раствора и отметьте выделившуюся на ней медь.

в) Медную пластинку обработайте разбавленной азотной кислотой, промойте водой. После этого нанесите на нее несколько капель раствора  $\text{AgNO}_3$  или  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ .

Объясните наблюдаемое. Напишите уравнения реакций.

#### Опыт 2. Получение меди электролизом растворов ее соли (электролитическая очистка меди)

Для проведения опыта используйте электролит на основе сульфата меди. В качестве катода возьмите железную пластинку, а в качестве анода – медную. Обе пластинки предварительно очистите от окислов шкуркой, протравите в разбавленной азотной кислоте и ополосните в дистиллированной воде. Electroды в раствор опускайте под током (Почему?). По окончании опыта электроды промойте и высушите. Катод оставьте на воздухе. Объясните изменение внешнего вида осадка электролитической меди на воздухе. Напишите уравнения реакций.

#### Опыт 3. Образование аквакомплексов меди (II) и их устойчивость

а) В одну пробирку положите кусочек медной фольги или медного порошка, а в две другие – немного оксида меди (II). В пробирку с медью прилейте 2–3 мл разбавленной азотной кислоты (1M), а в две другие столько же разбавленной серной (1M) в одну и в другую – соляной кислоты (1M).

Объясните появление окраски образующихся растворов.

б) В раствор сульфата меди, нагретый до  $90^\circ\text{C}$ , добавьте кристаллы хлорида натрия до изменения окраски.

Объясните наблюдаемое.

в) К сильно разбавленному раствору  $\text{CuSO}_4$  по каплям прилейте раствор аммиака до растворения образовавшегося осадка. Объясните наблюдаемое.

г) К сильно разбавленному раствору  $\text{CuSO}_4$  прилейте по каплям раствор этилендиамина  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{NH}_2)_2$ . Сравните окраску аммиачного и этилендиаминового комплексов меди (II).

Объясните наблюдаемое. Ко всем опытам напишите уравнения реакций.

#### Опыт 4. Окислительные свойства иона $\text{Cu}^{2+}$

К раствору соли меди (II) прилейте раствор йодида калия. Для обнаружения цвета осадка  $\text{CuI}$  добавьте несколько капель тиосульфата натрия.

Объясните наблюдаемое, напишите уравнение реакции.

#### Опыт 5. Свойства гидроксида меди (II)

Получите гидроксид меди (II), приливая в пробирку с раствором  $\text{CuSO}_4$  (4–5 мл) раствор гидроксида натрия. Полученный осадок разделите на четыре равные части. Исследуйте отношение осадка к нагреванию, растворам кислот, аммиака и концентрированного раствора щелочи при нагревании.

Объясните наблюдаемое, напишите уравнения реакций.

## d-элементы II группы

223. Проанализировать, какие из перечисленных свойств цинка, кадмия и ртути обуславливают возможность отнести их к числу s-элементов и какие к числу d-элементов: атомы элементов имеют электронную конфигурацию  $(n-1)d^{10}ns^2$ ; атомы элементов образуют химические связи за счет орбиталей внешнего слоя; для элементов характерна постоянная степень окисления (только ртуть проявляет переменную степень окисления); в пределах группы понижается склонность к образованию ионных связей; от кадмия к ртути увеличивается ионизационный потенциал; для элементов характерна склонность к комплексообразованию; химическая активность от цинка к ртути понижается; по химическим свойствам ближе между собой цинк и кадмий; металлы сравнительно мягкие и легкоплавкие.

224. Чем можно объяснить, что s- и d-элементы II группы намного ближе между собой по свойствам, чем s- и d-элементы I группы?

225. Чем объяснить, что для ртути в отличие от цинка и кадмия характерна переменная степень окисления (+1 и +2)?

226. Какие меры предосторожности и почему необходимо соблюдать при работе со ртутью и её соединениями? Какие из нижеперечисленных мер следует предпринимать, если в помещении разлита ртуть: собрать ртуть при помощи стеклянной ловушки с резиновой грушей; собрать капельки ртути медной пластинкой, смоченной азотной кислотой; засыпать места, покрытые капельками ртути, порошкообразной серой; залить эти места раствором хлорида железа (III); обработать подкисленным раствором перманганата; засыпать содой; залить водой?

227. Как относятся цинк и кадмий к разбавленным и концентрированным кислотам – соляной, серной, азотной?

228. Химически чистый цинк почти не растворяется в разбавленных соляной и серной кислотах. Почему интенсивность взаимодействия с кислотами резко возрастает, если коснуться металла медной проволокой или добавить в раствор кислоты соль меди? Будет ли аналогичный эффект при введении в раствор солей свинца, ртути, магния?

229. Как взаимодействует ртуть с азотной кислотой? Как влияет температура проведения этого процесса на природу образующихся продуктов?

230. Как относятся цинк и кадмий к действию растворов щелочей, аммиака и хлорида аммония?

231. В какой среде и почему цинк проявляет более сильные восстановительные свойства? Ответ дать на основании сравнения значений окислительно-восстановительных потенциалов.

232. Для очистки металлической ртути от примесей цинка, сурьмы и свинца ртуть взбалтывают в насыщенном растворе сульфата ртути. Объяснить сущность протекающих при этом процессов.

233. Значения  $\Delta G_{298}^0$  образования оксидов  $\text{ZnO}$ ,  $\text{CdO}$ ,  $\text{HgO}$  соответственно равны  $-320,19$ ;  $-229,1$ ;  $-58,52$  кДж/моль.

Сравнить термическую устойчивость оксидов. Какой металл имеет большее химическое сродство к кислороду?

234. Закончить уравнения реакций:



235. Как и почему изменяются термическая устойчивость и кислотно-основные свойства гидроксидов в ряду  $\text{Zn}(\text{OH})_2 - \text{Hg}(\text{OH})_2$ ?

236. В каком из разбавленных растворов солей (концентрации одинаковы) pH ниже:  $\text{ZnSO}_4$  или  $\text{HgSO}_4$ ;  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$  или  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ?

237. Можно ли получить безводный хлорид цинка при выпаривании раствора этой соли и при прокаливании на воздухе осадка, образующегося при выпаривании?

238. Рассмотреть особенности процессов, протекающих при добавлении к растворам нитратов цинка, кадмия и ртути горячего раствора соды.

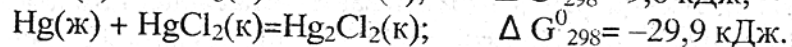
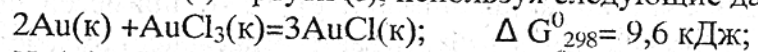
239. Рассмотреть особенности термического разложения нитратов цинка, кадмия и ртути. Сравнить эти нитраты по их термической устойчивости.

240. Почему электропроводность раствора иодида кадмия ниже электропроводности раствора иодида цинка той же концентрации?

241. Чем обусловлена слабая диссоциация  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{Hg}(\text{CN})_2$  и некоторых других солей ртути (II)?

242. Как предотвратить диспропорционирование солей ртути(I) в растворе?

243. Сравнить склонность к диспропорционированию хлоридов золота (I) и ртути (I), используя следующие данные:



244. Что составляет общую отличительную особенность солей ртути (I) по сравнению с солями ртути (II)?

245. Написать уравнения реакций, протекающих при добавлении щелочи к растворам нитратов ртути (I и II). Изменяются ли продукты реакций, если вместо щелочи использовать водный раствор аммиака?

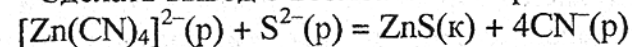
246. Какой гидроксид обладает более сильными основными свойствами –  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  или  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ ?

247. Что произойдет при введении металлического цинка в раствор, содержащий ионы  $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$ ?

248. В водном растворе аммиака или цианида калия восстановительные свойства цинка проявляются в большей степени? Ответ дайте на основании значений окислительно-восстановительных потенциалов и констант нестойкости комплексных ионов цинка.

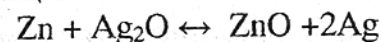
249. Рассчитать теоретическое напряжение разложения водного раствора сульфата цинка (pH=0), если в качестве электродов выбран графит.

250. Сделать вывод о возможности протекания реакции



на основании значений констант нестойкости комплексного иона и произведения растворимости  $\text{ZnS}$ .

251. Используя термодинамические данные, рассчитать ЭДС гальванического элемента, в основе работы которого лежит реакция



252. Одинаковыми ли будут продукты электролиза водных растворов хлорида и нитрата цинка (электроды угольные)?

253. В каком соединении,  $\text{CaCl}_2$  или  $\text{ZnCl}_2$ , доля ковалентной связи больше?

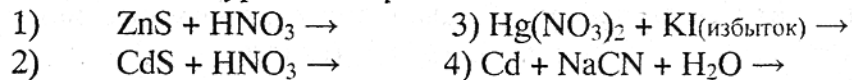
254. Будет ли выпадать осадок при добавлении к 20 мл 0,5%-ного раствора хлорида цинка ( $\rho \approx 1 \text{ г/мл}$ ) 18 мл 0,1N раствора аммиака?

255. Вычислить концентрацию ионов  $\text{Cd}^{2+}$  в 0,1M растворе  $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ .

256. Чем объяснить, что при добавлении щелочи к раствору  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$  и к раствору  $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$  только в одном из случаев выпадает осадок?

257. Определить, пойдет ли реакция при сливании растворов, содержащих ионы  $[\text{HgI}_4]^{2-}$  и  $\text{Cl}^-$ ;  $[\text{HgCl}_4]^{2-}$  и  $\text{I}^-$ ?

258. Закончить уравнения реакций:



### Лабораторная работа

#### Опыт 1. Сравнение химической активности цинка, кадмия и ртути

В растворы  $\text{CdSO}_4$  и  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  опустите по кусочку цинка. Будет ли происходить вытеснение кадмия и ртути из растворов цинком?

#### Опыт 2. Получение и установление химической природы гидроксидов цинка, кадмия и ртути

Получите гидроксид цинка (II), кадмия (II), ртути (II), добавляя к растворам солей по каплям раствор щелочи. Экспериментально проверьте их кислотно-основные свойства. Какой гидроксид в большей степени проявляет кислотные свойства? Растворяется ли гидроксид ртути (II) в избытке щелочи?

Напишите уравнения реакций.

#### Опыт 3. Получение и свойства сульфидов цинка, кадмия и ртути

По обменной реакции получите осадки сульфидов цинка (II), кадмия (II) и ртути (II). Отметьте цвет сульфидов. Испытайте их отношение к раствору соляной кислоты. На основании величин произведения растворимости сульфидов объясните их различное отношение к раствору  $\text{HCl}$

Соединение	ZnS	CdS	HgS
ПР	$1,6 \cdot 10^{-24}$	$7,9 \cdot 10^{-27}$	$1,6 \cdot 10^{-52}$

#### Опыт 4. Комплексные соединения цинка, кадмия и ртути

а) Испытайте отношение раствора хлорида ртути (II) к недостатку и избытку раствора иодида калия. Объясните наблюдаемое.

б) К растворам солей цинка (II), кадмия (II) и ртути (II) добавьте раствор аммиака до образования осадков. Растворите осадки в избытке аммиака. Запишите уравнения реакций.

в) К раствору хлорида ртути (II) добавьте по каплям раствор роданида аммония. Образуется раствор  $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{CNS})_4]$ . К одной части раствора прилейте раствор соли цинка (II), а к другой – раствор соли кобальта (II). Объясните образование окрашенных осадков. (Если осадки не выпадают, то потрите стенки пробирки стеклянной палочкой.)

Напишите уравнения реакций.

#### Опыт 5. Взаимодействие цинка с раствором щелочи

К порошку цинка прилейте раствор гидроксида натрия и осторожно нагрейте. Объясните наблюдаемое. Почему в щелочной среде восстановительная способность цинка больше, чем в нейтральной?

#### Опыт 6. Окислительные свойства соединений ртути (II)

К раствору  $\text{HgCl}_2$  (сулемы) прилейте немного раствора хлорида олова (II). Объясните образование белого осадка и его почернение при действии избытка раствора  $\text{SnCl}_2$ .

Напишите уравнения реакций.

#### Опыт 7. Диспропорционирование соединений ртути (I)

К раствору нитрата ртути (I) в трех отдельных пробирках прилейте растворы сульфида аммония, иодида калия и хлорида натрия.

Объясните наблюдаемое. Напишите уравнения реакций.

#### Опыт 8. Окислительные свойства соединений ртути (I)

На зачищенную поверхность медной пластинки нанесите каплю раствора нитрата ртути (I). Отметьте изменения, происходящие на поверхности меди под каплей. Через 1–2 мин. пластинку промойте, протрите фильтровальной бумагой.

Отметьте цвет пятна. Напишите уравнение реакции.

#### Опыт 9. Коррозия амальгамированного алюминия

Алюминиевую пластинку выдержите в водном растворе нитрата ртути (II) в течение 1–2 мин. Затем пластинку выньте, промойте и оставьте на воздухе на 5–6 минут. Наблюдайте образование рыхлого налета гидроксида алюминия.

Запишите уравнения соответствующих реакций.  
Объясните, почему скорость коррозии амальгамированного алюминия больше скорости коррозии чистого алюминия.

Варианты заданий

Вариант	Задание № 1		
	VIII - В	I - В	II - В
1	134, 149, 167	182, 196, 211	226, 237
2	135, 150, 169	183, 197, 212	227, 238
3	136, 151, 170	181, 198, 213	228, 239
4	137, 152, 171	184, 199, 214	229, 240
5	138, 155, 172	185, 200, 215	230, 241
6	139, 156, 173	186, 201, 216	231, 243
7	140, 157, 174	187, 202, 217	232, 244
8	141, 158, 175	189, 203, 218	233, 245
9	142, 159, 176	190, 204, 219	234, 246
10	143, 160, 177	191, 205, 220	235, 247
11	144, 161, 178	192, 206, 221	236, 248
12	145, 162, 179	188, 207, 222	225, 249
13	146, 163, 180	193, 208, 212	224, 250
14	147, 165, 172	194, 209, 205	224, 251
15	148, 166, 175	195, 210, 214	223, 256

Вариант	Задание № 2				
	III - В	IV - В	V - В	VI - В	VII - В
1	1	34	40	52, 67, 81	108, 112, 126
2	2	33	43	53, 68, 82	109, 113, 127
3	3	32	37	54, 69, 93(а,б,в)	110, 114, 128
4	4	31	48	55, 70, 84	111, 115, 129
5	5	30	46	56, 71, 85	97, 116, 130
6	6	28	35	57, 72, 86	98, 117, 131
7	7	27	36	58, 73, 87	99, 118, 132
8	8	25	44	59, 74, 88	100, 119, 133
9	9	22	38	60, 75 (1-4), 89	101, 120, 126
10	10	21	41	61, 75 (5-8), 90	102, 121, 127
11	11	20	45	62, 76, 91	103, 122, 128
12	12	19	50	63, 77, 92	104, 123, 129
13	13	18	51	64, 78, 93 (г, д, е)	105, 124(1-5), 130
14	14	17	47	65, 79, 95	106, 124 (6-10), 131
15	15	16	42	66, 80, 94 (а, б)	107, 125, 132