

546  
Х 46

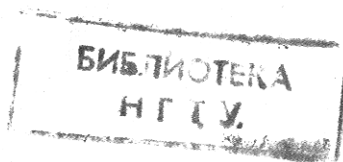
ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ

ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ  
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ  
НИЖЕГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ  
ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ им. Р.Е.АЛЕКСЕЕВА

Кафедра «ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

**ХИМИЯ Р – ЭЛЕМЕНТОВ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ  
Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА И ИХ СОЕДИНЕНИЙ**

Методические указания к практическим занятиям по курсу  
неорганической химии для студентов химических специальностей  
дневной и вечерней форм обучения



Нижний Новгород  
2009

Составители: А.Л.Галкин, Г.А.Паничева.  
УДК 54 (07)

ХИМИЯ Р – ЭЛЕМЕНТОВ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ  
Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА И ИХ СОЕДИНЕНИЙ : метод. указания к практ.  
занятиям по курсу неорганической химии для студентов химических  
специальностей дневной и вечерней форм обучения/ НГТУ  
им.Р.Е.Алексеева; сост.: А.Л.Галкин и др.Н.Новгород, 2009 - 26 с.

Методические указания включают задания для текущего контроля  
знаний в виде вопросов и задач по химическим свойствам элементов.

546

Х 46

Бр.

Химия Р-элементов  
и их соединений  
и их соединений

16. Бумага газетная.  
тираж 300 экз. Заказ 9.

ситет им. Р.Е. Алексеева.

предприятия:  
ина, 24.

ородский государственный  
ет им. Р.Е.Алексеева, 2009

### III группа периодической системы элементов

#### БОР (В)

- 1.Нахождение бора в природе. Получение аморфного и кристаллического бора.
- 2.Электронное строение бора. Характерные валентные состояния. Возможность донорно-акцепторного взаимодействия и склонность к полимеризации.
- 3.Соединения бора с водородом, их получение и свойства. Химическая связь в бороводородах, их устойчивость и склонность к димеризации.
- 4.Соединения бора с азотом. Их строение, получение и свойства.
- 5.Галогениды бора. Строение, получение, свойства. Гидролиз галогенидов.
- 6.Оксид бора. Строение, получение, свойства. Объяснить его склонность к существованию в аморфном и стеклообразном состояниях.
- 7.Борные кислоты. Их строение, получение и свойства. Кристаллическая структура ортоборной кислоты.
- 8.Соли борных кислот, их получение, применение и свойства.
- 9.С использованием метода МО объясните возможность существования молекулы  $B_2$ , определить кратность связи и магнитные свойства.
- 10.Объясните, почему нитрид, оксид и сульфид бора являются неорганическими полимерами.
- 11.Фторобораты. Получение и строение иона  $[BF_4]^-$ .
- 12.Объясните строение соединений следующего состава:  $BF_3 \cdot NaF$  и  $BF_3 \cdot H_2O$ .
- 13.Объясните, почему прочность связи в молекуле  $BF_3$  больше, чем в молекуле  $BH_3$ ?
- 14.Какая из кислот  $H[BF_4]$  или  $HF$  является более сильной и почему?
- 15.Запишите в виде комплексных соединений двойной оксид  $Na_2O \cdot 2B_2O_3$  и двойной метаборат  $2NaBO_2 \cdot Cu(BO_2)_2$ . На примере взаимодействия буры с оксидом меди объяснить способность буры удалять оксиды с поверхности металлов.
- 16.Записать реакции, протекающие при постепенном прокаливании ортоборной кислоты.
- 17.Взаимодействие бора с разбавленными и концентрированными кислотами ( $HCl$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ ). Запишите уравнения реакций.

18. Гидриды бора используются в качестве ракетного топлива. Запишите реакцию горения диборана. Рассчитайте количество тепла, выделяющееся при сгорании 1т диборана.

19. Как можно получить диборан из буры?

20. Запишите реакции следующих превращений:  $\text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{HBO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7 \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3$ . Назовите эти соединения.

21. Закончите уравнения реакций, определите их тип, назовите соединения:

- |   |  |   |
|---|--|---|
| 1) $\text{B}_2\text{H}_6 + \text{Cl}_2 \rightarrow$ | 2) $\text{LiH} + \text{BF}_3 \rightarrow$                                    | 3) $\text{NaH} + \text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow$              |
| 4) $\text{B}_2\text{H}_6 + \text{NH}_3 \rightarrow$ | 5) $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | 6) $\text{BF}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$               |
| 7) $\text{BCl}_3 + \text{SO}_3 \rightarrow$         | 8) $\text{B} + \text{SiO}_2 \rightarrow$                                     | 9) $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{Mg} \rightarrow$               |
| 10) $\text{KBF}_4 + \text{Na} \rightarrow$          | 11) $\text{BBr}_3 + \text{H}_2 \rightarrow$                                  | 12) $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{C} + \text{Cl}_2 \rightarrow$ |
| 13) $\text{NaBH}_4 + \text{BF}_3 \rightarrow$       | 14) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$    | 15) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{CuO} \rightarrow$  |

### АЛЮМИНИЙ (Al)

22. Природные соединения алюминия и их распространенность в природе.

23. Электронное строение алюминия. Характерные валентные состояния. Возможность донорно-акцепторного взаимодействия.

24. Промышленный способ получения алюминия. Составьте уравнения электродных реакций.

25. Процесс очистки боксита от  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  включает в себя следующие операции: 1) сплавление с  $\text{NaOH}$ ; 2) обработка сплава водой; 3) фильтрация раствора и его обработка углекислым газом; 4) прокаливание отфильтрованного осадка. Выразите процессы в виде химических реакций и укажите, на какой стадии железо отделяется от алюминия.

26. Взаимодействие алюминия с водой, кислотами ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ) и щелочами. Ответ обоснуйте сравнением стандартных электродных потенциалов.

27. Галогениды алюминия. Их получение и свойства. Структура  $\text{AlCl}_3$ . Чем объясняется различие в свойствах галогенидов?

28. Алюмогидриды металлов. Их получение, свойства и применение.

29. Оксид и гидроксид алюминия. Их химическое поведение в кислых, нейтральных и щелочных растворах. Алюминаты.

30. Общая характеристика солей алюминия. Их растворимость и гидролиз. Почему в водном растворе нельзя получить карбонат алюминия?

31. При действии сульфидов щелочных металлов на растворы солей алюминия образуется белый гелеобразный осадок. Почему не образуется  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ? Запишите уравнение реакции.

32. При постепенном добавлении к раствору щелочи раствора соли алюминия вначале образуется белый осадок, который в дальнейшем растворяется. Запишите уравнения происходящих реакций. Будет ли подобное наблюдаться при прибавлении раствора соли алюминия к раствору  $\text{NH}_4\text{OH}$ ?

33. Запишите в виде ионных и молекулярных уравнений процессы получения из аммонийно-алюминиевых квасцов аммиака, гидроксида алюминия, сульфата бария, алюмината калия.

34. Почему практически не растворимый в воде алюминий может растворяться в водных растворах хлорида аммония и карбоната натрия?

35. В одной пробирке находится раствор хлорида магния, а в другой – раствор хлорида алюминия. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно определить, что находится в каждой из пробирок?

36. Какой процесс называется алюмотермией? Какое свойство алюминия позволяет его использовать в этих процессах? Какие металлы можно получать этим методом?

37. Как протекает атмосферная коррозия алюминия? Что изменится в присутствии поваренной соли?

38. Закончите уравнения реакций, определите их тип, назовите соединения:

- |   |   |  |
|---|---|--|
| 1) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$            | 2) $\text{AlCl}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$           | 3) $\text{AlF}_3 + \text{KF} \rightarrow$                        |
| 4) $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \text{HCl} \rightarrow$           | 5) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HF} \rightarrow$                                    | 6) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| 7) $\text{NaF} + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$                    | 8) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$                            | 9) $\text{Al}_4\text{C}_3 + \text{KOH} \rightarrow$              |
| 10) $\text{Al} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$         | 11) $\text{Al} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$                      |  |
| 12) $\text{Al} + \text{NO}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 13) $\text{Al} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$                               |  |
| 14) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$            | 15) $\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |  |

### ГАЛЛИЙ (Ga), ИНДИЙ (In), ТАЛЛИЙ (Tl)

39. Напишите электронные формулы атомов галлия, индия и таллия. Объясните общность и различия в электронном строении атомов. Каковы характерные степени окисления атомов?

40. Получение и применение галлия, индия и таллия.
41. Коррозионная устойчивость галлия, индия и таллия в атмосферных условиях. Их отношение к растворам кислот и щелочей.
42. Получение и свойства оксидов и гидроксидов галлия, индия и таллия. Их отношение к воде, растворам кислот и щелочей.
43. Взаимодействие галлия, индия и таллия с окислителями ( $O_2$ ,  $N_2$ ,  $S$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ ).
44. Гидролиз солей галлия, индия и таллия.
45. Какая из солей таллия  $TlNO_3$  или  $Tl(NO_3)_3$  более сильно подвержена гидролизу? Почему?
46. Сернистые соединения галлия, индия и таллия. Их получение и свойства.
47. Галогениды галлия, индия и таллия. Их получение и свойства.
48. Общность и различия в химических свойствах галлия, индия и таллия.
49. Может ли галлий восстановить  $KMnO_4$  в кислой среде до  $Mn^{2+}$ ? Запишите уравнение предполагаемой реакции и обоснуйте ответ расчетом.
50. Как протекает окисление  $Tl_2SO_4$  перманганатом калия в кислой и в щелочной средах. Возможны ли данные реакции? Ответ подтвердить расчетом ЭДС.
51. Какие соединения галлия используются в качестве полупроводниковых материалов? Какие характеристики этих соединений определяют их полупроводниковые свойства?
52. Взаимодействие сульфата (III) галлия с восстановителями ( $H_2S$  и  $C$ ). Запишите уравнения реакций.
53. Какая из солей  $Tl(NO_3)_3$  или  $Ga_2(SO_4)_3$  более склонна к гидролизу? Запишите уравнения реакций.

#### ВАРИАНТЫ ДОМАШНИХ ЗАДАНИЙ (III гр)

№ ВАР	№ ВАР
1 - 2, 21(1), 37, 38(1), 45	9 - 6, 21(9), 26, 38(9), 50
2 - 11, 21(2), 22, 38(2), 46	10 - 15, 21(10), 33, 38(10), 41
3 - 4, 21(3), 23, 38(3), 47	11 - 7, 21(11), 27, 38(11), 51
4 - 18, 21(4), 36, 38(4), 44	12 - 19, 21(12), 32, 38(12), 40
5 - 3, 21(5), 24, 38(5), 48	13 - 8, 21(13), 28, 38(13), 52
6 - 17, 21(6), 35, 38(6), 43	14 - 14, 21(14), 31, 38(14), 39
7 - 5, 21(7), 25, 38(7), 49	15 - 13, 21(15), 29, 38(15), 53
8 - 16, 21(8), 34, 38(8), 42	

#### IV группа периодической системы элементов

1. Составьте электронные формулы атомов р-элементов, укажите валентные электроны. Определите возможные степени окисления атомов. Общность и различия в электронном строении.
2. Как влияют на химическое поведение элементов различия в электронном строении?
3. Какими свойствами обладают высшие оксиды и гидроксиды элементов? Как изменяются их кислотно-основные свойства в подгруппе, почему? Напишите уравнения электролитической диссоциации этих гидроксидов, назовите их.
4. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения гидроксидов. Почему эти гидроксиды невозможно получить растворением соответствующих оксидов в воде?
5. Почему у дигидроксидов ярче выражены основные свойства, а у тетрагидроксидов – кислотные?
6. Почему для всех элементов подгруппы (в отличие от углерода) не характерны двойные и тройные связи?
7. Чем объяснить устойчивость цепей  $Si - O - Si$  и неустойчивость  $C - O - C$ ?

#### УГЛЕРОД (C)

8. Общая характеристика углерода. Распространенность и основные устойчивые формы его нахождения в природе.
9. Аллотропные модификации углерода (алмаз, графит, карбин, фуллерен). Особенности строения и их влияние на физические свойства.
10. Степени окисления и координационные числа углерода. Структура соединений углерода с координационными числами 2, 3 и 4.
11. Карбиды. Классификация карбидов. Жаростойкие карбиды.
12. Оксид углерода (II). Структура и донорные свойства молекулы. Взаимодействие с металлами (карбонилы). Генераторный и водяной газы. Будут ли смеси  $CO$  с кислородом; воздухом; парами воды; водородом; хлором взрывоопасны?
13. Оксид углерода (IV). Структура молекул. Лабораторные и промышленные способы его получения. Применение  $CO_2$ . Условия взаимодействия с водой и щелочами. Угольная кислота, ее строение. Карбонаты и гидрокарбонаты. Разделение  $CO$  и  $CO_2$ .

14. Какие из веществ –  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CaO}$  можно использовать для осушки углекислого газа?
15. Сульфид углерода (IV). Тиоугольня кислота. Тиокарбонаты. Их получение и свойства.
16. Цианистый водород. Синильная кислота. Строение молекул, химические свойства. Простые и комплексные цианиды. Почему их необходимо хранить в плотно закрытых сосудах? Поясните ответ соответствующими уравнениями реакций.
17. Роданистоводородная кислота. Роданиды (тиоцианаты). Строение, свойства и способы получения.
18. Соединения углерода с галогенами. Получение, свойства и применение. Оценить, как будет меняться энергия и длина связи C - Гал. в ряду F-Cl-Br-I?
19. Какие вещества способны гореть в атмосфере углекислого газа? Запишите уравнения реакций.
20. Как можно отличить карбонат и гидрокарбонат натрия при их растворении в горячей воде? Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.
21. Восстановление железа в доменном процессе можно выразить реакцией:  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв}) + \text{CO}(\text{г}) \rightarrow \text{Fe}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г})$ . Пользуясь методом электронного баланса, расставьте коэффициенты и определите:
- возможно ли восстановление железа при ст. усл.?
  - как изменяется энтропия в данном процессе?
  - начиная с какой температуры процесс становится возможным?
22. Работа газогенераторов основана на реакции:  $\text{C}(\text{графит}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{CO}(\text{г})$ .  $\Delta G^0_{298} = 120,3$  кДж, а  $\Delta G^0_{1200} = -41,5$  кДж. Рассчитать  $K_p$  при обеих температурах и определить, какого газа в смеси будет больше при высоких и низких температурах?
23. Для процесса разложения известняка  $\text{CaCO}_3(\text{тв}) = \text{CaO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г})$  рассчитать температуру, при которой данная реакция становится возможной.
- $$(\Delta H^0_{298})_{\text{кр}} = 177,8 \text{ кДж}, \quad (\Delta S^0_{298})_{\text{кр}} = 160,9 \text{ Дж/К}$$
24. По термодинамическим данным определить, какая степень окисления углерода более устойчива при ст. усл.?  $\text{C}(\text{графит}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{CO}(\text{г})$ .  $\Delta G^0_{298} = 120,3$  кДж

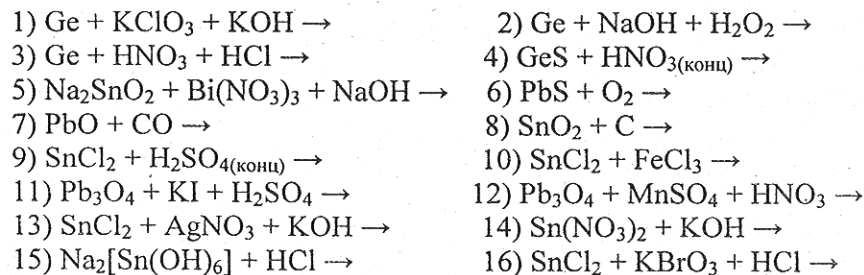
## КРЕМНИЙ (Si)

25. Кремний. Нахождение в природе. Аллотропные модификации кремния. Получение аморфного и кристаллического кремния.
26. Электронная формула кремния. Валентность, степени окисления и координационное число, характерное для кремния в его соединениях. Основные химические свойства с точки зрения электронного строения атома.
27. Силициды. Их классификация. Получение и свойства силицидов металлов. Карбид кремния (карборунд).
28. Взаимодействие кремния с кислотами и щелочами. В чем разница во взаимодействии кремния со смесями  $\text{HNO}_3(\text{конц}) + \text{HF}$  и  $\text{HNO}_3(\text{конц}) + \text{HCl}$ ?
29. Оксид кремния (IV). Физические и химические свойства. Отношения к воде, кислотам и щелочам. Силикаты и кремниевые кислоты. Получение стекол. Кварцевое стекло.
30. Кремнефтористоводородная кислота и фторосиликаты. Строение иона  $[\text{SiF}_6]^{2-}$ .
31. Получение, свойства и применение галогенидов кремния. Реакции гидролиза галогенидов. В чем особенности гидролиза  $\text{SiF}_4$ ?
32. Как строение  $\text{SiO}_2$  и  $\text{CO}_2$  сказывается на их физических и химических свойствах?
33. Сравните характер химических связей в молекулах силана и кристаллах силиката натрия.
34. Как влияет присутствие в воде хлорида аммония на степень гидролиза силиката натрия?
35. Какова роль воды в реакции взаимодействия силиката натрия и углекислого газа?
36. Почему  $\text{SiCl}_4$  хорошо гидролизуется, а  $\text{CCl}_4$  с водой не взаимодействует?
37. Приведите примеры способов перевода твердого  $\text{SiO}_2$  в растворенное состояние.
38. Составьте полные уравнения реакций. К какому типу они относятся?
- $\text{Na}_2[\text{SiF}_6] + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
  - $\text{Na}_2\text{CaSi}_6\text{O}_{14} + \text{HF} \rightarrow$
  - $\text{SiCl}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - $\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{SiO}_3 \rightarrow$
  - $\text{Si} + \text{HNO}_3 + \text{HF} \rightarrow$
  - $\text{Si} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - $\text{SiO}_2 + \text{HF} \rightarrow$
  - $\text{SiO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
  - $\text{Mg}_2\text{Si} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

## ГЕРМАНИЙ (Ge), ОЛОВО (Sn), СВИНЕЦ (Pb)

39. Электронное строение атомов германия, олова и свинца. Общность и различия в строении атомов. Возможные степени окисления элементов, валентность и координационные числа.
40. Ge, Sn, Pb. Распространенность в природе, способы получения и очистки, применение в технике.
41. Взаимодействие германия, олова и свинца с водой, кислотами и щелочами. Запишите уравнения реакций. Подберите коэффициенты методом электронно-ионных уравнений.
42. Оксиды и гидроксиды Ge(II), Sn(II), Pb(II). Их получение и свойства. Изменение кислотно-основных свойств в ряду  $\text{Ge}(\text{OH})_2 - \text{Sn}(\text{OH})_2 - \text{Pb}(\text{OH})_2$ . Уравнения реакций.
43. Оксиды и гидроксиды Ge(IV), Sn(IV), Pb(IV). Их получение и свойства. Уравнения реакций.
44. Как изменяются устойчивость и окислительно-восстановительные свойства соединений в рядах Ge(II) - Sn(II) - Pb(II) и Ge(IV) - Sn(IV) - Pb(IV) ?
45. Объясните, почему металлический германий практически не взаимодействует с разбавленными соляной и серной кислотами?
46. Взаимодействие германия с концентрированными серной и азотной кислотами. Рассчитайте в обоих случаях объем выделившихся газов, если в реакцию вступает по 100г германия.
47. Почему металлический германий взаимодействует с раствором NaOH только в присутствии сильных окислителей (пероксида водорода)? Запишите уравнение реакции.
48. Используя термодинамические данные, сравните устойчивость гидридов элементов и их реакционную способность:
- |                               | $\text{CH}_4$ | $\text{SiH}_4$ | $\text{GeH}_4$ | $\text{SnH}_4$ |
|-------------------------------|---------------|----------------|----------------|----------------|
| Энергия связи Э-Н кДж/моль    | 414           | 318            | 309            | 297            |
| $\Delta G^0_{298}$ , кДж/моль | -51           | 57,3           | 112,9          | 187,7          |
- Возможен ли синтез этих соединений при ст. усл. и при повышенной температуре?
49. Сульфиды Ge, Sn, Pb. Их получение и свойства. Взаимодействие сульфидов с сульфидом аммония. Возможные уравнения реакций.
50. Пломбаты и плюмбиты. Получение и свойства. Уравнения реакций.
51. Галогениды Ge, Sn, Pb. Возможные способы получения. Свойства.

52. Возможные реакции гидролиза солей Ge, Sn, Pb. Кислотность растворов данных солей?
53. Приведите примеры реакций, характеризующих усиление металлических свойств в ряду Ge - Sn - Pb.
54. Почему для приготовления раствора  $\text{SnCl}_2$  воду сильно подкисляют соляной кислотой?
55. Способы получения  $\alpha$ - и  $\beta$ -оловянных кислот. Их свойства.
56. Рассчитать, в каком объеме воды можно растворить 1г карбоната свинца ( $\text{PbCO}_3$ ), если его ПР =  $3,3 \cdot 10^{-14}$ ?
57. Какие химические реакции лежат в основе промышленных способов получения олова и свинца?
58. С помощью окислительно-восстановительных потенциалов определите возможность взаимодействия олова и свинца с разбавленными серной и соляной кислотами. Какими факторами определяется возможность данных реакций?
59. Способы получения гидроксокомплексов олова и свинца. Какие из них (II) или (IV) более устойчивы?
60. Сколько свинца можно получить из 10т свинцового блеска, содержащего 6% посторонних примесей?
61. Рассчитайте объем выделившегося газа при растворении 1 кг свинца в концентрированной азотной кислоте при н.у.
62. Какие соединения олова и свинца используются в лабораторных условиях в качестве окислителей и восстановителей?
63. Почему для получения гидроксида свинца (II) используют избыток водного раствора аммиака, а не избыток щелочи?
64. Почему при растворении олова в соляной кислоте образуется хлорид олова (II), а не хлорид олова (IV)? Как можно получить  $\text{SnCl}_4$ ?
65. Возможно ли взаимодействие сульфидов олова и свинца с разбавленными и концентрированными кислотами (соляная, серная, азотная)? Запишите уравнения реакций.
66. Составьте диаграммы относительной скорости коррозии олова и свинца в зависимости от pH растворов.
67. Рассчитайте объем выделившегося газа при растворении 100 г бронзы ( 70% Cu и 30% Sn) в избытке концентрированной азотной кислоты.
68. Составьте полные уравнения реакций. Укажите их тип. Для окислительно-восстановительных и обменных реакций запишите ионные уравнения.



### ВАРИАНТЫ ДОМАШНИХ ЗАДАНИЙ (IVгр)

№ ВАР

- 1 - 1, 11, 27, 41, 55  
 2 - 2, 12, 28, 42, 56  
 3 - 3, 13, 29, 13, 57  
 4 - 4, 14, 30, 44, 58  
 5 - 5, 15, 31, 45, 59  
 6 - 6, 16, 32, 46, 60  
 7 - 7, 17, 33, 47, 61  
 8 - 8, 18, 34, 48, 62

№ ВАР

- 9 - 9, 19, 35, 49, 63  
 10 - 10, 20, 36, 50, 64  
 11 - 21, 25, 37, 51, 65  
 12 - 22, 26, 38(1,2), 52, 66  
 13 - 23, 39, 38(3,4), 53, 67  
 14 - 24, 40, 38(3,4), 54, 68(1-4)  
 15 - 18, 26, 35, 49, 68(5-8)

### V группа периодической системы элементов

1. Запишите электронные формулы Р-элементов V-А группы. Возможные валентные состояния и способность проявлять положительную и отрицательные степени окисления. Общность и различия электронного строения и его влияние на свойства элементов.

2. Даны первые ионизационные потенциалы ( $I_1$ ) элементов главной подгруппы:

Элементы	N	P	As	Sb	Bi
$I_1, \text{э.В.}$	14,5	11,0	9,81	8,64	7,29

Объясните данную закономерность. Как меняются радиусы атомов и их восстановительная способность. С чем может быть связано изменение физических свойств простых веществ?

3. Почему в ряду водородных соединений N, P, As и Sb валентные углы молекул уменьшаются от  $107,3^\circ$  до  $91^\circ$ ? С чем связана наблюдаемая закономерность? Как пространственная структура молекул повлияет на их магнитные свойства (с учетом разницы в электроотрицательностях водорода и элементов)?

4. Почему в ряду водородных соединений N, P, As, Sb и Bi понижается их устойчивость и возрастает реакционная и восстановительная активность?

5. С учетом электронного строения объясните изменение энергии связи между атомами в ряду:

	N-N	P-P	As-As	Sb-Sb	Bi-Bi
$E_{\text{св}}, \text{кДж/моль}$	160,5	214,4	134,2	126,2	100,0

6. Молекулы азота  $\text{N}_2$  относятся к наиболее устойчивым. Почему их аналоги  $\text{P}_2, \text{As}_2, \text{Sb}_2$  в обычных условиях нестабильны?

7. Охарактеризуйте склонность атомов N, P, As, Sb и Bi к образованию ковалентных связей по донорно-акцепторному механизму и к образованию координационных соединений.

### АЗОТ (N)

8. Азот. Электронное строение молекул. Полярность и магнитные свойства. Причины химической инертности азота. Распространенность в природе. Лабораторные и технические способы получения чистого азота.

9. На примере кислородных и водородных соединений азота охарактеризовать его возможные степени окисления.

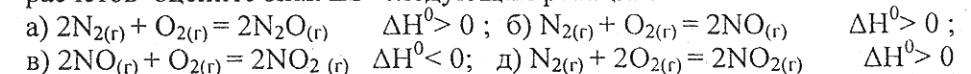
10. Аммиак. Электронное строение и структура молекулы. Физические и химические свойства. Лабораторные и промышленные способы получения аммиака. Возможности жидкого аммиака как ионизирующего растворителя.

11. Химические свойства аммиака. Ион аммония. Его структура и механизм образования. Объясните различие в величине энтальпий образования иона аммония в газовой и жидкой фазах:  $\text{NH}_4^+(\text{г}) (+627,96 \text{ кДж/моль})$  и  $\text{NH}_4^+(\text{р-р}) (-132,96 \text{ кДж/моль})$ .

12. Химические и физические свойства солей аммония.

13. Соединения азота с металлами (нитриды). Возможности их получения. Физические и химические свойства.

14. Оксиды азота. Физические и химические свойства. Не производя расчетов оцените знак  $\Delta S^0$  следующих реакций:



Определите, какие из оксидов можно получить при высоких и низких температурах?

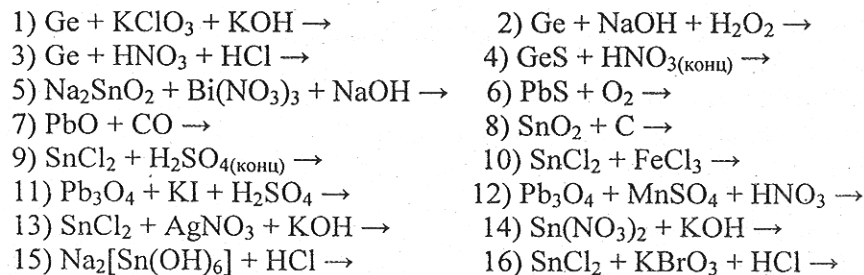
15. Какие из оксидов азота могут взаимодействовать с водой и растворами щелочей? Уравнения реакций.
16. Азотистая кислота, свойства и способы получения. Нитриты. Структура нитрит-иона и его окислительно-восстановительные свойства.
17. Азотная кислота. Физические и химические свойства. структура нитрат-иона. Лабораторные и промышленные способы получения азотной кислоты. Почему раствор концентрированной азотной кислоты окрашен в желтоватый цвет?
18. Взаимодействие разбавленной и концентрированной азотной кислоты с металлами и неметаллами. «Царская водка», причина ее высокой окислительной способности.
19. Соли азотной кислоты (нитраты). Окислительно-восстановительные свойства нитратов. Реакции их термического разложения.
20. Составьте полные реакции взаимодействия раствора аммиака со следующими газами:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{SO}_2$ .
21. Почему в отсутствие воды взаимодействие аммиака и хлористого водорода сильно затруднено?
22. Гидролиз солей аммония. Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Определите характер среды (рН).
23. Рассмотрите электронное строение молекулы  $\text{NO}$  и с точки зрения методов ВС и МО объясните ее высокую устойчивость ( $E_{\text{св}} = 627 \text{ кДж/моль}$ ).
24. Опишите электронное строение и пространственную форму молекулы  $\text{NO}_2$  и объясните причины ее полярности.
25. Чем можно объяснить, что оксид азота  $\text{N}_2\text{O}$  способен поддерживать горение веществ. Приведите примеры реакций.
26. Используя значения стандартных электродных потенциалов определите, возможно ли окисление азотной кислотой железа до +3, олова и свинца до +4? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
27. Рассчитайте рН раствора азотистой кислоты, концентрацией 1 г/л, если ее  $K_{\text{д}} = 5 \cdot 10^{-4}$ . Плотность раствора считать 1 г/см<sup>3</sup>.
28. Сколько литров азота (н.у.) образуется при пропускании 44,8 л аммиака над раскаленным оксидом меди (II)?
29. Запишите реакции взаимодействия серебра с разбавленной и концентрированной азотной кислотой. Определите, в каком случае расход азотной кислоты на окисление серебра будет меньше?

30. Рассчитайте рН раствора, полученного при растворении 1,12 л аммиака (н.у.) в 1 л воды, если  $K_{\text{д}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .
31. Сколько граммов нитрита аммония необходимо для получения 44,8 л азота (н.у.)?
32. Какой объем 2М раствора гидроксида калия потребуется для поглощения 22,4 л диоксида азота при н.у.?
33. Для нейтрализации раствора, содержащего 10,5 г азотной кислоты необходимо 6,17 г гидроксида металла (II). Определите формулу гидроксида.
34. Сколько литров аммиака необходимо растворить в 4 л воды, чтобы получить 5% раствор?
35. В 2 л воды растворено 1,12 л аммиака при н.у. Рассчитайте рН полученного раствора, если у гидроксида аммония  $K_{\text{д}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .
36. Рассчитайте объем 1М раствора манганата (VII) калия, необходимого для окисления 17 г нитрата (III) калия в кислой среде.
37. Какой объем кислорода при н.у. потребуется для окисления 60 г монооксида азота ( $\text{NO}$ ) до  $\text{NO}_2$ ?
38. Рассчитайте объем выделившегося газа при растворении 32,2 г меди в концентрированной азотной кислоте (н.у.).
39. При растворении цинка в разбавленной и в концентрированной азотной кислотах образуются разные газообразные продукты. Рассчитайте, в каком из растворов расход кислоты на окисление 130 г цинка будет меньше.
40. Рассчитайте расход кислорода, необходимого для окисления 11,2 л аммиака до свободного азота при н.у.
41. Составить уравнения реакций, соответствующих следующим превращениям:
- 1)  $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{Cl}_3\text{N}$ ;
  - 2)  $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2$ ;
  - 3)  $\text{N}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NH}_3$ ;
  - 4)  $\text{NO} \rightarrow \text{NOCl} \rightarrow \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NaNO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$

#### ФОСФОР (P)

42. Фосфор. Электронное строение атомов. Возможные валентные состояния. Структура газообразных молекул фосфора.
43. Распространенность фосфора в природе и его аллотропные формы. Промышленные и лабораторные способы получения чистого фосфора.





### ВАРИАНТЫ ДОМАШНИХ ЗАДАНИЙ (IVгр)

№ ВАР

- 1 - 1, 11, 27, 41, 55  
 2 - 2, 12, 28, 42, 56  
 3 - 3, 13, 29, 13, 57  
 4 - 4, 14, 30, 44, 58  
 5 - 5, 15, 31, 45, 59  
 6 - 6, 16, 32, 46, 60  
 7 - 7, 17, 33, 47, 61  
 8 - 8, 18, 34, 48, 62

№ ВАР

- 9 - 9, 19, 35, 49, 63  
 10 - 10, 20, 36, 50, 64  
 11 - 21, 25, 37, 51, 65  
 12 - 22, 26, 38(1,2), 52, 66  
 13 - 23, 39, 38(3,4), 53, 67  
 14 - 24, 40, 38(3,4), 54, 68(1-4)  
 15 - 18, 26, 35, 49, 68(5-8)

### V группа периодической системы элементов

1. Запишите электронные формулы Р-элементов V-А группы. Возможные валентные состояния и способность проявлять положительную и отрицательные степени окисления. Общность и различия электронного строения и его влияние на свойства элементов.

2. Даны первые ионизационные потенциалы ( $I_1$ ) элементов главной подгруппы:

Элементы	N	P	As	Sb	Bi
$I_1, \text{э.В.}$	14,5	11,0	9,81	8,64	7,29

Объясните данную закономерность. Как меняются радиусы атомов и их восстановительная способность. С чем может быть связано изменение физических свойств простых веществ?

3. Почему в ряду водородных соединений N, P, As и Sb валентные углы молекул уменьшаются от  $107,3^\circ$  до  $91^\circ$ ? С чем связана наблюдаемая закономерность? Как пространственная структура молекул повлияет на их магнитные свойства (с учетом разницы в электроотрицательностях водорода и элементов)?

12

4. Почему в ряду водородных соединений N, P, As, Sb и Bi понижается их устойчивость и возрастает реакционная и восстановительная активность?

5. С учетом электронного строения объясните изменение энергии связи между атомами в ряду:

	N-N	P-P	As-As	Sb-Sb	Bi-Bi
$E_{\text{св}}, \text{кДж/моль}$	160,5	214,4	134,2	126,2	100,0

6. Молекулы азота  $\text{N}_2$  относятся к наиболее устойчивым. Почему их аналоги  $\text{P}_2, \text{As}_2, \text{Sb}_2$  в обычных условиях нестабильны?

7. Охарактеризуйте склонность атомов N, P, As, Sb и Bi к образованию ковалентных связей по донорно-акцепторному механизму и к образованию координационных соединений.

### АЗОТ (N)

8. Азот. Электронное строение молекул. Полярность и магнитные свойства. Причины химической инертности азота. Распространенность в природе. Лабораторные и технические способы получения чистого азота.

9. На примере кислородных и водородных соединений азота охарактеризовать его возможные степени окисления.

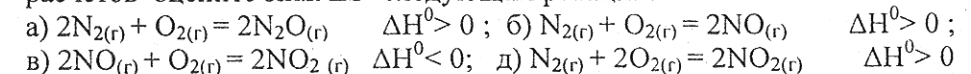
10. Аммиак. Электронное строение и структура молекулы. Физические и химические свойства. Лабораторные и промышленные способы получения аммиака. Возможности жидкого аммиака как ионизирующего растворителя.

11. Химические свойства аммиака. Ион аммония. Его структура и механизм образования. Объясните различие в величине энтальпий образования иона аммония в газовой и жидкой фазах:  $\text{NH}_4^+(\text{г}) (+627,96 \text{ кДж/моль})$  и  $\text{NH}_4^+(\text{р-р}) (-132,96 \text{ кДж/моль})$ .

12. Химические и физические свойства солей аммония.

13. Соединения азота с металлами (нитриды). Возможности их получения. Физические и химические свойства.

14. Оксиды азота. Физические и химические свойства. Не производя расчетов оцените знак  $\Delta S^0$  следующих реакций:



Определите, какие из оксидов можно получить при высоких и низких температурах?

13

## ВАРИАНТЫ ДОМАШНИХ ЗАДАНИЙ (Vгр)

№ ВАР

- 1 - 7, 16, 40, 42, 70(1)  
 2 - 6, 18, 39, 43, 70(2)  
 3 - 5, 41(1), 44, 69, 70(3)  
 4 - 4, 41(2), 45, 68, 70(4)  
 5 - 3, 41(3), 46, 67, 70(5)  
 6 - 2, 41(4), 47, 66, 70(6)  
 7 - 1, 34, 48, 65, 70(7)  
 8 - 8, 33, 49, 64, 70(8)

№ ВАР

- 9 - 9, 32, 50, 63, 70(9)  
 10 - 10, 31, 51, 62, 70(10)  
 11 - 11, 30, 52, 61, 70(11)  
 12 - 12, 29, 53, 60, 70(12)  
 13 - 13, 28, 54, 57, 70(13)  
 14 - 14, 27, 55, 59, 70(14)  
 15 - 15, 26, 56, 58, 70(15)

### VI группа периодической системы элементов

1. Электронное строение атомов. Валентность и возможные степени окисления. Закономерности в изменении энергий ионизации, энергий сродства к электрону и электроотрицательности.

2. Объясните закономерность в изменении энергии связи между атомами:

	O - O	S - S	Se - Se	Te - Te
$E_{св}$ , кДж/моль	138	213	184	138

3. Как изменяются кислотно-основные свойства в ряду гидридов  $H_2O - H_2Te$ ? Примеры реакций.

На основании термодинамических данных проанализируйте возможность образования гидридов при стандартных условиях.

4. Как и почему изменяется кислотность в ряду оксидов  $SO_2 - PoO_2$ ? Изменение их окислительно-восстановительных возможностей.

5. С учетом электронного строения и разницы в электроотрицательностях объясните закономерность в изменении валентных углов:

	$H_2O$	$H_2S$	$H_2Se$	$H_2Te$
$\angle H-N-H$	$104,5^\circ$	$92,2^\circ$	$91,0^\circ$	$90,0^\circ$

6. Сравните устойчивость соединений O, S, Se и Te в высших степенях окисления.

## КИСЛОРОД (O)

7. Кислород. Электронное строение и возможные степени окисления. Могут ли атомы кислорода иметь положительные степени окисления +1 и +2? Физические и химические свойства. Способы получения и области применения.

8. Озон. Строение молекул и его свойства. Способы получения. Окислительные способности молекулярного кислорода и озона. 9. Электрохимические способы получения кислорода из водных растворов кислот, солей и щелочей.

10. Ионные и ковалентные оксиды. Их физические и химические свойства.

11. Вода. Строение молекул. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь и ее влияние на свойства воды. Различия в строении льда и жидкой воды.

12. Агрегатные состояния воды. Фазовая диаграмма состояний воды. Общность и различия в жидком и твердом состоянии воды.

13. Химические свойства воды. Ее окислительно-восстановительные возможности. Примеры реакций.

14. Механизм, условия образования и строение иона гидроксония.

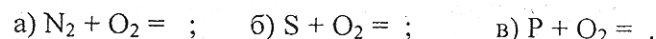
15. Пероксиды. Строение и свойства. Пероксид водорода. Способы получения. Причины термодинамической неустойчивости молекул. Почему при разбавлении водой устойчивость  $H_2O_2$  возрастает?

16. На основании сравнения стандартных электродных потенциалов рассмотрите влияние кислотности среды на окислительно-восстановительную способность пероксида водорода. Примеры реакций.

17. В результате электролиза раствора гидроксида натрия с использованием инертного анода на нем выделилось 5,2 л кислорода. Какой газ и в каком объеме выделился на катоде?

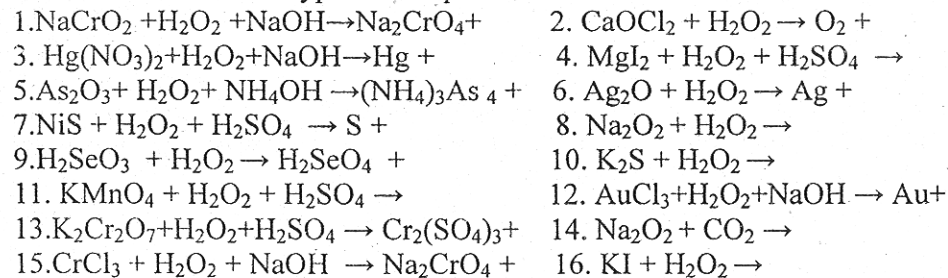
18. Возможно ли при ст. условиях взаимодействие молекулярного кислорода с а) водородом; б) с азотом; в) хлором? Ответ подтвердить термодинамическими расчетами.

19. Рассчитайте, в каком из процессов расход кислорода будет наибольшим, если азот, сера и фосфор окисляются до высших степеней окисления?



20. С какими из простых веществ кислород непосредственно не взаимодействует? Для каких элементов не получены кислородные соединения?

21. Составьте полные уравнения реакций:



### СЕРА (S)

22. Сера. Электронное строение атомов и возможные степени окисления. Физические и химические свойства. Способы получения и области применения. Аллотропные модификации серы.

23. Приведите примеры соединений серы, обладающие а) окислительными и б) восстановительными свойствами. Примеры реакций. Возможность реакций подтвердите сравнением окислительно-восстановительных потенциалов.

24. Соединение серы с водородом. Получение, свойства и структура молекулы. Химические и физические свойства.

25. Ионные и ковалентные сульфиды. Общность и различия в свойствах. Полисульфиды.

26. Диоксид серы. Получение, свойства и структура молекул.

27. Сернистая кислота. Химические и физические свойства. Сульфиты, получение и структура молекул.

28. Оксид серы (VI). Получение, свойства и строение молекул.

29. Серная кислота. Методы получения, свойства, строение молекул. Олеум, дисерная кислота. Почему при производстве  $\text{H}_2\text{SO}_4$  триоксид серы поглощают концентрированной серной кислотой, а не водой?

30. Природа окислительных свойств серной кислоты. Взаимодействие концентрированной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и ее водных растворов с металлами и неметаллами.

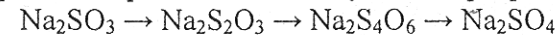
31. Природа сильного водоотнимающего действия концентрированной серной кислоты.

32. Соли серной кислоты, структура, свойства и получение. Средние и кислые соли. Их гидролиз.

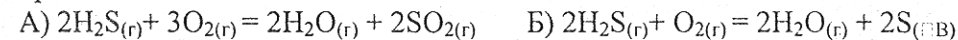
33. Тиосерная кислота, тиосульфат натрия и их свойства. Степени окисления серы в этих соединениях и их структура.

34. Соединения серы с галогенами. Оксохлориды серы. Свойства и способы получения.

35. Составьте уравнения реакции для следующих превращений:



36. Пользуясь таблицей стандартных электродных потенциалов оцените, какая из нижеприведенных реакций термодинамически более предпочтительна?



37. Рассчитайте количество а) концентрированной и б) разбавленной серной кислоты, необходимое для окисления 130 г металлического цинка.

38. Объясните, почему сульфид цинка может быть растворен в соляной кислоте, а сульфид меди – нет?

39. Объясните, почему сульфиды цинка и свинца можно получить по обменным реакциям в водных растворах, а сульфиды алюминия и хрома – нельзя?

40. Запишите необходимые уравнения реакций и оцените кислотность среды (pH) в водных растворах  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ,  $\text{NaHS}$ .

41. Рассчитайте при н.у. объемы сероводорода и диоксида серы, необходимые для получения 3,2 кг серы?

42. Имеется три пробирки с сульфатом, сульфитом и тиосульфатом натрия. Приведите методы идентификации, позволяющие определить что – где? Примеры реакций.

43. Приведите примеры получения  $\text{SO}_2$  а) сопровождающиеся изменением степени окисления серы и б) без изменения степени окисления.

44. Какие вещества можно использовать для осушки газообразного диоксида серы:  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$ ,  $\text{KOH}_{(\text{конц})}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_{5(\text{тв})}$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_{3(\text{тв})}$ ?

45. При пропускании сероводорода через бромную воду исчезает окраска раствора и выпадает осадок. Запишите уравнение реакции и рассчитайте массу осадка, образовавшегося при пропускании 4,48 л сероводорода при н.у.?

46. Запишите уравнения реакций взаимодействия тиосульфата натрия с а) хлором и б) иодом. В случае избытка и недостатка тиосульфата.

47. Запишите уравнения реакций взаимодействия сернистой кислоты с а) магнием; б) сероводородом и в) иодом. Определите окислитель и восстановитель. Подтвердите возможности реакций расчетом ЭДС.

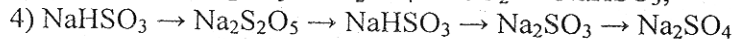
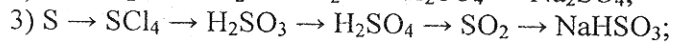
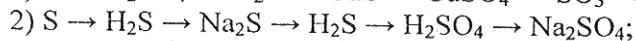
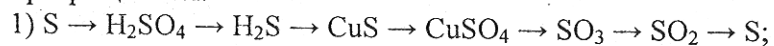
48. Рассчитайте pH и степень диссоциации 0,01M раствора  $H_2S$ , учитывая только первую ступень диссоциации ( $K_d = 1 \cdot 10^{-7}$ ).

49. Перечислите возможные способы внешнего воздействия на реакцию  $2H_2S_{(г)} + 3O_{2(г)} = 2H_2O_{(г)} + 2SO_{2(г)}$ , которые позволят увеличить равновесную концентрацию  $SO_2$ .

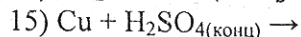
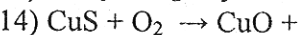
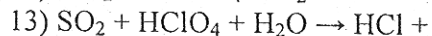
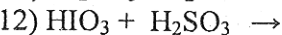
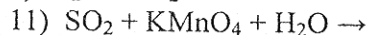
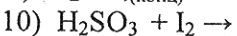
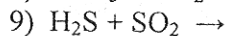
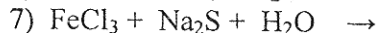
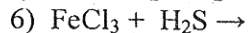
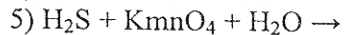
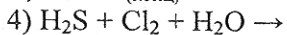
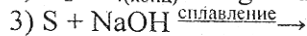
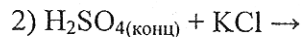
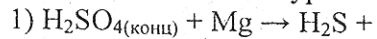
50. Запишите уравнения реакций взаимодействия раствора хлорида железа (III) с а) сероводородом; б) с сульфидом аммония.

51. Сколько литров  $SO_2$  (при н.у.) надо пропустить через раствор  $HClO_3$ , содержащий 16,9 г кислоты, чтобы полностью ее восстановить до  $HCl$ ?

52. Составить уравнения реакций, соответствующих следующим превращениям:



53. Составьте полные уравнения реакций.



### СЕЛЕН (Se), ТЕЛЛУР (Te), ПОЛОНИЙ (Po)

54. Простые вещества, аллотропные модификации и их строение. Распространенность в природе, методы получения чистых веществ.

55. Различия во взаимодействии селена, теллура и полония с водой и разбавленными кислотами. В чем причина различий?

56. Взаимодействие Se, Te и Po с концентрированной азотной кислотой.

57. Диспропорционирование селена и теллура в щелочных растворах.

58. Соединения Se, Te и Po с водородом. Сравнительная характеристика методов получения, физических и химических свойств.

59. Сравните устойчивость и восстановительную способность гидридов серы, селена и теллура.

60. Галогениды Se, Te и Po. Свойства, получение, реакции гидролиза.

61. Диоксиды и тетрагаллиды Se, Te и Po. Получение, физические и химические свойства.

62. Высшие оксиды, кислоты и их соли. Свойства и способы получения.

63. Сравните силу кислот и их окислительные способности в ряду:



64. Составьте уравнения реакций взаимодействия селеновой и теллуровой кислот с а) концентрированной соляной кислотой; б) с иодидом калия.

### ВАРИАНТЫ ДОМАШНИХ ЗАДАНИЙ (VI гр)

№ ВАР

№ ВАР

1 - 15, 21(1), 22, 37, 60

9 - 7, 21(9), 30, 45, 61

2 - 14, 21(2), 23, 52 (1), 59

10 - 6, 21(10), 31, 46, 62

3 - 13, 21(3), 24, 52 (2), 58

11 - 5, 21(11), 32, 47, 63

4 - 12, 21(4), 25, 52 (3), 57

12 - 4, 21(12), 33, 48, 53 (1-3)

5 - 11, 21(5), 26, 52 (4), 56

13 - 3, 21(13), 34, 49, 53 (4-6)

6 - 10, 21(6), 27, 42, 55

14 - 2, 21(14), 35, 50, 53 (7-9)

7 - 9, 21(7), 28, 43, 54

15 - 1, 21(15), 36, 51, 53 (10-12)

8 - 8, 21(8), 29, 44, 64

### VII Группа периодической системы элементов ГАЛОГЕНЫ: ФТОР (F), ХЛОР (Cl), БРОМ (Br), ИОД (I)

1. Электронное строение атомов. Валентность и возможные степени окисления. Закономерности в изменении энергий ионизации, энергий сродства к электрону и электроотрицательности. Сравнительная устойчивость молекул галогенов.

2. Распространенность галогенов в природе. Физические свойства. Лабораторные и промышленные способы получения. Применение галогенов в технике.

3. Химические свойства галогенов. Изменение химической активности и окислительно-восстановительных свойств галогенов в группе.

4. Сравните энергии связи в молекулах галогенов, объясните закономерность в ее изменении, почему энергия связи у фтора меньше, чем у хлора?

	F <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>	Br <sub>2</sub>	I <sub>2</sub>
E <sub>св</sub> , кДж/моль	154,8	239,2	190,1	148,8

5. Галогениды элементов с ионным и ковалентным характером связи.

6. Галогенводороды. Способы их получения. Окислительно-восстановительная способность и изменение кислотных свойств. Галогенводородные кислоты и их свойства. Природа аномально высокой температуры кипения фтористого водорода?

7. Объясните, почему в ряду галогенводородов HF – HCl – HBr – HI величина дипольных моментов молекул уменьшается?

8. Соляная кислота. Физические и химические свойства. Может ли раствор соляной кислоты проявлять окислительные свойства? В каких случаях? Чем объяснить очень высокую растворимость хлористого водорода в воде? Лабораторные и технические способы получения соляной кислоты.

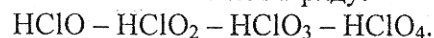
9. Фтористоводородная (плавиковая) кислота. Физические и химические свойства. Строение и состав водных растворов HF. Физические и химические свойства солей фтористоводородной кислоты.

10. Соединения галогенов с кислородом. Физические и химические свойства, строение молекул и способы получения. Сравните устойчивость оксидов и их кислотные и окислительные свойства.

11. Кислородсодержащие кислоты галогенов. Их получение и свойства.

12. Соли кислородсодержащих кислот галогенов. Изменение устойчивости, кислотных и окислительных свойств этих солей.

13. Объясните изменение окислительно-восстановительных свойств устойчивости, и изменение силы кислот в ряду:



14. Хлорноватистая кислота и ее соли. Свойства и применение.

15. Хлорноватая кислота и ее соли. Лабораторные и технические способы получения хлората калия и его применение.

16. Взаимодействие галогенов с металлами и неметаллами.

17. Взаимодействие галогенов с водой и водными растворами щелочей. Хлорная, бромная и йодная вода. Какие частицы можно обнаружить в этих растворах. Химические свойства.

18. Соединения галогенов между собой. Типы химических связей в этих соединениях, их устойчивость и свойства. Структура газообразных молекул ClF<sub>3</sub>, BrF<sub>5</sub>, IF<sub>7</sub>?

19. Объясните, почему растворимость галогенов в воде хуже, чем в органических растворителях, а у галогенводородов – наоборот?

20. Почему реакции взаимодействия галогенидов калия с концентрированной серной кислотой протекают по разному? Составьте уравнения реакций.

21. Запишите уравнения реакций взаимодействия газообразного хлора с холодным и горячим растворами щелочи.

22. Объясните, почему при добавлении к насыщенному раствору NaCl концентрированной соляной кислоты часть соли выпадает в осадок?

23. Составьте схемы электролиза раствора поваренной соли в двух вариантах: а) анодное и катодное пространства электролизера не разделены; б) анодное и катодное пространства разделены диафрагмой.

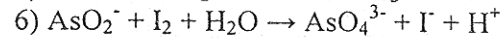
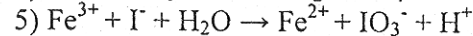
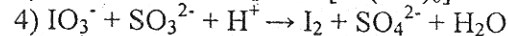
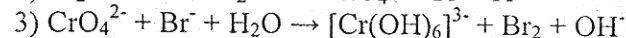
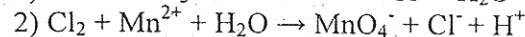
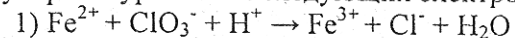
24. Рассчитайте максимально возможную концентрацию соляной кислоты (в % масс.), полученную растворением хлористого водорода в воде при 17.0°C и 1 атм, если известно, что при этих условиях в 1 л воды растворится 460 л HCl(г)?

25. Сравните кислотно-основные свойства следующих пар соединений: а) NaCl и SbCl<sub>5</sub>; б) KF и PF<sub>5</sub>. Приведите уравнения реакций гидролиза этих солей и уравнения реакций их взаимодействия между собой.

26. Возможно ли взаимодействие между иодидом калия и хлоратом калия в кислых и нейтральных средах? Ответ дайте на основании сравнения стандартных электродных потенциалов.

27. Можно ли получить молекулярный иод, имея иодид натрия, перманганат калия и соляную кислоту?

28. Исходя из значений стандартных электродных потенциалов, определите направление реакций, подберите коэффициенты и запишите молекулярные уравнения следующих электронно – ионных уравнений:



29. Какой объем газообразного хлора (при н.у.) можно получить из баллона с жидким хлором емкостью 50 л, если плотность жидкого хлора равна 1,5 г/мл?

30. Во сколько раз уменьшится растворимость иодида серебра в 0,1 М растворе иодида калия по сравнению с растворимостью в чистой воде?  $IP_{AgI} = 1,6 \cdot 10^{-16}$ .

31. Составьте полные уравнения реакций и подберите коэффициенты методом электронно-ионных уравнений:

- |  |   |
|--|---|
| 1). $KClO_3 + MnO_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 +$    | 7). $Cl_2 + KOH \rightarrow$            |
| 2). $HCl_{(конц)} + KMnO_4 \rightarrow MnCl_2 +$     | 8). $KI + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ |
| 3). $KClO_3 + MnSO_4 + KOH \rightarrow$              | 9). $NaIO_3 + SO_2 + H_2O \rightarrow$  |
| 4). $HCl_{(конц)} + K_2Cr_2O_7 \rightarrow CrCl_3 +$ | 10). $HCl + KClO_3 \rightarrow$         |
| 5). $Cr(OH)_3 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 +$   | 11). $MnO_2 + HCl_{(конц)} \rightarrow$ |
| 6). $CrCl_3 + NaClO + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 +$  |   |

32. Составьте полные уравнения реакций:

- |  |   |
|--|---|
| 1). $HI + HIO_3 \rightarrow$                   | 2). $H_2SO_3 + HIO_3 \rightarrow$                 |
| 3). $KI + H_2O_2 \rightarrow$                  | 4). $KBr + KBrO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$          |
| 5). $SO_2 + Br_2 + H_2O \rightarrow$           | 6). $FeSO_4 + HClO + H_2SO_4 \rightarrow$         |
| 7). $H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow$           | 8). $HClO_4 + P_2O_5 \rightarrow$                 |
| 9). $ClO_2 + Na_2O_2 \rightarrow NaClO_2 +$    | 10). $NaCl + HClO_3 \rightarrow$                  |
| 11). $HCl + CaOCl_2 \rightarrow$               | 12). $KI + CaOCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow$         |
| 13). $Fe(OH)_2 + KClO_4 \rightarrow Fe_3O_4 +$ | 14). $S + ClO_2 + NaOH \rightarrow NaClO_2 +$     |
| 15). $SO_2 + NaIO_3 + H_2O \rightarrow$        | 16). $KCrO_2 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 +$ |

33. Составить уравнения реакций, соответствующих следующим превращениям:

- $Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow NaCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow NaClO \rightarrow HClO \rightarrow HCl$ ;
- $Cl_2 \rightarrow Cl_2O \rightarrow HClO \rightarrow HClO_3$ ;
- $HClO_4 \rightarrow Cl_2O_7 \rightarrow NaClO_4 \rightarrow NaCl \rightarrow Cl_2$

### ВАРИАНТЫ ДОМАШНИХ ЗАДАНИЙ (VII гр)

№ ВАР

№ ВАР

1 - 5, 16, 31(1), 33(1)

9 - 9, 24, 31(8), 32(8)

2 - 4, 17, 31(1), 33(2)

10 - 10, 25, 31(9), 32(7)

3 - 3, 18, 31(2), 33(3)

11 - 11, 26, 31(10), 32(6)

4 - 2, 19, 31(3), 32(13)

12 - 12, 27, 31(11), 32(5)

5 - 1, 20, 31(4), 32(12)

13 - 13, 28 (1,2), 29, 32 (4)

6 - 6, 21, 31(5), 32(11)

14 - 14, 28 (3,4), 30, 32 (3)

7 - 7, 22, 31(6), 32(10)

15 - 15, 28 (5,6), 32(14-16)

8 - 8, 23, 31(7), 32(9)