

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА  
И ПРОДОВОЛЬСТВИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ

УЧРЕЖДЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ  
«ГРОДНЕНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ  
АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра химии

**Комментарии для работы с рабочими  
тетрадами по химии элементов  
(для студентов инженерно – технологического  
факультета)**

Периодическая система элементов																		
<a href="#">H</a>																		<a href="#">He</a>
<a href="#">Li</a>	<a href="#">Be</a>											<a href="#">B</a>	<a href="#">C</a>	<a href="#">N</a>	<a href="#">O</a>	<a href="#">F</a>	<a href="#">Ne</a>	
<a href="#">Na</a>	<a href="#">Mg</a>											<a href="#">Al</a>	<a href="#">Si</a>	<a href="#">P</a>	<a href="#">S</a>	<a href="#">Cl</a>	<a href="#">Ar</a>	
<a href="#">K</a>	<a href="#">Ca</a>	<a href="#">Sc</a>	<a href="#">Ti</a>	<a href="#">V</a>	<a href="#">Cr</a>	<a href="#">Mn</a>	<a href="#">Fe</a>	<a href="#">Co</a>	<a href="#">Ni</a>	<a href="#">Cu</a>	<a href="#">Zn</a>	<a href="#">Ga</a>	<a href="#">Ge</a>	<a href="#">As</a>	<a href="#">Se</a>	<a href="#">Br</a>	<a href="#">Kr</a>	
<a href="#">Rb</a>	<a href="#">Sr</a>	<a href="#">Y</a>	<a href="#">Zr</a>	<a href="#">Nb</a>	<a href="#">Mo</a>	<a href="#">Tc</a>	<a href="#">Ru</a>	<a href="#">Rh</a>	<a href="#">Pd</a>	<a href="#">Ag</a>	<a href="#">Cd</a>	<a href="#">In</a>	<a href="#">Sn</a>	<a href="#">Sb</a>	<a href="#">Te</a>	<a href="#">I</a>	<a href="#">Xe</a>	
<a href="#">Cs</a>	<a href="#">Ba</a>	*	<a href="#">Hf</a>	<a href="#">Ta</a>	<a href="#">W</a>	<a href="#">Re</a>	<a href="#">Os</a>	<a href="#">Ir</a>	<a href="#">Pt</a>	<a href="#">Au</a>	<a href="#">Hg</a>	<a href="#">Tl</a>	<a href="#">Pb</a>	<a href="#">Bi</a>	<a href="#">Po</a>	<a href="#">At</a>	<a href="#">Rn</a>	
<a href="#">Fr</a>	<a href="#">Ra</a>	**	<a href="#">Rf</a>	<a href="#">Db</a>	<a href="#">Sg</a>	<a href="#">Bh</a>	<a href="#">Hs</a>	<a href="#">Mt</a>	<a href="#">Ds</a>	<a href="#">Rg</a>	<a href="#">Uub</a>	<a href="#">Uut</a>	<a href="#">Uuq</a>	<a href="#">Uup</a>	<a href="#">Uuh</a>	<a href="#">Uus</a>	<a href="#">Uuo</a>	
		*	<a href="#">La</a>	<a href="#">Ce</a>	<a href="#">Pr</a>	<a href="#">Nd</a>	<a href="#">Pm</a>	<a href="#">Sm</a>	<a href="#">Eu</a>	<a href="#">Gd</a>	<a href="#">Tb</a>	<a href="#">Dy</a>	<a href="#">Ho</a>	<a href="#">Er</a>	<a href="#">Tm</a>	<a href="#">Yb</a>	<a href="#">Lu</a>	
		**	<a href="#">Ac</a>	<a href="#">Th</a>	<a href="#">Pa</a>	<a href="#">U</a>	<a href="#">Np</a>	<a href="#">Pu</a>	<a href="#">Am</a>	<a href="#">Cm</a>	<a href="#">Bk</a>	<a href="#">Cf</a>	<a href="#">Es</a>	<a href="#">Fm</a>	<a href="#">Md</a>	<a href="#">No</a>	<a href="#">Lr</a>	

Гродно 2015

УДК: 546 (076.5)

ББК 24.1 Я 73

Р 13

Авторы: Апанович З.В., Лукашенко Ю.А.

Рецензенты: доцент, доктор биологических наук А.Ф.Макарчиков,  
доцент, кандидат химических наук Л.И. Хмылко

Р 13

**Комментарии** для работы с рабочими тетрадями по химии элементов / З.В. Апанович, Ю.А. Лукашенко. – Гродно: ГГАУ, 2015. – 144с.

Учебно-методическое пособие включает лекции по отдельным темам курса «Неорганическая химия» и предназначено для контролируемой самостоятельной работы студентов инженерно – технологического факультета, для которых введен отдельный курс по химии элементов, а также может быть использовано студентами других факультетов.

**УДК: 546 (076.5)**

**ББК 24.1 Я 73**

Рекомендовано межфакультетской методической комиссией инженерно – технологического факультета от 10.11 2015г. (протокол № 3).

© УО «Гродненский государственный аграрный университет», 2015  
Апанович З.В., 2015

<b>Тема №</b>	<b>СОДЕРЖАНИЕ</b>	<b>Стр.</b>
<b>1</b>	<b>Химические свойства s– элементов 1 группы ПС и их соединений</b>	<b>4</b>
<b>2</b>	<b>Химические свойства s– элементов 11 группы ПС и их соединений</b>	<b>9</b>
	<b>Р-элементы (общие сведения)</b>	<b>16</b>
<b>3</b>	<b>Химические свойства p – элементов 111 группы ПС и их соединений</b>	<b>17</b>
<b>4</b>	<b>Химические свойства p – элементов 1V группы ПС и их соединений</b>	<b>22</b>
<b>5</b>	<b>Химические свойства p – элементов V группы ПС и их соединений</b>	<b>29</b>
<b>6</b>	<b>Химические свойства p – элементов V1 группы ПС и их соединений</b>	<b>38</b>
<b>7</b>	<b>Химические свойства p – элементов V11 группы ПС и их соединений</b>	<b>48</b>
	<b>d – элементы (общие сведения)</b>	<b>55</b>
<b>8</b>	<b>Химические свойства d – элементов 1 группы ПС и их соединений</b>	<b>56</b>
<b>9</b>	<b>Химические свойства d– элементов 11 группы ПС и их соединений</b>	<b>62</b>
<b>10</b>	<b>Химические свойства d– элементов 1V группы ПС и их соединений</b>	<b>66</b>
<b>11</b>	<b>Химические свойства d– элементов V11 группы ПС и их соединений</b>	<b>69</b>
<b>12</b>	<b>Химические свойства d– элементов V111 группы ПС и их соединений</b>	<b>72</b>
<b>13</b>	<b>Таблица распределения номеров индивидуальных заданий, соответствующих каждому варианту.</b>	<b>77</b>

## ТЕМА 1: ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА S – ЭЛЕМЕНТОВ 1 ГРУППЫ ПС И ИХ СОЕДИНЕНИЙ.

Комментарии для работы с рабочими тетрадями.

1. $\text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ Обмен. Более сильная кислота вытесняет более слабую из её соли. Газообразный продукт удаляется из реакционной системы.
2. $\text{LiCl} \xrightarrow{\text{электролиз}}$ Электролиз расплава до простых веществ.
3. $\text{LiH} + \text{O}_2 \rightarrow$ Реакция горения до оксидов, которые реагируют между собой.
4. $\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow$ Образуется пероксид натрия.
5. $\text{Na} + \text{NH}_3 \rightarrow$ Замещение натрия водородом до амида. Реакция может идти в три стадии при избытке натрия.
6. $\text{Na}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow$ Образуется пероксид. ОВР, соединения.
7. $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{Na} \rightarrow$ Образуется оксид. ОВР.
8. $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t,p}$ Образуется супероксид. ОВР соединение.
9. $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$ ОВР $\text{O}^{-1}$ диспропорционирует. Эта реакция используется в подводных лодках и в костюмах с замкнутыми циклами дыхания.
10. $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Реакция гидролиза (обмена), с образованием пероксида водорода.
11. $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}}$ Образуется щелочь и 2 простых вещества.
12. $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ОВР, $\text{O}^{-1}$ окислитель, восстановитель $\text{J}^{-1}$ .
13. $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ОВР, $\text{O}^{-1}$ восстановитель, $\text{Mn}^{+7}$ окислитель.
14. $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ ОВР, $\text{O}^{-1}$ окислитель, восстановитель $\text{Fe}^{+2}$ .
15. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ Обмен. Выпадает осадок. Старый способ получения едкого натра.
16. $\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow$ ОВР, $\text{Cl}_2$ диспропорционирует в горячей и в холодной щелочи по разному.

17. $\text{NaOH} + \text{S} \rightarrow \text{ОВР } \text{S}^0$ диспропорционирует на $\text{S}^{-2}, \text{S}^{+4}$ .
18. $\text{NaOH} + \text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow$ Комплексообразования у $\text{Be}^{2+}$ координационное число 4.
19. $\text{NaOH} + \text{ZnSO}_4 \rightarrow$ Обмен. Более сильное основание вытесняет более слабое из её соли, при избытке щелочи образуется комплекс, у $\text{Zn}^{2+}$ координационное число - 4.
20. $\text{NaF} + \text{AlF}_3 \rightarrow$ Комплексообразования, у $\text{Al}^{3+}$ координационное число 6 и 4. Образуется криолит, который используется в промышленности для получения фтора и как добавка при получении алюминия из расплава его оксида.
21. $\text{NaOH} + \text{Al} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ОВР } \text{Al}^0$ - восстановитель $\text{H}^+$ - окислитель. Комплексообразования, у $\text{Al}^{3+}$ координационное число 6 и 4. Эта реакция использовалась для наполнения водородом русских аэростатов в русско-японской войне.
22. $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{ОВР}, \text{O}^{-2}$ восстановитель, $\text{N}^{+5}$ окислитель.
23. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t}$ Обмен. Газообразный продукт - более летучий оксид удаляется из реакционной среды.
24. $\text{K} + \text{O}_2 \rightarrow$ Образуется надпероксид.
25. $\text{K} + \text{O}_3 \rightarrow$ Образуется озонид.
26. $\text{KO}_2 + \text{K} \rightarrow$ Образуется пероксид или оксид. Соединения.
27. $\text{KO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ОВР } \text{O}^{-1/2}$ диспропорционирует.
28. $\text{KHCO}_3 \xrightarrow{t}$ реакция разложения (не ОВР)
29. $\text{KOH} + \text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ОВР}, \text{Zn}^0$ - восстановитель $\text{H}^+$ - окислитель. Комплексообразование у $\text{Zn}^{2+}$ координационное число 4.
30. $\text{KOH} + \text{Si} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ОВР}. \text{Si}^0$ - восстановитель $\text{H}^+$ - окислитель. Образуется соль кремниевой кислоты.
31. $\text{KH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Реакция обмена и ОВР одновременно. Образующийся молекулярный водород состоит из $\text{H}^-$ и $\text{H}^+$ .
32. $\text{KH} + \text{AlH}_3 \rightarrow$ Комплексообразования, у $\text{Al}^{3+}$ координационное число 4.
33. $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ реакция обмена (нейтрализации)
34. $\text{KO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ОВР}. \text{O}^{-1/2}$ диспропорционирует.
35. $\text{KO}_3 \rightarrow \text{ОВР}. \text{O}^{-1/3}$ диспропорционирует.
36. $\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз по аниону.

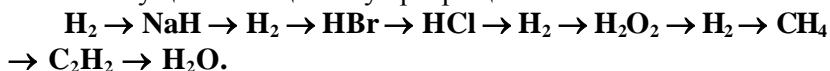
37. $\text{KO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OBR}$ . $\text{O}^{-1/5}$ диспропорционирует.
38. $\text{Na} + \text{NH}_3 \rightarrow$ Замещение натрия водородом до амида. реакция может идти в три стадии при избытке натрия.
39. $\text{NaNH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз (обмен). Газообразный продукт удаляется из реакционной среды.
40. $\text{KO}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{OBR}$ . $\text{O}^{-1/2}$ диспропорционирует.
41. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ совместный гидролиз с образованием соли сильной кислоты и сильного основания, слабый анион и катион гидролизуются полностью и необратимо, их продукты уходят из зоны реакции.
42. $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ обмен (не OBR)

### Индивидуальные задания:

#### 1 вариант:

Какое свойство s-элементов характеризует их как активных восстановителей? Как изменяется восстановительная активность элементов IA групп по мере увеличения порядкового номера? Почему?

Осуществите цепочку превращений:

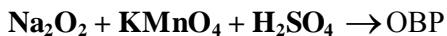
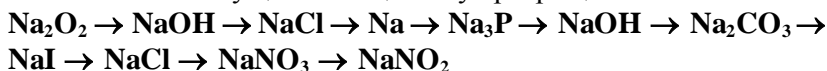


$\text{O}^{-1}$  окислитель, восстановитель  $\text{J}^{-1}$ .

#### 2 вариант:

Как можно получить гидроксиды щелочных металлов? Почему едкие щелочи необходимо хранить в хорошо закрытой посуде? Составьте уравнения реакций, при насыщении едкого натра: а) хлором; б) сернистым ангидридом; в) сероводородом.

Осуществите цепочку превращений:

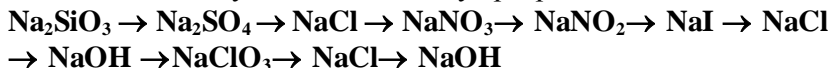


$\text{O}^{-1}$  восстановитель,  $\text{Mn}^{+7}$  окислитель.

### 3 вариант:

Напишите уравнения реакций получения из карбоната натрия: а) силиката натрия; б) ацетата натрия; в) нитрата натрия; г) гидросульфата натрия; д) сульфита натрия.

Осуществите цепочку превращений:

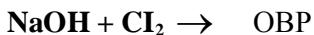
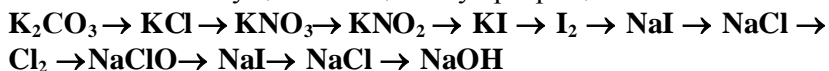


$\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  ОВР  $\text{O}^{-1}$  окислитель, восстановитель  $\text{Fe}^{+2}$ .

### 4 вариант:

Опишите методы получения щелочных металлов.

Осуществите цепочку превращений:

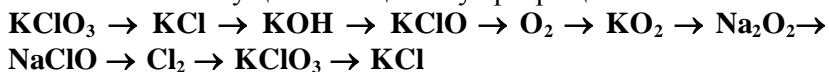


$\text{Cl}_2$  диспропорционирует в горячей и в холодной щелочи по разному.

### 5 вариант:

В виде каких ионов может входить водород в состав химических соединений?

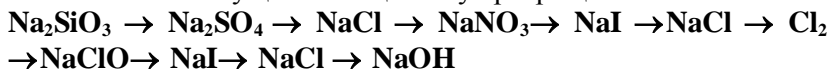
Осуществите цепочку превращений:



### 6 вариант:

Как получают водород в промышленности и в лаборатории? Привести уравнения реакций.

Осуществите цепочку превращений:

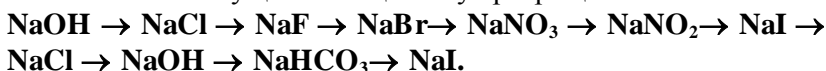


$\text{NaOH} + \text{Al} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OBR}$   $\text{Al}^0$  восстановитель  $\text{H}^+$  окислитель. Комплексообразование у  $\text{Al}^{3+}$  координационное число 6 и 4.

### 7 вариант:

Назовите три изотопа водорода. Укажите состав их ядер. Что такое тяжелая вода? Как она получается и каковы ее свойства?

Осуществите цепочку превращений:



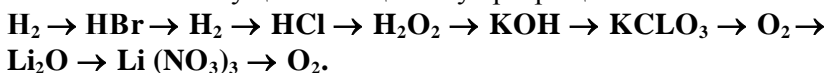
$\text{Zn}^0$  восстановитель  $\text{H}^+$  окислитель.

Комплексообразование, у  $\text{Zn}^{2+}$  координационное число 4

### 8 вариант:

Какие степени окисления у кислорода в соединениях со щелочными металлами. приведите примеры данных соединений и назовите их.

Осуществите цепочку превращений:

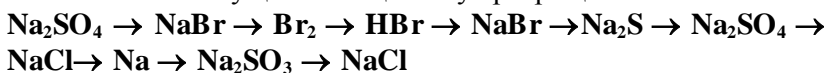


$\text{Si}^0$  восстановитель  $\text{H}^+$  окислитель.

### 9 вариант:

В чем отличительная особенность лития. Как изменяется окраска пламени в зависимости от присутствия ионов щелочных металлов. В чем заключается сущность наблюдаемого явления изменение окраски пламени. Где применяется данное явление?

Осуществите цепочку превращений:



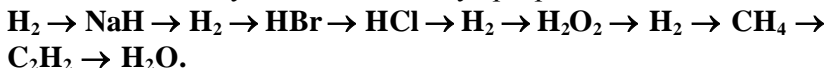
$\text{O}^{-1}$  диспропорционирует.



### 10 вариант:

Что такое питьевая, кальцинированная, каустическая сода, какие природные материалы содержат s - элементы первой группы. напишите их формулы дайте им названия. биогенные функции элементов второй группы.

Осуществите цепочку превращений:



## ТЕМА 2: ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА S – ЭЛЕМЕНТОВ 2 ГРУППЫ ПС И ИХ СОЕДИНЕНИЙ.

Комментарии для работы с рабочими тетрадями.

1. $\text{BeCl}_2 + \text{LiH} \rightarrow$ Комплексообразование у $\text{Be}^{2+}$ координационное число 4 с образованием соли сильной кислоты и сильного основания.
2. $\text{BaSO}_4 + \text{C} \rightarrow$ OBR $\text{C}^0$ восстановитель $\text{S}^{+6}$ окислитель до $\text{S}^{-2}$ .
3. $\text{Mg} + \text{CO}_2 \rightarrow$ OBR. Магний горит в атмосфере углекислого газа.
4. $\text{BaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Реакция обмена с образованием молекулы водорода, состоящей из гидрид аниона и гидрид катиона.
5. $\text{Ba} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ к} \rightarrow$ OBR $\text{Ba}^0$ восстановитель $\text{S}^{+6}$ окислитель. чем более активный металл, тем более полно восстанавливается сера до $\text{S}^{-2}$ .
6. $\text{MgO} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$ соединение (не OBR)
7. $\text{CaO} + \text{C} \rightarrow$ OBR, образуется карбид кальция со степенью окисления $\text{C}^{-1}$ , углерод диспропорционирует.
8. $\text{BeCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз по катиону.
9. $\text{Ca(OH)}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$ OBR $\text{Cl}_2^0$ диспропорционирует с образованием хлорной извести.
10. $\text{Be(OH)}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ Комплексообразование у $\text{Be}^{2+}$ координационное число 4.

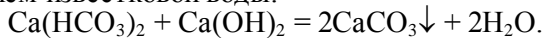
11. $\text{BeF}_2 + \text{NaF} \rightarrow$ Комплексообразование у $\text{Be}^{2+}$ координационное число 4
12. $\text{CaH}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$ Реакция горения до оксидов, которые реагируют между собой.
13. $\text{BaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Реакция обмена и ОВР одновременно с образованием молекулярного водорода состоящего из $\text{H}^-$ и $\text{H}^+$ .
14. $\text{SrO} + \text{SiO}_2 \rightarrow$ соединение (не ОВР)
15. $\text{BeO} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Комплексообразование у $\text{Be}^{2+}$ координационное число 4.(не ОВР).
16. $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ соединение (не ОВР)
17. $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ реакция обмена с образованием перекиси. (не ОВР).
18. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{NO}_2 \rightarrow$ ОВР $\text{N}^{+4}$ диспропорционирует с образованием нитрата и нитрита одновременно.
19. $\text{CaC}_2 + \text{HCl} \rightarrow$ реакция обмена с образованием ацетилена. Газообразный продукт удаляется из реакционной среды.
20. $\text{CaCO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t}$ образование стекла. Соединение не ОВР.
21. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t}$ ОВР восстановитель $\text{O}^{-2}$ , окислитель $\text{N}^{+5}$ .
22. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ реакция обмена с образованием осадка.
23. $\text{BeO} + \text{HF}_{\text{избыток}} \rightarrow$ реакция с образованием комплексной кислоты, у $\text{Be}^{2+}$ координационное число 4.
24. $\text{MgCl}_2 \xrightarrow{\text{электролиз}}$ Электролиз расплава до простых веществ.
25. $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ ОВР. $\text{Ca}^0$ восстановитель, $\text{H}^+$ окислитель.
26. $\text{Be}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$ реакция обмена с образованием воды.
27. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$ Обмен. Газообразный продукт удаляется из реакционной среды.
28. $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Обмен. Газообразный продукт удаляется из реакционной среды.
29. $\text{CaS} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Гидролиз по аниону.
30. $\text{BaO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ОВР $\text{O}^{-1}$ восстановитель, $\text{Mn}^{+7}$ окислитель.

31. $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow$ Реакция обмена с образованием осадка. Реакция идет так как у оксалата кальция низкое значение ПР.
32. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ Реакция соединения (при избытке кислоты образуются устойчивые в растворе дигидрофосфаты).
33. $\text{BeH}_2 + \text{NaN} \rightarrow$ Комплексообразование у $\text{Be}^{2+}$ координационное число 4.
34. $\text{BeCl}_2 \xrightarrow{\text{электролиз}}$ Электролиз расплава до простых веществ.
35. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Реакция соединения (не ОВР). Гашение негашеной извести.
36. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2\text{O} \rightarrow$ Реакция обмена с образованием соли с такой же степенью окисления хлора как и в оксиде. (Не ОВР).
37. $\text{Be}_2\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ реакция обмена между катионами $\text{Be}^{2+}$ , $\text{H}^+$ и анионами $\text{C}^{4-}$ , $\text{OH}^-$ .
38. $\text{SrCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ Обмен. Более сильная кислота вытесняет более слабую из её соли. Газообразный продукт удаляется из реакционной среды.
39. $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ Реакция обмена с образованием осадка.
40. $\text{BaO}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ОВР $\text{O}^{-1}$ окислитель, восстановитель $\text{Fe}^{+2}$ .

Растворимые соли Ca и Mg обуславливают жесткость воды. Различают временную и постоянную жесткость воды. Временная (карбонатная) жесткость воды связана с наличием в воде растворимых гидрокарбонатов Ca и Mg. Ее устраняют нагреванием:



или добавлением известковой воды:



Постоянная жесткость обусловлена наличием в растворе Ca- и Mg-солей сильных кислот – сульфатов, хлоридов. Кипячением она не устраняется. Постоянная жесткость удаляется добавлением соды:  $\text{MgSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{MgCO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ .

Степень жесткости воды выражается числом миллиэквивалентов (мэв) ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ , содержащихся в 1 л воды:

$$Ж = \frac{[Ca^{2+}]}{20,04} + \frac{[Mg^{2+}]}{12,16}, \quad (\text{мэкв/л})$$

где  $[Ca^{2+}]$  и  $[Mg^{2+}]$  – концентрация ионов  $Ca^{2+}$  и  $Mg^{2+}$  (мг/л).

### Индивидуальные задания:

#### 1 вариант:

Какое свойство s-элементов IIА группы характеризует их как активные восстановители? Как изменяется восстановительная активность элементов и IIА группы по мере увеличения порядкового номера? Почему?

Сколько граммов  $MgSO_4$  содержится в 1 м<sup>3</sup> воды, если жесткость, обусловленная присутствием этой соли, равна 4 м-экв/л?

Составьте уравнения реакций для осуществления следующих превращений:

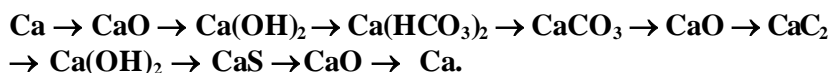


#### 2 вариант:

Какие соединения называются гашеной и негашеной и хлорной известью? Составьте уравнения реакций их получения. Какое соединение образуется при накаливании негашеной извести с углем? Что является окислителем и восстановителем в последней реакции? Составьте электронные и молекулярные уравнения.

Вычислите жесткость воды, зная, что в 600 л ее содержится 65,7 г гидрокарбоната кальция и 61,2 г сульфата магния.

Составьте уравнения реакций для осуществления следующих превращений:



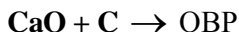
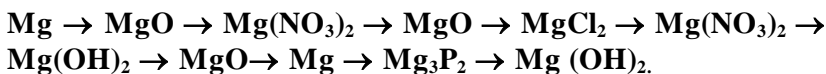
Ва<sup>0</sup> восстановитель S<sup>+6</sup> окислитель. Чем более активный металл, тем более полно восстанавливается сера: S<sup>-2</sup>.

### 3 вариант:

Гидроксид какого s-элемента обладает амфотерными свойствами? Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций этого гидроксида: а) со щелочью; б) с кислотой.

В 220 л воды содержится 31 г сульфата магния. Чему равна жесткость этой воды?

Составьте уравнения реакций для осуществления следующих превращений:

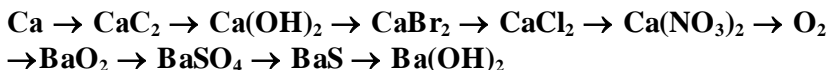


### 4 вариант:

Какие соединения магния и кальция применяются в качестве вяжущих строительных материалов? Чем обусловлены их вяжущие свойства?

Какую массу фосфата натрия надо прибавить к 500 л воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную 5 м-экв?

Составьте уравнения реакций для осуществления следующих превращений:



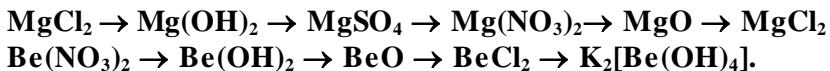
Cl<sub>2</sub><sup>0</sup> диспропорционирует с образованием хлорки (хлорной извести).

### 5 вариант:

Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций: а) кальция с водой; б) магния с азотной кислотой, учитывая максимальное восстановление последней.

В 3 м<sup>3</sup> воды содержится 340 г сульфата магния. Вычислите жесткость этой воды.

Составьте уравнения реакций для осуществления следующих превращений:



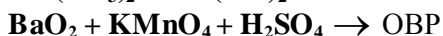
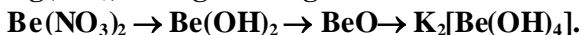
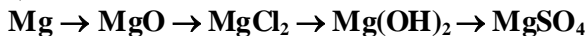
$\text{N}^{+4}$  диспропорционирует с образованием нитрата и нитрита одновременно.

### 6 вариант:

Как получают и где применяются в промышленности щелочноземельные металлы?

Вода, содержащая только гидрокарбонат магния, имеет жесткость 3,5 м-экв. Какая масса гидрокарбоната магния содержится в 200 л этой воды?

Составьте уравнения реакций для осуществления следующих превращений:



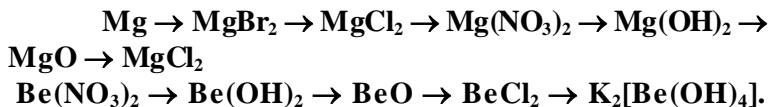
$\text{O}^{-1}$  восстановитель,  $\text{Mn}^{+7}$  окислитель.

### 7 вариант:

Какие степени окисления у кислорода в соединениях со щелочноземельными металлами. приведите примеры данных соединений и назовите их. Опишите их свойства примерами реакций.

Какие соли обуславливают жесткость природной воды? Какую жесткость называют карбонатной, некарбонатной? Как можно устранить карбонатную, некарбонатную жесткость? Напишите уравнения соответствующих реакций. Чему равна жесткость воды, в 3 л которой содержится 36,47 мг  $\text{Mg}^{2+}$  и 50,3 мг  $\text{Ca}^{2+}$ ?

Составьте уравнения реакций для осуществления следующих превращений:



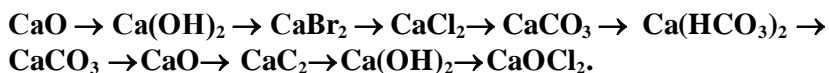
$\text{BaO}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{OBR O}^{-1}$  окислитель,  
восстановитель  $\text{Fe}^{+2}$ .

### 8 вариант:

В чем отличительная особенность бериллия. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций оксида и гидроксида этого элемента, с растворами: а) щелочи; б) кислоты.

Чему равна жесткость воды, если для ее устранения к 50 л воды потребовалось прибавить 21,1 г карбоната натрия?

Составьте уравнения реакций для осуществления следующих превращений:



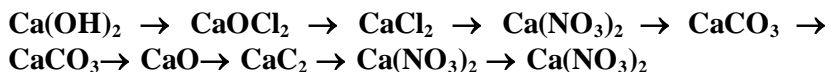
$\text{Ca(OH)}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{OBR Cl}_2^0$  диспропорционирует с образованием хлорки (хлорной извести).

### 9 вариант:

Как изменяется окраска пламени в зависимости от присутствия ионов щелочноземельных металлов. В чем заключается сущность наблюдаемого явления изменение окраски пламени. Где применяется данное явление?

Какую массу карбоната натрия необходимо добавить к 400 л воды, чтобы устранить жесткость, равную 3 м-эquiv?

Составьте уравнения реакций для осуществления следующих превращений:



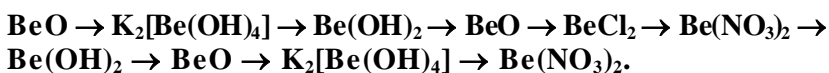
$\text{BaO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{OBR}$   
 $\text{O}^{-1}$  восстановитель,  $\text{Mn}^{+7}$  окислитель.

### 10 вариант:

Какие природные материалы содержат s - элементы второй группы. напишите их формулы дайте им названия. биогенные функции s - элементов второй группы.

Жесткость воды, в которой растворен только гидрокарбонат кальция, равна 9 м-экв. Какая масса гидрокарбоната кальция содержится в 500 л воды?

Составьте уравнения реакций для осуществления следующих превращений:



### p-элементы

Элементы, в атомах которых последними заполняются p-подуровни, называются p-элементами. К ним относятся элементы, расположенные в IIIA - VIIIA группах периодической системы Д.И. Менделеева.

У p-элементов валентными являются внешние s- и p-электроны; на внешнем уровне атомов p-элементов находится по три и более электронов; это характерно для элементов с неметаллическими свойствами. Действительно, металлическими свойствами обладают лишь Al, Ga, In, Tl (IIIA-группа); Ge, Sn, Pb (IVA-группа); Bi и Po (элементы VA и VIA-групп соответственно); все остальные p-элементы представляют собой неметаллы.

Число внешних (валентных) электронов у p-элементов равно номеру группы, в которой находится элемент. Большинство p-элементов проявляют переменную степень окисления, таким образом, номер группы указывает на максимальную степень окисления элемента. Исключение составляют инертные газы, являющиеся химически инертными элементами, так как имеют устойчивую 8-электронную оболочку внешнего слоя.

Для p-элементов характерна высокая электроотрицательность, которая увеличивается в периоде с увеличением порядкового



номера элемента. Типичными неметаллами являются элементы VIIA-группы – галогены. В подгруппах с увеличением порядкового номера элемента (сверху вниз) энергия ионизации, энергия сродства к электрону и электроотрицательность уменьшаются, уменьшается и окислительная активность элементов.

### ТЕМА 3: ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА P – ЭЛЕМЕНТОВ 3 ГРУППЫ ПС И ИХ СОЕДИНЕНИЙ.

Комментарии для работы с рабочими тетрадями.

1. $\text{B}_2\text{H}_6 \xrightarrow{t}$ → разложение до простых веществ
2. $\text{B}_2\text{H}_6 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ обмен между положительно и отрицательно заряженными частицами. При встрече гидрид аниона в боране с гидрид катионом в воде образуется молекулярный водород.
3. $\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{NaOH}$ p → обмен образуются тетраборат (возможно метаборат) и вода, так как соли ортобораты не устойчивы.
4. $\text{BCl}_3 + \text{AlCl}_3 \rightarrow$ комплексообразование, у алюминия к.ч. 6.
5. $\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ борная кислота одноосновная за счет перехода её под действием воды в комплексное соединение тетрагидроксоборат водорода.
6. $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ реакция обмена. Образующаяся слабая неустойчивая тетраборная кислота сразу превращается в устойчивую ортоборную.
7. $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t}$ → обмен при сплавлении. образующийся газ покидает реакционную систему в которой также образуется метаалюминат.
8. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$ обмен. обычная реакция нейтрализации.
9. $\text{Ti}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ не ОВР. соединение.
10. $\text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{электролиз, } t}$ → ОВР.
11. $\text{B}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow$ ОВР сгорает до 2 оксидов.
12. $\text{B}_2\text{H}_6 + \text{HCl} \rightarrow$ обмен между положительно и отрицательно заряженными частицами. При встрече гидрид

аниона в боране с гидрид катионом в воде образуется молекулярный водород.
13. $\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ обмен образуются тетраборат (возможно метаборат) и вода, так как соли ортобораты не устойчивы, образующийся газ покидает реакцию систему.
14. $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow$ соединение (не ОВР) может образоваться любая из устойчивых солей борных кислот, в зависимости от мольных соотношений исходных веществ.
15. $\text{Al} + \text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow$ ОВР алюмотермия. Эффективный зажигательный состав температура реакции около $3000^\circ\text{C}$ .
16. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH} \rightarrow$ Обмен идущий в две стадии. вторая стадия протекает при избытке щелочи с образованием комплексного соединения алюминия (коорд. число 4или 6).
17. $\text{AlF}_3 + \text{NaF} \rightarrow$ соединение с образованием комплексной соли аналогичной природному криолиту.
18. $\text{Ga} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ ОВР Ga восстановитель, водород-катион окислитель. Газ покидает реакцию систему в которой также образуется соль анион которой содержит $\text{Ga}^{+3}$ .
19. $\text{AlH}_3 + \text{LiH} \rightarrow$ соединение с образованием комплексного соединения алюминия (коорд. число 4). Образованное вещество восстановитель, широко применяемый при органическом синтезе, имеющий селективное действие (не восстанавливает двойные связи).
20. $\text{AlCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ двойной гидролиз с образованием соли сильной кислоты и сильного основания, слабый анион и катион гидролизуются полностью и необратимо.
21. $\text{BCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз по катиону.
22. $\text{B} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ОВР бор превращается в устойчивую кислоту, сера восстанавливается до +4.
23. $\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{t}$ обмен образуются тетраборат (возможно метаборат) и вода, так как соли ортобораты не устойчивы.
24. $\text{BF}_3 + \text{NaF} \rightarrow$ соединение с образованием комплексного соединения бора (корд. число 4).
25. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз по катиону.

26. $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ ОВР $\text{Al}^0$ восстановитель $\text{H}^+$ окислитель. Комплексообразование у $\text{Al}^{3+}$ координационное число 6 и 4.
27. $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HF} \rightarrow$ обмен.
28. $\text{Al} + \text{HNO}_3 (\text{p}) \rightarrow$ ОВР $\text{Al}^0$ восстановитель $\text{N}^{+5}$ окислитель.
29. $\text{Al} + \text{C} \rightarrow$ соединение. $\text{C}^0$ восстанавливается до $\text{C}^{+4}$ .
30. $\text{Al}(\text{Hg}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ амальгамированный алюминий (лишенный оксидной пленки) растворяется в воде с образованием гидроксида. ОВР. Амальгамированный алюминий широко применяется в органическом синтезе как восстановитель.
31. $\text{BCl}_3 + \text{NH}_3 \rightarrow$ связь между $\text{N}^{-3}$ и $\text{B}^{+3}$ образуется по донорно акцепторному механизму. не ОВР – соединение.
32. $\text{B}_{\text{аморф}} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ В восстановитель, водород-катион окислитель.
33. $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз по аниону.
34. $\text{Mg}_3\text{B}_2 + \text{HCl} \rightarrow$ обмен между положительно и отрицательно заряженными частицами. при встрече бор аниона с гидрид катионом образуется боран.
35. $\text{Al}_4\text{C}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ обмен между положительно и отрицательно заряженными частицами. При встрече карбид аниона с гидрид катионом образуется метан.
36. $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH изб} \rightarrow$ Обмен идущий в две стадии. вторая стадия протекает при избытке щелочи с образованием комплексного соединения алюминия (корд. число 4или 6).
37. $\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow$ ОВР. хром - окислитель, восстанавливается до с.о. +3, алюминий - восстановитель.
38. $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{t}$ не ОВР. образуется метаалюминат.
39. $\text{Al} + \text{NH}_3 \rightarrow$ замещение. нитрид алюминия содержит тройную связь.
40. $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t}$ обмен (не ОВР) образуются метабораты натрия и железа, без изменения степеней окисления.

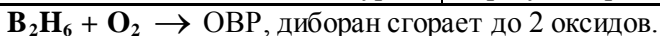
## Индивидуальные задания:

### 1 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений:

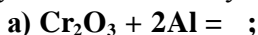


При высокой температуре бор соединяется со многими металлами и неметаллами. Напишите уравнения реакций взаимодействия бора с магнием, азотом, кислородом, серой. Назовите продукты по систематической номенклатуре.	В обычных условиях бор всегда инертен, при нагревании (400- 700 <sup>0</sup> С) окисляется кислородом, серой и даже азотом (1200 <sup>0</sup> С). С активными металлами (Mg) бор образует бориды.
---	---



### 2 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений:

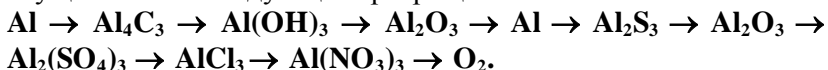


Составьте уравнение реакций, описывающие следующие превращения: $\text{B} \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3$ $\rightarrow \text{B}(\text{OC}_2\text{H}_5)_3$ . Для окислительно-восстановительных реакций определите коэффициенты электронно-ионным методом.	Концентрированные серная и азотные кислоты окисляют бор до ортоборной кислоты. При нейтрализации ортоборной кислоты избытком щелочи образуется тетраборат, который под действием кислот опять переходит в ортоборную кислоту. Борноэтиловый эфир образуется при взаимодействии ортоборной кислоты с этиловым спиртом в присутствии водоотнимающего средства – серной кислоты.
---	---

$\text{Ga} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OBR}$ , Ga восстановитель, водород-катион окислитель. газ покидает реакцию систему, в которой также образуется соль, анион которой содержит  $\text{Ga}^{+3}$ .

### 3 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений:

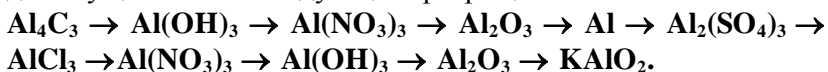


<p>Соли алюминия подвергаются гидролизу. Напишите ионные и молекулярные уравнения гидролиза: <math>\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3</math> и <math>\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3</math>. Укажите реакцию среды в каждом растворе.</p>	<p>Сульфат алюминия – соль слабого основания и сильной кислоты, гидролизуются по катиону с образованием основной соли. гидролиз ацетата алюминия происходит и по катиону и по аниону с образованием малорастворимого основания.</p>
--	---

$\text{B} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{OBR}$ , бор превращается в устойчивую кислоту, сера восстанавливается до с.о. +4.

### 4 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений:



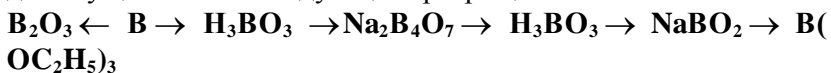
$\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OBR}$ ,  $\text{Al}^0$  - восстановитель,  $\text{H}^+$  окислитель. Комплексообразование, у  $\text{Al}^{3+}$  координационное число 6 и 4.

$\text{Al} + \text{HNO}_3 (\text{p}) \rightarrow \text{OBR}$ ,  $\text{Al}^0$  - восстановитель  $\text{N}^{+5}$  - окислитель.

$\text{Al}(\text{Hg}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  амальгамированный алюминий (лишенный оксидной пленки) растворяется в воде с образованием гидроксида. OBR.

### 5 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений:

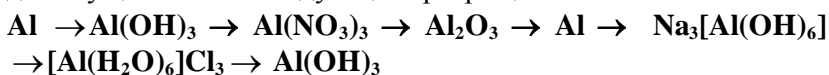


15. Алюминий, его оксид и гидроксид – амфотерные. Закончите уравнения реакций: $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH}(\text{изб}) \rightarrow$ , $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ , $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ . Назовите образовавшиеся продукты.	15. Алюминий – типичный амфотерный элемент. В щелочной среде он образует анионные гидроксокомплексы, в кислой – катионные аквакомплексы.
--	--

$\text{B}_{\text{аморф}} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  Бор - восстановитель, водород-катион окислитель.

### 6 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений:



Составьте молекулярное и ионное уравнение совместного гидролиза: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	Сульфат алюминия гидролизуются по катиону, карбонат натрия – по аниону. При смешении растворов этих солей равновесие реакции их взаимодействия с водой смещается в сторону усиления гидролиза, до образования конечных продуктов.
--	---

$\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow$  ОВР, хром окислитель, восстанавливается до с.о. +3, алюминий восстановитель.

## ТЕМА 4: ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА P – ЭЛЕМЕНТОВ 4 ГРУППЫ ПС И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Комментарии для работы с рабочими тетрадами.

1. $C + H_2O \xrightarrow{t}$ → синтез газ. ОВР.
2. $CO + Ni$ → карбонилы никеля с координационным числом 4.
3. $NaHCO_3$ → разлагается при температуре. Не ОВР.
4. $CO + CuO$ → угарный газ один из промышленных восстановителей металлов из их оксидов. Аналогично восстанавливают медь углеводороды, окисляясь до углекислого газа.
5. $K_2CO_3 + H_2O$ → гидролиз по аниону.
6. $Mg_2Si + H_2SO_4$ → реакция обмена между катионами и анионами.
7. $SnO + KOH + H_2O$ → Комплексообразование, у $Sn^{2+}$ координационное число 4.
8. $PbO_2 + KBr + H_2SO_4$ → ОВР $Br^{-1}$ -восстановитель, окислитель- $Pb^{+4}$ .
9. $Pb + HNO_3$ к → ОВР. Свинец до (+2), азот до (+4).
10. $C + CO_2$ → реакция соединения. ОВР.
11. $C + Fe$ → реакция соединения (цементит)
12. $C + NH_3$ → один из продуктов - синильная кислота.
13. $CO_2 + BaO_2$ → ОВР $O^{-1}$ диспропорционирует.
14. $Si + KOH + H_2O$ → образуется соль кремниевой кислоты и водород. ОВР.
15. $SiO_2 + HF$ → реакция обмена между катионами и анионами.
16. $SnCl_2 + NaOH$ изб → обмен и Комплексообразование у $Sn^{2+}$ координационное число 4.
17. $Sn + HNO_3$ р → ОВР с образованием соли олова (2).
18. $PbO_2 + NaOH + H_2O$ Комплексообразование у $Pb^{4+}$ координационное число 6.
19. $Sn(OH)_2 \xrightarrow{t}$ → реакция разложения.
20. $SnCl_2 + H_2O_2 + HCl$ → ОВР $O^{-1}$ окислитель, восстановитель $Sn^{+2}$ до (+4).
21. $C + O_2$ → ОВР
22. $C + CaO$ → ОВР

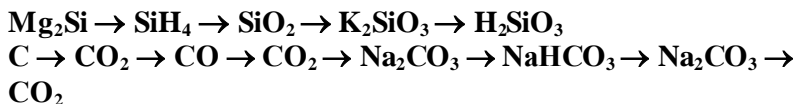
23. $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t}$ → разложение малахита. Не ОВР.
24. $\text{CO} + \text{Cr} \rightarrow$ карбонилы хрома имеют координационное число 4
25. $\text{CO}_2 + \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow$ ОВР $\text{O}^{-1}$ диспропорционирует.
26. $\text{SiH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow$ сгорает до оксидов
27. $\text{SnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз по катиону
28. $\text{PbO} + \text{Pb}_2\text{O}_3 \rightarrow$ образуется метаплатомбат свинца (2) по формуле аналогичен железной окалине.
29. $\text{Pb}_3\text{O}_4 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ОВР $\text{J}^{-1}$ восстановитель, окислитель $\text{Pb}^{+3}$ .
30. $\text{C} + \text{SiO}_2 \rightarrow$ ОВР
31. $\text{CO} + \text{Mn} \rightarrow$ карбонилы марганца имеют координационное число 4
32. $\text{CO}_2$ изб + $\text{NaOH} \rightarrow$ кислая соль – соединение. Не ОВР.
33. $\text{Si} + \text{HF} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ ОВР. кремний восстановитель, азот окислитель до +4.
34. $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Обмен. Более сильная кислота вытесняет более слабую из её соли.
35. $\text{Sn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t}$ → разложение
36. $\text{Sn} + \text{HNO}_3$ к → один из продуктов оловянная кислота, азот восстанавливается до +4.
37. $\text{PbS} + \text{O}_2 \rightarrow$ обжиг сульфидов до оксидов, оксид свинца аналогичен железной окалине.
38. $\text{PbO}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ОВР с образованием соли свинца (2).
39. $\text{Pb}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t}$ → разложение до оксидов.
40. $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ углерод окисляется до +4 марганец восстанавливается в кислой среде до +2.

### Индивидуальные задания:

#### 1 вариант:

Какую степень окисления может проявлять кремний в своих соединениях? Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:





<p>Составьте молекулярные и ионные уравнения реакции гидролиза <math>\text{SnCl}_2</math>. Укажите реакцию среды. Объясните необходимость подкисления раствора <math>\text{SnCl}_2</math>.</p>	<p>Хлорид олова (II) – соль слабого основания и сильной кислоты, поэтому гидролиз протекает по катиону. Для решения вопроса о необходимости подкисления раствора <math>\text{SnCl}_2</math> следует указать направления смещения равновесия процесса гидролиза при добавлении ионов <math>\text{H}^+</math> в соответствии с принципом Ле – Шателье.</p>
--	--

### 2 вариант:

Какие степени окисления наиболее характерны для олова и для свинца? Составьте электронные и молекулярные уравнения олова и свинца с концентрированной азотной кислотой.

<p>Соединения свинца (II) проявляют восстановительные свойства, а соединения свинца (IV) – окислительные. Закончите уравнения реакций:  <math>\text{KI} + \text{PbO}_2 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow</math>,  <math>\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow</math></p>	<p>При взаимодействии с йодидом калия <math>\text{PbO}_2</math> восстанавливается до <math>\text{Pb}^{2+}</math>, который можно окислить с помощью хлора в щелочной среде до <math>\text{PbO}_2</math>.</p>
--	---

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:

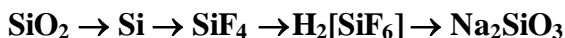


### 3 вариант:

Опишите физические свойства р-элементов IV группы – простых веществ: агрегатные состояния, наличие аллотропных модификаций.

<p>Закончите уравнения реакций:  <math>\text{H}_2\text{O}_2 + \text{PbO}_2 \rightarrow</math>,  <math>\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow</math>          Определите коэффициенты электронно-ионным методом. Вычислите эквивалентную массу восстановителя в реакциях.</p>	<p><math>\text{PbO}_2</math> – сильнейший окислитель в кислой среде. Реакция с сульфатом марганца является качественной на ионы <math>\text{Mn}^{2+}</math>. Раствор окрашивается в фиолетовый цвет, что указывает на образование перманганат-ионов. При вычислении эквивалентной массы окислителя(восстановителя) необходимо его молярную массу разделить на число электронов, принятых (отданных) 1 моль окислителя (восстановителя) в данной реакции.</p>
---	--

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:

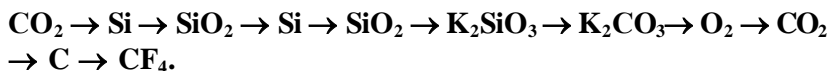


#### 4 вариант:

Какие соединения являются карбидами и силицидами? Напишите уравнения реакций: а) карбида кальция с водой; б) силицида магния с соляной кислотой. Являются ли эти реакции окислительно-восстановительными?

<p>Диоксид свинца проявляет сильные окислительные свойства. Закончите уравнения реакций: <math>\text{HCl} + \text{PbO}_2 \rightarrow</math>, <math>\text{KBr} + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow</math>. Определите коэффициенты электронно-ионным методом.</p>	<p>Диоксид свинца – сильный окислитель, окисляет галогенид – ионы до свободных галогенов.</p>
---	---

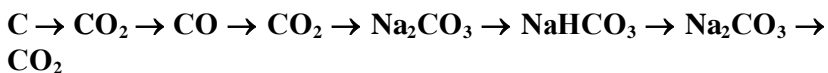
Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



#### 5 вариант:

<p>Хлорид олова(II) широко применяется в химической практике в роли восстановителя. Закончите уравнения реакций:</p> <p><b><math>\text{SnCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow,</math></b>  <b><math>\text{SnCl}_2 + \text{HgCl}_2 \rightarrow,</math></b> <b><math>\text{SnCl}_2 + \text{FeCl}_3 \rightarrow.</math></b></p> <p>Определите коэффициенты электронно-ионным методом.</p>	<p>Соединения Sn(II) легко окисляются до Sn(IV). При этом Cr(VI) переходит <math>\text{Cr}^{3+}, \text{Hg}^{2+} \rightarrow \text{Hg}_2^{2+}, \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+}</math></p>
--	--

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



<p>Напишите уравнения реакции растворения свинца в горячем растворе щелочи и назовите полученное соединение.</p>	<p>Свинец взаимодействует с горячим растворами щелочей с образованием комплексного соединения с координационным числом 4 и водорода.</p>
--	--

### 6 вариант:

<p>Составьте уравнение реакций, описывающие следующие превращения:</p> <p><b><math>\text{H}_2\text{SnO}_3 \leftarrow \text{Sn} \rightarrow \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6].</math></b> Для окислительно-восстановительных реакций определите коэффициенты электронно-ионным методом.</p>	<p>Соляная кислота окисляет олово до хлорида олова (II), концентрированная азотная – до <math>\beta</math> - лолвянной кислоты. Гидроксид олова (II), осаждаемый действием щелочей на соли олова (II), амфотерен, растворяется в избытке щелочей с образованием гидроксокомплекса олова(II), которые являются сильными восстановителями и переводят <math>\text{V}^{3+}</math> в <math>\text{V}^{0}</math>, <math>\text{Fe}^{3+}</math> в <math>\text{Fe}^{2+}</math>, <math>\text{CrO}_4^{2-}</math> в <math>\text{Cr}^{3+}</math>.</p>
---	--

<p>Закончите уравнения реакций:  <math>\text{SnCl}_2 + \text{BiCl}_3 + \text{NaOH}_{(\text{изб})} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + \dots</math></p>	<p>Соединения олова(II) – сильные восстановители. В избытке щелочи олова(II) находится в виде гидроксокомплекса, висмут(III) – в виде гидроксида. Взаимодействие этих соединений приводит к образованию гидрокомплекса олова (IV) с координационным числом 6 и свободного висмута.</p>
--	--

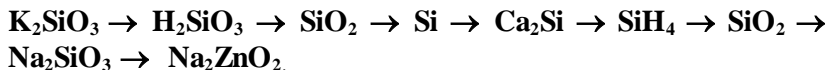
Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



**7 вариант:**

<p>Закончите уравнения реакций:  <math>\text{Sn} + \text{HCl}_{(\text{разб})} \rightarrow</math>, <math>\text{Sn} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})} \rightarrow</math>,  <math>\text{Sn} + \text{HNO}_3_{(\text{конц})} \rightarrow</math>.      Определите коэффициенты электронно-ионным методом.</p>	<p>Олово – металл, стоящий в электрохимическом ряду напряжений до водорода, вытесняет его из разбавленных растворов кислот – неокислителей. разбавленная азотная кислота окисляет олово до двухвалентного состояния.</p>
<p>Укажите состав стекла. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза силиката натрия с образованием диметасиликат – иона.</p>	<p>Обычное стекло получают сплавлением смеси соды, известняка и кварцевого песка. Силикат натрия – соль, образованная катионами сильного основания и анионами слабой кислоты, гидролиз происходит по аниону с образованием гидросиликат – ионов, которые при гидротации переходят в диметасиликат – ионы.</p>

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



## ТЕМА 5: ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА Р – ЭЛЕМЕНТОВ 5 ГРУППЫ ПС И ИХ СОЕДИНЕНИЙ.

Комментарии для работы с рабочими тетрадями.

1. $\text{Mg}_3\text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ реакция обмена между разно заряженными атомами и ионами.
2. $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{O}_2 \rightarrow$ азот содержащие вещества сгорают до молекулярного азота. Замещенные гидразины используются как ракетное топливо.
3. $\text{NH}_2\text{OH} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow$ в водной среде окислитель хром +6 в кислой среде до +3, азот окисляется до молекулярного азота. В обезвоженной среде образуется молекулярный хлор, который направляет реакцию по другому.
4. $\text{HNO}_3$ (к) + $\text{Cu}_2\text{S} \rightarrow$ ОВР, 3 элемента меняют степень окисления: сера до +4, медь до +2, азот до +4.
5. $\text{Au} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ растворение золота в царской водке – золото до +3, азот до +2. образуется не просто хлорид золота (3), а золото содержащая комплексная кислота, в которой координационное число золота (4).
6. $\text{NaNO}_3 \xrightarrow{t} \text{ОВР}$ .
7. $\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ фосфорноватистая кислота одноосновная.
8. $\text{H}_3\text{PO}_4 \xrightarrow{t} \text{метафосфорная и пиррофосфорная кислоты}$ содержат меньше воды чем ортофосфорная.
9. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ соединение, при избытке кислоты до дигидрофосфатов, так как они наиболее устойчивы.
10. $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ азот окисляется до +4 или +5, марганец восстанавливается в кислой среде до +2.

11. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$ азот содержащие вещества сгорают до молекулярного азота. В отсутствие катализатора.
12. $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{HNO}_2 \rightarrow$ ОВР. Сложный механизм многоступенчатой реакции.
13. $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow$ ОВР. Сложный механизм многоступенчатой реакции. При сгорании в атмосфере хлора образуется азот молекулярный и хлороводород.
14. $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{Sr}(\text{OH})_2 \rightarrow$ реакция нейтрализации (обмена) образуется соль азот содержащей кислоты с такой же степенью окисления.
15. $\text{KNO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ОВР. $\text{PbO}_2$ восстанавливается до $\text{Pb}^{2+}$ , азот повышает свою степень окисления азота.
16. $\text{AgNO}_3 \xrightarrow{t}$ ОВР.
17. $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$ фосфористая кислота 2-х основная.
18. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{C} + \text{SiO}_2 \rightarrow$ ОВР – реакция получения молекулярного фосфора.
19. $\text{AlP} + \text{HCl} \rightarrow$ реакция обмена между катионами и анионами.
20. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ двойной гидролиз с образованием соли сильной кислоты и сильного основания, слабый анион и катион гидролизуются полностью и необратимо.
21. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \xrightarrow{p,t}$ если реакция в присутствии катализатора то азот сгорает до +2.
22. $\text{NH}_3 + \text{CO} \xrightarrow{t,p}$ не ОВР – реакция получения формамида (амид муравьиной кислоты).
23. $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ азот окисляется до с.о. (0) марганец восстанавливается в кислой среде до +2.
24. $\text{NH}_2\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow$ азот содержащие вещества сгорают до молекулярного азота.
25. $\text{HNO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$ оксид фосфора (V) сильное водо отнимающее средство, отнимая воду от азотной кислоты способствует её разложению на высший оксид азота.
26. $\text{P} + \text{HNO}_3(\text{к}) \rightarrow$ ОВР. Фосфор восстановитель, окисляется до с.о. +5, азот окислитель до +2.
27. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t}$ ОВР.
28. $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ образуется соль фосфористой кислоты,

фосфористая кислота 2-х основная..
29. $\text{H}_3\text{PO}_2 \xrightarrow{t} \text{ОВР}$ .
30. $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$ обжиг до оксидов.
31. $\text{NH}_3 + \text{Na} \rightarrow$ Замещение натрием водорода до амида.
32. $\text{NH}_3 + \text{CO}_2 \xrightarrow{t, p} \text{не ОВР}$ – реакция получения мочевины (карбамида)
33. $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ азот окисляется до (0) хром восстанавливается в кислой среде до +3.
34. $\text{NH}_2\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow$ Соединение, не ОВР. Образуется гидрохлорид гидроксилamina. Используется в органическом синтезе (капролактама, оксимов, аминокислот с удаленной аминогруппой).
35. $\text{NaNO}_2 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ йод окисляется до (0) азот восстанавливается в кислой среде до +2.
36. $\text{PH}_3 + \text{HJ} \rightarrow$ Соединение, не ОВР. Ион водорода в HJ очень активен.
37. $\text{P} + \text{HNO}_3 (\text{p}) \rightarrow \text{ОВР P до P}^{+3}$
38. $\text{H}_3\text{PO}_3 \xrightarrow{t} \text{ }$
39. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ Обмен. Более сильная кислота вытесняет более слабую из её соли образуется осадок.
40. $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз по аниону.

### Индивидуальные задания:

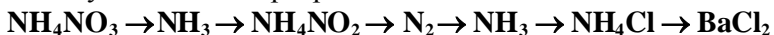
#### 1 вариант:

На основании электронных уравнений составьте уравнение реакции фосфора с азотной кислотой, учитывая, что фосфор приобретает высшую степень окисления, а азот + 4.

Составьте уравнения реакций, описывающие следующие превращения: $\text{Vi} \rightarrow \text{Vi}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow$ $\text{NaBiO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow$ $\text{BiONO}_3$ Для окислительно-	Нитрат висмута (III) получают при взаимодействии висмута с разбавленной азотной кислотой, в концентрированной $\text{HNO}_3$ висмут пассивируется. Окисление соединений висмута (III) до висмута (V) возможно с помощью очень сильных окислителей ( $\text{Cl}_2$ ) в сильнощелочной среде. Висмутат
---	--

восстановительных реакций подберите коэффициенты электронно-ионным методом.	натрия является сильным окислителем, способным перевести Mn (II) в Mn (VII). Образующиеся при этом соли висмута (III) гидролизуются с образованием оксосолей.
---	---

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:

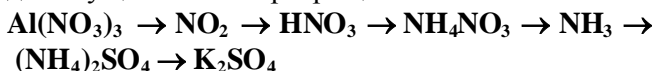


### 2 вариант:

Фосфор. Структура аллотропных модификаций. Промышленное получение фосфора.

Напишите уравнения реакций мышьяка с хлором и концентрированной азотной кислотой. Определите коэффициенты электронно-ионным методом. Назовите продукты взаимодействия.	Хлор окисляет мышьяк при нагревании до хлорида мышьяка (V), концентрированная азотная кислота – до ортомышьяковой кислоты.
--	--

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



### 3 вариант:

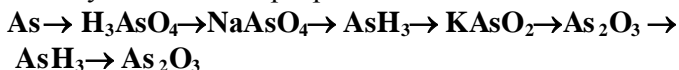
В каком газообразном соединении азот проявляет свою низшую степень окисления? Напишите уравнения реакций получения этого соединения. Какие отрицательные степени окисления бывают у азота, приведите разнообразные примеры таких соединений и назовите их?

Смесь, состоящая, из одного объема азотной и 3-4 объемов концентрированной хлороводородной кислоты называется, «царской водкой», которая растворяет золото и платину. Напишите уравнения соответствующих реакций: а) с	При растворении золота в «царской водке» образуется хлорид золота (III) или тетрахлороаурат (III) водорода. Продуктами растворения платины в данной смеси кислот
--	--



образованием простых солей; б) с образованием комплексных соединений золота и платины. Определите коэффициенты электронно-ионным методом.	являются хлорид платины(IV) или гексахлороплатинат(IV) водорода.
---	--

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



#### 4 вариант:

Закончите уравнения следующих реакций:

- а) взаимодействии хлорида аммония с гидроксидом кальция; б) разложением нитрида магния водой.

Составьте уравнения реакций, описывающие следующие превращения: $\text{P}_4 \rightarrow \text{Na}[\text{PO}_2\text{H}_2]$ $\rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{PO}_4)_2$ $\rightarrow \text{P}_4$ Для окислительно-восстановительных реакций подберите коэффициенты электронно-ионным методом.	Белый фосфор получают восстановлением фосфата кальция углем в присутствии песка. Гипофосфит получается при диспропорционировании фосфора в щелочной среде. Гипофосфит является сильным восстановителем, при взаимодействии с такими катионами металлов как $\text{Ag}^{2+}$ , $\text{Hg}^{2+}$ он окисляется до ортофосфорной кислоты, при нейтрализации которой получают фосфаты.
--	--

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



#### 5 вариант:

Реакция взаимодействия фосфора с концентрированной азотной кислотой протекает таким образом, что фосфор окисляется максимально. В щелочной среде фосфор диспропорционирует. Напишите уравнения реакций,	Концентрированная азотная кислота окисляет фосфор до ортофосфорной кислоты. При диспропорционировани
---	--

определите коэффициенты электронно-ионным методом. Рассчитайте эквивалентные массы восстановителя в реакций.	и фосфора в щелочной среде образуются фосфин и гипофосфит.
Азотистая кислота проявляет как окислительные так и восстановительные свойства. Закончите уравнения реакций: $KI + HNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ , $HNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$ . Определите коэффициенты электронно-ионным методом и определите окислительно-восстановительную двойственность $HNO_2$ .	Азотная кислота восстанавливается до ближайшей устойчивой степени окисления, при окислении она переходит в нитрат.

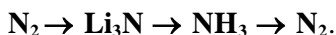
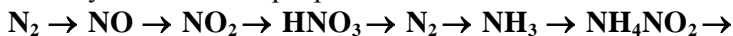
Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



### 6 вариант:

75 мл раствора азотной кислоты полностью нейтрализуются 108 мл 1 н раствора NaOH. Рассчитайте нормальную концентрацию азотной кислоты в растворе. Сколько граммов ее содержится в 1 л этого раствора?	Объемы растворов реагирующих веществ обратно пропорциональны их нормальным концентрациям.
---	---

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



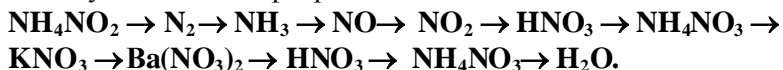
Составьте уравнения реакций, описывающие следующие превращения: $As_2O_3 \rightarrow AsH_3 \rightarrow As \rightarrow$	Оксид мышьяка(III) получают окислением простого вещества при нагревании. Для превращения оксида в фосфин необходим сильный восстановитель – атомарный водород, образующийся
---	---

$\text{As}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{KAsO}_3$ Для окислительно-восстановительных реакций определите коэффициенты электронно-ионным методом.	при растворении цинка в кислоте. Для получения оксида фосфин следует окислить, и далее при сплавлении со щелочью перевести в метаарсенит.
--	--

### 7 вариант:

При термическом разложении 200 г образца нитрата калия выделилось 11,2 л кислорода (н.у). Определите массовую долю $\text{KNO}_2$ в образце.	При термическом разложении нитратов щелочных металлов образуются нитриты.
К растворам, содержащим $\text{SbCl}_3$ и $\text{BiCl}_3$ добавили избыток $\text{KOH}$ . Напишите ионные и молекулярные уравнения протекающих реакций. Какое вещество находится в осадке?	В щелочной среде $\text{SbCl}_3$ и $\text{BiCl}_3$ переходят в гидроксиды. Гидроксид сурьмы(III) обладает амфотерными свойствами, гидроксид висмута(III) – основными.

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:

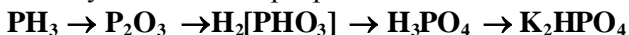


### 8 вариант:

Для качественного обнаружения ионов аммония применяют реакцию: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ Закончите уравнения реакций. Как обнаружить наличие аммиака?	Нагревание солей аммония со щелочами – лабораторный способ получения аммиака, обнаружить который можно по соответствующему изменению цвета индикатора, запаху.
31. Закончите уравнения реакций получения $\text{AsH}_3$ : $\text{Zn} + \text{AsCl}_5 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ , $\text{Zn} + \text{NaAsO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$	31. При взаимодействии кислоты с цинком образуется атомарный водород – активный восстановитель, который

<p>Определите коэффициенты электронно-ионным методом. Вычислите эквивалентную массу окислителя в каждой реакции.</p>	<p>восстанавливает соединения мышьяка в любой степени окисления до арсина.</p>
--	--

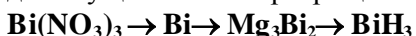
Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



### 9 вариант:

<p>Укажите степень окисления и валентность азота в молекуле <math>\text{HNO}_3</math>. Приведите графическую формулу нитрата аммония.</p>	<p>Степень окисления азота в азотной кислоте максимальна и соответствует номеру группы периодической системы, в которой находится элемент. Валентность азота в азотной кислоте также максимальна, она совпадает с количеством орбиталей в послед – м энергетическом уровне.</p>
---	---

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



<p>Составьте уравнения реакций, описывающие следующие превращения:  <math>\text{N}_2 \rightarrow \text{HN}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3</math>          Для окислительно-восстановительных реакций определите коэффициенты электронно-ионным методом или методом электронного баланса для газовых систем.</p>	<p>Аммиак получают прямым синтезом из простых веществ при повышенном давлении, температуре и в присутствии катализатора. Оксиды азота и азотную кислоту следует получить при последовательном окислении аммиака. Нитрат аммония образуется в реакции нейтрализации, а также при взаимодействии очень разбавленной кислоты с активным металлом.</p>
--	--

### 10 вариант:

В окислительно-восстановительных	Висмутат натрия,
----------------------------------	------------------

<p>реакциях висмут натрия применяют в качестве окислителя. Закончите уравнения реакции:</p> $\text{MnSO}_4 + \text{Na BiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \dots + \dots$ <p>Определите коэффициенты электронно-ионным методом и рассчитайте эквивалентную массу окислителя.</p>	<p>обладающий сильными окислительными свойствами, переводит <math>\text{Mn}^{2+}</math> в перманганат – ион, восстанавливаясь при этом до <math>\text{Bi}^{3+}</math>.</p>
---	--

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



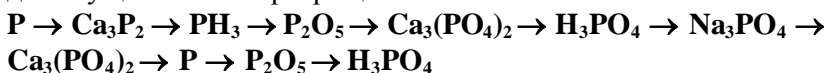
<p>Окислительные свойства азотной кислоты зависят от концентрации. Закончите уравнения реакций:</p> $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{конц}) \rightarrow, \text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{р.}) \rightarrow,$ $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{оч.разб.}) \rightarrow$ <p>Определите коэффициенты электронно-ионным методом. Вычислите эквивалентную массу окислителя в каждой реакции.</p>	<p>Восстановление азотной кислоты происходит тем полнее, чем меньше ее концентрация и чем активнее металл, с которым она взаимодействует.</p>
--	---

### 11 вариант:

<p>Исходя из положения азота, фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута в периодической системе, составьте формулы их оксидов и гидроксидов, отвечающей высшей степени окисления. Охарактеризуйте химический характер этих соединений при переходе от азота к висмуту.</p>	<p>Данные элементы расположены в VA группе периодической системы, следовательно, их высшая степень окисления +5. Химический характер оксидов и гидроксидов соответствующих этой степени окисления, закономерно изменяется от кислотного до основного.</p>
<p>Соли азотной кислоты(нитраты) при нагревании разлагаются с выделением</p>	<p>При термическом разложении нитратов щелочных металлов образуются нитраты, нитраты</p>

<p>кислорода. Закончите уравнения реакций и определите тип окислительно-восстановительных реакций:  <b><math>\text{KNO}_3 \rightarrow, \text{AgNO}_3 \rightarrow, \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow</math></b>. Определите коэффициенты методом электронного баланса.</p>	<p>тяжелых металлов разлагаются с образованием оксидов, нитраты благородных металлов, оксиды которых термически неустойчивы разлагаются с образованием свободных металлов.</p>
--	--

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



## ТЕМА 6: ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА P – ЭЛЕМЕНТОВ 6 ГРУППЫ ПС И ИХ СОЕДИНЕНИЙ.

Комментарии для работы с рабочими тетрадями.

1. $\text{SiS}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз (не ОВР) обмен катионов и анионов, образующийся гидроксид кремния (4) неустойчив и отщепляет воду с образованием кремниевой кислоты.
2. $\text{Na}_2\text{S}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ персульфид (Ахметов стр. 327.)
3. $\text{Na}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{t}$ диспропорционирование серы на две соли с минимальной и максимальной степенью окисления серы.
4. $\text{BaO}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$ диспропорционирование кислорода. ОВР.
5. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow$ тиосерная кислота содержит 2 атома серы, в разных степенях окисления, которые при разложении кислоты превращаются в свободную серу и сернистый газ.
6. $\text{P} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ к} \rightarrow$ . Концентрированная серная кислота окисляет фосфор до ортофосфорной кислоты, при этом выделяется сернистый газ.
7. $\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{электролиз}}$ электролизу подвергается только вода.
8. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ ОВР хлор сильный окислитель, переводит тиосульфат в сульфат.
9. $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз по аниону

10. $\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow$ диспропорционирование серы на ближайшую положительную и ближайшую отрицательную степень окисления (сульфит и сульфид).
11. $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ обмен ( не ОВР)
12. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \xrightarrow{(pt)}$ в данных условиях аммиак сгорает до оксида азота (2), это одна из стадий промышленного получения азотной кислоты из аммиака.
13. $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow$ сгорание при избытке кислорода и при его недостатке идет по разному.
14. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\kappa)} \rightarrow$ мало активные металлы восстанавливают серу до сернистого газа.
15. $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ ОВР азот окислитель до (+2), сера восстановитель.
16. $\text{H}_2\text{SeO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$ ОВР селен окислитель, хлор восстановитель меняют степени окисления до ближайших соответственно.
17. $\text{Cd} (\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ обмен ( не ОВР) реакция идет так как образуется осадок с очень низким ПР.
18. $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз по катиону.
19. $\text{AlCl}_3 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ двойной гидролиз с образованием соли сильной кислоты и сильного основания, слабый анион и катион гидролизуются полностью и необратимо.
20. $\text{Na}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ОВР марганец окислитель в кислой среде до (+2), сера восстановитель до молекулярной серы.
21. $\text{S} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ реакция соединения (дисульфиды аналогичны пероксидам).
22. $\text{SF}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ (не ОВР) обмен катионов и анионов, образующийся гидроксид кремния (4) неустойчив и отщепляет воду с образованием кремниевой кислоты.
23. $\text{O}_3 + \text{NO}_2 \rightarrow$ ОВР, реакция соединения.
24. $\text{Na}_2\text{S} + \text{CS}_2 \rightarrow$ не ОВР образующийся тиокарбонат аналогичен обычному карбонату в котором все атомы кислорода замещены атомами серы.
25. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_3 \rightarrow$ олеум (реакция соединения с образованием дисерной кислоты).
26. $\text{S} + \text{HNO}_3 (\kappa) \rightarrow$ ОВР сера окисляется до (+6) азот

восстанавливается до (+4).
27. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз по аниону.
28. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ кислотный остаток тиосерной кислоты содержит 2 атома серы, в разных степенях окисления, которые при разложении тиосерной кислоты, образующейся в реакции, превращаются в свободную серу и сернистый газ.
29. $\text{Al}_2\text{S}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ необратимый гидролиз соли образованной слабым основанием и слабой кислотой идет до конца.
30. $\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t} \text{OVP}$ . Способ получения кислорода в лаборатории. При обработки ран марганцовкой.
31. $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{OVP}$ , обжиг пирита (3 элемента меняют степень окисления)
32. $\text{K} + \text{O}_3 \rightarrow \text{OVP}$ , соединение образуется озонид.
33. $\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{t} \text{OVP}$ , соединение образуется тиосульфат.
34. $\text{BaO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{OVP}$ соединение образуется пероксид.
35. $\text{Na}_2\text{Se} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз по аниону.
36. $\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{OVP}$
37. $\text{SO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ обмен с образованием соли с такой же степенью окисления серы как и в исходном оксиде.
38. $\text{SF}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз (не OVP) обмен катионов и анионов, образующийся гидроксид серы (4) неустойчив и отщепляет воду с образованием сернистой кислоты.
39. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ двойной гидролиз с образованием соли сильной кислоты и сильного основания, слабый анион и катион гидролизуются полностью и необратимо
40. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{AgCl} \rightarrow$ обмен с образованием комплексного соединения серебра с координационным числом 4.

### Индивидуальные задания:

#### 1 вариант:

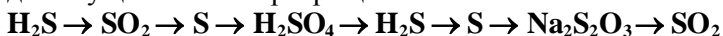
Как проявляет себя сероводород в окислительно-восстановительных реакциях? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций взаимодействия раствора сероводорода: а) с хлором; б) с кислородом.

Напишите уравнения	Селеновая кислота имеет
--------------------	-------------------------



<p>реакций взаимодействия концентрированной селеновой кислоты с хлороводородом и золотом при нагревании. Определите коэффициенты электронно-ионным методом.</p>	<p>значительно больший редокс – потенциал (1,15 В), чем серная (0,17 В), поэтому окисляет хлорид – ион до свободного хлора, а золото – до его селеновой соли.</p>
<p>При взаимодействии дихромата калия с сероводородом в кислой среде, выделился осадок, который отделили от раствора и окислили кислородом. Продукт реакции растворили в воде, при котором получили 100 г раствора с массовой долей 8,2%. Вычислите массу исходного дихромата калия и объем кислорода, необходимый для окисления выпавшего осадка.</p>	<p>В кислой среде дихромат калия окисляет сероводород до элементарной серы, при окислении которой получают диоксид, образующий с водой соответствующую кислоту. Расчеты необходимо производить в соответствии с составленными уравнениями.</p>

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



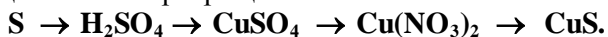
## 2 вариант:

Почему сернистая кислота может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? На основании электронных уравнений составьте уравнения реакций сернистой кислоты: а) с сероводородом; б) с хлором.

<p>Продукты окисления определяются силой окислителя. Закончите уравнения реакций:  <math>\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow,</math>  <math>\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2(\text{изб}) \rightarrow, \text{H}_2\text{S} +</math></p>	<p>При пропускании сероводорода через подкисленный раствор дихромата калия выпадает осадок элементарной серы. При сжигании сероводорода в избытке кислорода образуется</p>
---	--

<p><math>\text{HNO}_{3(\text{дым})} \rightarrow</math>          Определите коэффициенты электронно-ионным методом. Рассчитайте эквивалентные массы восстановителя в приведенных реакциях.</p>	<p>диоксид серы. Дымящая азотная кислота окисляет сероводород максимально.</p>
<p>Объясните способность большинства р-элементов к реакциям диспропорционирования. Напишите уравнения реакции растворения серы в концентрированном растворе щелочи. Определите коэффициенты электронно-ионным методом. Рассчитайте эквивалентные массы восстановителя в реакциях.</p>	<p>Реакции диспропорционирования возможны для элементов, находящихся в промежуточных степенях окисления. При взаимодействии серы с горячим раствором щелочи образуются сульфит- и сульфид – ионы.</p>

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



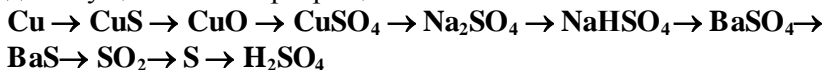
### 3 вариант:

Физические и химические свойства р-элементов VI группы – простых веществ: агрегатные состояния, аллотропные модификации, изменение окислительно-восстановительной активности простых веществ в ряду: O-S-Se-Te-Po

<p>Объясните, почему реакция раствора гидросульфида натрия – щелочная, а раствора гидросульфита натрия – кислая. Ответ подтвердите расчетами констант гидролиза и их сравнением с</p>	<p>Гидросульфид – и гидросульфит – ионы являются амфолитами. При гидролизе они образуют щелочную среду (Кг), а при диссоциации – кислую (Кд). Сравнение этих величин дает возможность определить реакцию среды их растворов.</p>
---	--

соответствующими константами диссоциации.	
---	--

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



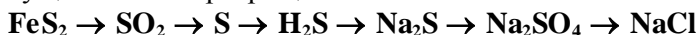
#### 4 вариант:

<p>Закончите уравнения реакций:  <math>\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow</math>,  <math>\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow</math></p> <p>Объясните окислительно-восстановительную двойственность сульфит-иона. Определите коэффициенты электронно-ионным методом. Рассчитайте эквивалентные массы восстановителя в реакциях.</p>	<p>При взаимодействии с окислителями сульфит – ион переходит в сульфат – ион, с восстановителями – в элементарную серу.</p>
--	---

Указать лабораторные и промышленные способы получения кислорода, перечислить важнейшие области его практического применения.

<p>Закончите уравнения реакции и объясните возможность использования при <math>\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3</math> прилечении чесотки. <math>\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow</math></p>	<p>Продукты разложения тиосульфатной кислоты оказывают пагубное влияние на чесоточного клеща.</p>
<p>Рассчитайте массу тиосульфата натрия, необходимую для взаимодействия с 4,48 л хлора (н.у).</p>	<p>Необходимо составить уравнение, подобрать коэффициенты, в соответствии с которыми произвести расчеты. При этом следует учесть, что реально тиосульфата натрия необходимо взять больше расчетного количества, так как он применяется в виде пентагидрата.</p>

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



### 5 вариант:

<p>Составьте уравнение реакции разложения пероксида водорода. Коэффициенты в уравнении реакции определите электронно-ионным методом. Напишите уравнение диссоциации пероксида водорода и его графическую формулу.</p>	<p>Реакция разложения пероксида водорода – реакция диспропорционирования. В результате реакции выделяется кислород.</p>
<p>Испытание на подлинность пероксида водорода проводят следующим образом: к раствору препарата добавляют разбавленную <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math>, эфир и раствор дихромата калия, затем смесь перемешивают. Эфирный слой окрашивается в синий цвет. Напишите уравнение реакции, эмпирическую и графическую формулу соединения, обуславливающего синий цвет. Укажите роль эфира.</p>	<p>При обработке кислого раствора дихромата калия пероксидом водорода образуется пироксосоединение хрома синего цвета, устойчивое в среде эфира.</p>

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:

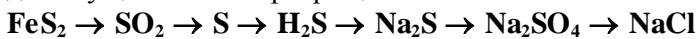


### 6 вариант:

<p>Составьте уравнения реакций, описывающие следующие превращения:  <math>\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4</math>  <math>\rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2</math>          Определите коэффициенты электронно-ионным методом. Рассчитайте эквивалентные</p>	<p>Серу из водорода можно получить при взаимодействии <math>\text{H}_2\text{S}</math> с соответствующими окислителями. Далее при сжигании серы получают ее диоксид, который при окислении и растворении в воде образует серную кислоту.</p>
---	---

массы восстановителя в реакциях.	
<p>Получите кислород по реакциям при нагревании:</p> <p><b>KMnO<sub>4</sub> →</b></p> <p><b>NaNO<sub>3</sub> →</b></p> <p><b>Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> →</b></p> <p><b>AgNO<sub>3</sub> →.</b></p> <p>Определите коэффициенты в уравнениях реакций методом электронного баланса.</p>	<p>При термическом разложении перманганата калия происходит реакция диспропорционирования. При разложении нитратов металлов, стоящих в электрохимическом ряду напряжений левее магния, образуются нитраты и кислород, от магния до меди – оксиды металлов, оксид азота (IV) и кислород, для металлов, стоящих после меди – свободные металлы, оксид азота (IV) и кислород.</p>

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:

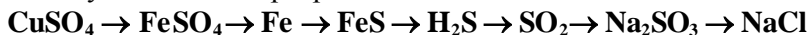


### 7 вариант:

<p>Напишите уравнения реакций взаимодействия тиосульфата натрия с избытком хлорной воды и иодом. Определите коэффициенты электронно-ионным методом. Рассчитайте эквивалентные массы восстановителя в реакциях.</p>	<p>Хлорная вода – сильный окислитель. Избыток сильного реактива переводит тиосульфат – ион в сульфат – ион. Окислительные свойства иода слабее, поэтому в результате реакции обр – тся тетратионат-ион.</p>
<p>Напишите уравнение реакции взаимодействия H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>: а) с KI б) с KMnO<sub>4</sub> в кислой среде. Определите коэффициенты электронно-</p>	<p>Пероксид водорода содержит кислород в промежуточной степени окисления(-1), следовательно, при взаимодействии с</p>

ионным методом. В каждом уравнении реакции укажите окислитель и восстановитель.	восстановителями(KI) он проявляет окислительные свойства. с окислителями (KMnO <sub>4</sub> ) – выступает в роли восстановителя.
---	--

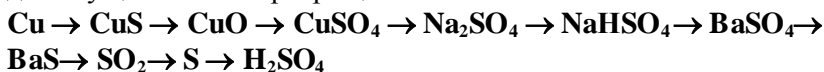
Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



### 8 вариант:

Приведите примеры реакций, подтверждающих окислительно-восстановительную двойственность сульфит-ионов. Определите коэффициенты электронно-ионным методом и рассчитайте эквивалентную массу окислителя.	Легкость перехода сульфит – иона в сульфат – ион обуславливает его сильные восстановительные свойства. При взаимодействии с более сильными восстановителями (H <sub>2</sub> S) сульфит – ион ведет себя как окислитель и восстанавливается до свободной серы.
Рассчитайте объем 0,1 М раствора пероксида водорода, необходимый для окисления в кислой среде 100 мл 0,1 М раствора сульфата железа (II).	Для расчета объема раствора пероксида водорода необходимо составить уравнение его взаимодействия с сульфатом железа (II) и определить коэффициенты электронно-ионным методом.

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:

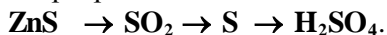


### 9 вариант:

Напишите уравнения реакций качественного	Сульфид – ион можно обнаружить с помощью катионов тяжелых металлов. Сульфит – ион в кислой среде
--	---

<p>обнаружения сульфид-, сульфит-, тиосульфат-ионов и ионном и молекулярном виде</p>	<p>переходит в диоксид серы, который обесцвечивает растворы перманганата калия и йода. Сульфат – ион обнаруживают с помощью катиона бария. Тиосульфат – ион в кислой среде образует тиосерную кислоту, которая разлагается с образованием элементарной серы.</p>
<p>Закончите уравнения реакций. Определите коэффициенты электронно-ионным методом. Укажите окислитель и восстановитель.  <math>\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \dots</math>  <math>\text{H}_2\text{O}_2 + [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow \dots</math>  <math>+ \text{Ag} + \dots</math></p>	<p>В реакциях с гексагидрохроматом(III) натрия и ортомышьяковистой кислотой пероксид водорода является окислителем, при взаимодействии с гидроксидом диаминсеребра (I) пероксид водорода проявляет восстановительные свойства.</p>

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



### 10 вариант:

<p>Напишите уравнения реакций взаимодействия пероксида водорода:  а) с перманганатом калия в кислой среде б) с йодидом калия в кислой среде.  Определите коэффициенты электронно-ионным методом. Укажите окислитель и восстановитель.</p>	<p>Пероксид водорода содержит кислород в промежуточной степени окисления, поэтому в реакциях с окислителями (<math>\text{Ag}_2\text{O}</math>) он проявляет восстановительные свойства, при взаимодействии с восстановителями (KI) – окислительные.</p>
<p>В зависимости от силы</p>	<p>Реакция между хлоридом натрия</p>

<p>восстановителя, концентрированная серная кислота по-разному реагирует с галогенид-ионами. Закончите уравнения реакций и определите коэффициенты электронно-ионным методом:</p> <p><math>\text{NaCl}_{(T)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(K)} \rightarrow,</math>  <math>\text{NaBr}_{(T)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(K)} \rightarrow,</math>  <math>\text{NaJ}_{(T)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(K)} \rightarrow</math></p> <p>Сравните восстановительные свойства галогенид-ионов.</p>	<p>и серной кислотой используется в лабораторной практике для получения хлороводорода. Бромид – ион восстанавливает серную кислоту – до оксида серы(IV), йодид – ион – до сероводорода.</p>
<p>При пропускании 10 л сероводорода (н.у.) через 2 кг раствора сернистой кислоты образовалось 19,2 г серы. Определите массовую долю сернистой кислоты.</p>	<p>Расчеты должны быть произведены в соответствии с уравнением реакции взаимодействия сероводорода и серной кислоты.</p>

**ТЕМА 7:**  
**ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА**  
**P – ЭЛЕМЕНТОВ**  
**7 ГРУППЫ ПС И ИХ СОЕДИНЕНИЙ.**

Комментарии для работы с рабочими тетрадями.

1. $\text{F}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{OBR}$
2. $\text{NaCl}$ кр + $\text{H}_2\text{SO}_4$ конц $\rightarrow$ Обмен. Газообразный продукт удаляется из реакционной системы.
3. $\text{PCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз до фосфористой и соляной кислот.
4. $\text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{OBR}$ Свинец окислитель- до (+2), хлор восстановитель до молекулярного хлора.
5. $\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OBR}$ . Образующиеся хлорсодержащие кислоты содержат хлор в большей и меньшей степени



окисления, чем в исходном оксиде.
6. $\text{KClO}_3 \xrightarrow{t}$ разложение без катализатора хлор диспропорционирует, с катализатором происходит внутримолекулярная ОВР между кислородом и хлором.
7. $\text{FeSO}_4 + \text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ОВР, железо восстановитель до (+3), хлор окислитель до ...
8. $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Обмен осадок удаляется из реакционной системы. Образующаяся хлорноватистая кислота неустойчива и может легко разлагаться (ОВР).
9. $\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ диспропорционирование до молекулярного брома.
10. $\text{KJ} + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow$ йод окисляется до (0) железо восстанавливается до +2.
11. $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow$ с сильными окислителями железо до +3.
12. $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}}$ Образуется хлор и водород на катоде и аноде.
13. $\text{ClO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ образуются соли сразу 2-х хлорсодержащих кислот с большей и меньшей степенью окисления хлора чем в исходном оксиде.
14. $\text{HClO}_4 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$ дегидратация
15. $\text{J}_2\text{O}_7 + \text{NaOH} \rightarrow$ солеобразование
16. $\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{хол}}$ диспропорционирование хлора
17. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$ ОВР хлор восстановитель до свободного хлора, марганец окислитель до (+2).
18. $\text{Br}_2 + \text{J}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$ ОВР иод восстановитель до соли иодноватой кислоты, вром окислитель до (-1).
19. $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ ОВР хром восстановитель до соли дихромата, вром окислитель до (-1).
20. $\text{KJ} + \text{HgJ}_2 \rightarrow$ комплексообразование у ртути (+2) координационное число 4.
21. $\text{S} + \text{F}_2 \rightarrow$ ОВР
22. $\text{BeF}_2 + \text{SiF}_4 \rightarrow$ комплексообразование у кремния координационное число 6.
23. $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ диспропорционирование хлора
24. $\text{NaClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз по аниону.

25. $\text{KClO}_4 \xrightarrow{t} \text{OBR}$ . Хлор окислитель, кислород восстановитель.
26. $\text{HClO} + \text{NaOH} \rightarrow$ обмен, гипохлорит натрия не устойчив – основное вещество содержащиеся в отбеливателе «белизна».
27. $\text{NaOH} + \text{F}_2 \xrightarrow{\text{хол}} \text{OBR}$ межмолекулярная фтор окислитель, кислород восстановитель.
28. $\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{OBR}$ вром восстановитель до соли вромноватой кислоты, хлор окислитель до (-1).
29. $\text{NaBr} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$ обмен
30. $\text{Ca(ClO)}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ угольная кислота более сильная, чем хлорноватистая, обмен, осадок.
31. $\text{HF} + \text{SiO}_2 \rightarrow$ обмен – плавиковая кислота по этой реакции разрушает стекло, поэтому её не хранят в стеклянной таре.
32. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{OBR}$ хлор восстановитель до свободного хлора, хром окислитель до (+3).
33. $\text{ClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ образуются сразу две хлорсодержащие кислоты с большей и меньшей степенью окисления хлора чем в исходном оксиде.
34. $\text{KClO} \xrightarrow{t} \text{гипохлорит натрия и калия}$ не устойчив – основное вещество содержащиеся в отбеливателе «белизна», отбеливающим эффектом обладает свободный кислород в момент прохождения данной реакции.
35. $\text{Ca(OH)}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t} \text{OBR}$ образование «хлорки» (хлорной извести).
36. $\text{NaI} + \text{Cl}_2 \rightarrow$ замещение – более сильный неметалл вытесняет более слабый из его соли.
37. $\text{HClO} \xrightarrow{\text{свет}} \text{хлорноватистая кислота}$ не устойчива, отбеливающим эффектом обладает свободный кислород в момент прохождения данной реакции. Дезинфицирующее действие хлорамина «А», «В» обусловлено выделением хлорноватистой кислоты при их гидролизе.
38. $\text{Cl}_2 + \text{J}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{OBR}$ иод восстановитель до соли иодноватой кислоты, хлор окислитель до (-1).
39. $\text{NaF} + \text{SiF}_4 \rightarrow$ комплексобразование у кремния координационное число 6.

40.  $\text{NaClO} + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{OBR}$  хлор восстановитель до соли хлорида, иод окислитель до (0).

### Индивидуальные задания:

#### 1 вариант:

Как изменяются окислительные свойства галогенов при переходе от фтора к йоду и восстановительные свойства их электроотрицательных ионов? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций: а)  $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ ; б)  $\text{KI} + \text{Br}_2 \rightarrow \dots$ . Укажите в них окислитель и восстановитель.

Приведите сравнительную характеристику восстановительных и кислотных свойств галогеноводородов. Объясните наблюдаемые закономерности и подтвердите соответствующими уравнениями реакций.	Причину изменения указанных свойств в ряду галогеноводородов следует объяснять с точки зрения электронного строения галогенид – ионов. Восстановительные свойства галогенид – иона удобно объяснить на примере их взаимодействия сконцентрированной серной кислотой. Свойства галогеноводородов необходимо объяснять на основе строения галогенид – ионов в соответствии с их положением в периодической системе Д.И Менделеева.
--	--

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



#### 2 вариант:

Что может свидетельствовать о том что в молекуле хлора тройная связь. Объясните возможность образования этой связи.

Напишите уравнения реакций взаимодействия галогенов с водой и растворами щелочей (холодными и горячими). Определите коэффициенты электронно-ионным методом. Рассчитайте эквивалентные	В водных растворах галогены диспропорционируют, при этом в холодных растворах образуются соединения со степенью окисления -1 и +1; в горячих -1 и +5.
---	---

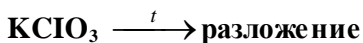
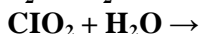
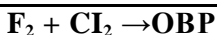
массы восстановителя в реакциях.	
----------------------------------	--

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



### 3 вариант:

Объясните изменение кислотно-основных свойств и окислительно-восстановительных свойств в ряду оксокислот: $\text{HClO} - \text{HBrO} - \text{HIO}$ .	Изменение указанных свойств необходимо объяснять с учетом строения атомов галогенов, положения их в периодической системе, сравнение величин их радиусов.
Напишите уравнения реакций получения хлорной извести. Объясните механизм антисептического действия хлорной извести.	Хлорная известь – это смешенная соль соляной и хлорноватистой кислот (хлорид – гипохлорит кальция). Антисептическое действие этой соли основано на сильных окислительных свойствах атомарного кислорода – продукта разложения хлорноватистой кислоты.



### 4 вариант:

Закончите уравнения реакций: $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{NaCrO}_4 + \dots,$ $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow.$ Определите коэффициенты электронно-ионным методом.	Галогены – сильные окислители. Бром окисляет хром (III) в хром (VI). С увеличением порядкового номера окислительные свойства галогенов
---	--

Сравните окислительные свойства галогенов.	ослабевают. хлор – более сильный окислитель по сравнению с йодом.
<p>Закончите уравнения реакций и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:</p> $\text{I}_2 + \text{HNO}_3(\text{конц}) \rightarrow,$ $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow,$ $\text{KJ} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ <p>Рассчитайте эквивалентные массы восстановителя в каждой реакции.</p>	<p>С возрастанием порядкового номера окислительные свойства галогенов ослабевают, восстановительные свойства галогенид – ионов усиливаются. <math>\text{I}_2</math> и <math>\text{Br}_2</math> под действием сильных окислителей окисляются до соответствующих кислородсодержащих кислот со степенью окисления галогенов +5. Иодид – ион окисляется до ближайшей степени окисления.</p>

$\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$  диспропорционирование до молекулярного брома.

$\text{KJ} + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow$  йод окисляется до (0) железо восстанавливается до +2.

$\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow$  сильными окислителями железо окисляется до с.о. +3.

$\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}}$  Образуется хлор и водород

$\text{ClO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$  образуются соли сразу 2-х хлорсодержащих кислот с большей и меньшей с.о., хлора

### 5 вариант:

<p>Закончите уравнения реакций:</p> $\text{KBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow,$ $\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow,$ $\text{KBr} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow.$ <p>Определите коэффициенты электронно-ионным методом.</p>	<p>Бромид – ион окисляется с помощью диоксида марганца, бромата калия и перманганата калия до свободного хрома.</p>
<p>Напишите уравнения реакций взаимодействия галогенов с водой и растворами щелочей</p>	<p>В водных растворах галогены диспропорционируют, при этом в холодных растворах</p>

(холодными и горячими). Определите коэффициенты электронно-ионным методом. Рассчитайте эквивалентные массы восстановителя в реакциях.	образуются соединения со степенью окисления -1 и +1; в горячих -1 и +5.
---	---

$\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{хол}}$  диспропорционирование хлора на ближайшую положительную и ближайшую отрицательную с.о.

$\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$  ОВР хлор восстановитель до свободного хлора, марганец окислитель до (+2).

$\text{Br}_2 + \text{J}_2 + \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow$  ОВР иод восстановитель до соли иодноватой кислоты, вром окислитель до (-1).

$\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$  ОВР хром восстановитель до соли дихромата, вром окислитель до (-1).

$\text{S} + \text{F}_2 \rightarrow$  ОВР

$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  диспропорционирование хлора на ближайшую положительную и ближайшую отрицательную степень окисления.

$\text{KClO}_4 \xrightarrow{t}$

### 6 вариант:

Закончите уравнения реакций: $\text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ , $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ , $\text{KI} + \text{Br}_2 \rightarrow$ Определите коэффициенты электронно-ионным методом. Рассчитайте эквивалентные массы восстановителя в реакциях.	Во всех случаях йодид – ион окисляется до свободного йода.
---	--

$\text{KClO} \xrightarrow{t}$  гипохлорит натрия и калия не устойчив – основное вещество содержащееся в отбеливателе «белизна», отбеливающим эффектом обладает свободный кислород в момент прохождения данной реакции.

$\text{Ca(OH)}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t}$  ОВР образование «хлорки» (хлорной извести).

$\text{NaJ} + \text{Cl}_2 \rightarrow$  – более сильный окислитель вытесняет более слабый из его соли.

$\text{HClO} \xrightarrow{\text{свет}}$  хлорноватистая кислота не устойчива.

$\text{Cl}_2 + \text{J}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{OBR}$  иод восстановитель до соли иодноватой кислоты, хлор окислитель до (-1).

$\text{NaClO} + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{OBR}$  хлор восстановитель до соли хлорида, иод окислитель до (0).

### 7 вариант:

Закончите уравнения реакций: $\text{HCl} + \text{CaOCl}_2 \rightarrow$ , (один из лабораторных способов получения хлора). $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ , $\text{HCl} + \text{PbO}_2 \rightarrow$ . Определите коэффициенты электронно-ионным методом.	Хлорид – ионы окисляются сильными окислителями (хлорная известь, диоксид свинца) до свободного хлора. Сероводорода, пропущенный через подкисленный раствор дихромата калия, окисляется до элементарной серы.
---	--

$\text{NaOH} + \text{F}_2 \xrightarrow{\text{хол}} \text{OBR}$  межмолекулярная OBR, фтор окислитель, кислород восстановитель.

$\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{OBR}$  бром восстановитель до соли бромноватой кислоты, хлор окислитель до (-1).

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{OBR}$  хлор восстановитель до свободного хлора, хром окислитель до (+3).

$\text{HClO} \xrightarrow{\text{свет}} \text{хлорноватистая кислота}$  не устойчива – основное вещество содержащееся в отбеливателе «белизна», отбеливающим эффектом обладает свободный кислород в момент прохождения данной реакции.

$\text{KClO} \xrightarrow{t} \text{гипохлорит натрия и калия}$  не устойчив – основное вещество содержащееся в отбеливателе «белизна», отбеливающим эффектом обладает свободный кислород в момент прохождения данной реакции.

$\text{Ca(OH)}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t} \text{OBR}$  образование «хлорки» (хлорной извести).

$\text{NaJ} + \text{Cl}_2 \rightarrow$  замещение – более сильный неметалл вытесняет более слабый из его соли.

$\text{ClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  образуются хлорсодержащие кислоты с большей и меньшей степенью окисления хлора, чем в исходном оксиде.

### d -элементы

Элементы, в атомах которых последним заполняется d-подуровень предвнешнего уровня, называются *d-элементами*. d-элементы называются также переходными элементами. К ним относятся элементы побочных подгрупп.

Характерной особенностью d-элементов является то, что валентными у них являются s-электроны внешнего уровня и d-электроны предвнешнего уровня. Простые вещества, образованные d-элементами, являются металлами (на внешнем уровне они содержат два ( $ns^2$ ), в некоторых случаях один ( $ns^1$ ) электрон. За редким исключением, d-элементы проявляют переменную степень окисления. Так, для всех d-элементов возможна степень окисления +2 – по числу внешних электронов. Высшая степень окисления большинства d-элементов соответствует номеру группы, в которой они находятся. Поскольку эти элементы, как правило, проявляют переменную степень окисления, для них характерны окислительно-восстановительные реакции. По этой же причине многие d-элементы образуют ряд соединений, резко отличающихся своими кислотно-основными свойствами. Например:

$Mn(OH)_2$	$Mn(OH)_3$	$Mn(OH)_4$	$H_2MnO_4$	$HMnO_4$
<i>средней силы основание</i>	<i>слабое основание</i>	<i>амфотерное основание</i>	<i>сильная кислота</i>	<i>очень сильная кислота</i>

*Кроме того, для d-элементов характерна способность образовывать комплексные соединения.*

## ТЕМА 8: ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА d – ЭЛЕМЕНТОВ 1 ГРУППЫ ПС И ИХ СОЕДИНЕНИЙ.

Комментарии для работы с рабочими тетрадями.

1. $CuCl \rightarrow$ реакция разложения, медь диспропорционирует.
2. $CuF_2 + KF \rightarrow$ комплексообразование, у меди (2) координационное число 4.
3. $Au + Cl_2 + HCl \rightarrow$ ОВР+ комплексообразование, у золота (3) координационное число 4.
4. $CuO + NH_3 + H_2O \rightarrow$ образуется комплексное основание, у

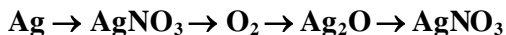


меди (2) координационное число 4.
5. $\text{AgNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$ обмен, гидроксид серебра не существует в водном растворе, сразу разлагается.
6. $\text{Ag}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ комплексообразование, у серебра (1) координационное число 2.
7. $\text{CuO} + \text{NH}_3 \rightarrow$ OBP медь окислитель, азот восстановитель.
8. $\text{Ag}(\text{CN})_2 \rightarrow$
9. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4\text{k} \rightarrow$ OBP сера восстанавливается до +4.
10. $\text{CuS} + \text{HNO}_3\text{k} \rightarrow$ OBP
11. $\text{Au} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ растворение золота в царской водке – золото до +3, азот до +2.
12. $\text{Ag} + \text{O}_3 \rightarrow$
13. $\text{Ag}_2\text{O} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ комплексообразование, у серебра (1) координационное число 2.
14. $\text{Ag} + \text{HNO}_3\text{k} \rightarrow$ OBP, азот восстанавливается до +4.
15. $\text{AgNO}_3 \xrightarrow{t} \text{OBP}$
16. $\text{Au} + \text{I}_2 \rightarrow$
17. $\text{CuS} + \text{O}_2 \rightarrow$ обжиг до оксидов.
18. $\text{AgI} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow$ OBP
19. $\text{CuSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ совместный гидролиз с образованием соли сильной кислоты и сильного основания, слабый анион и катион гидролизуются до малахита.
20. $\text{Ag} + \text{NaCN} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

### Индивидуальные задания:

#### 1 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



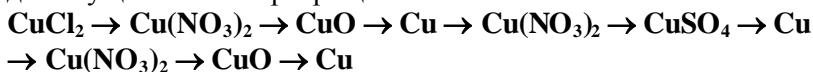
В присутствии влаги и диоксида углерода медь окисляется и покрывается зеленым налетом. Как называется и каков состав образующегося соединения? Что произойдет, если на него подействовать соляной кислотой? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Напишите	Используя электронные формулы атомов,
----------	---------------------------------------

<p>электронные формулы атомов меди и серебра. Сравните их восстановительные свойства с аналогичными свойствами щелочных металлов. Для этого приведите уравнения реакций взаимодействия этих металлов с кислородом и азотной кислотой.</p>	<p>необходимо указать, к каким семействам относятся медь, серебро и щелочные металлы, отметить характерные для них степени окисления, охарактеризовать положение этих металлов периодической системе элементов и в электрохимическом ряду напряжений. Соответственно этому необходимо отметить различную устойчивость меди, серебра и щелочных металлов к окислению и привести уравнения реакций их взаимодействия с кислородом и кислотами – окислителями.</p>
---	---

### 2 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



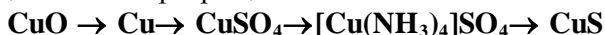
Серебро не взаимодействует с разбавленной серной кислотой, тогда как в концентрированной оно растворяется. Чем это объяснить? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

<p>Напишите уравнения реакций: получение хлорида серебра и растворения его в растворе аммиака; взаимодействие хлорида диамминсеребра (I) сероводородной водой; взаимодействие хлорида диамминсеребра (I) с иодидом калия ;</p>	<p>Химические реакции протекают в направлении образования более устойчивых соединений. Образование осадка хлорида серебра возможно при взаимодействии растворимых солей серебра (I) с соляной кислотой. Растворение этого осадка в растворе аммиака приводит к образованию комплексного соединения. Разрушить комплекс можно только спомощью реакций, приводящих к образованию осадков, ПР которых значительно</p>
--	--

	меньше Кн комплекса. Сравните $\text{K}_{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+}$ с $\text{PR}_{\text{AgI}}$ и $\text{PRAg}_2\text{S}$ и сделайте выводы.
--	---

### 3 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:

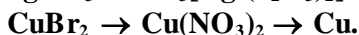
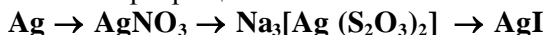


d-элементы I группы (подгруппа меди). Строение атомов меди, серебра, золота. Характеристика химической активности меди, серебра, золота – простых веществ: взаимодействие с кислородом, азотной и серной кислотами, «царской водкой».

Напишите уравнения реакции растворения золота в «царской водке». Вычислите массу золота, при растворении которого выделилось 28 л оксида азота (II) (н.у).	При растворении золота в «царской водке» образуется тетрахлороаурат(III)водорода и выделяется оксид азота (II). При расчетах необходимо учитывать, что при растворении 1 моля золота выделяется 1 моль NO, который при нормальных условиях занимает объем 22,4 л.
--	---

### 4 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:

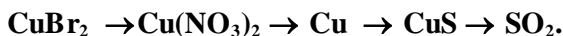
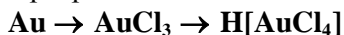


Напишите уравнения реакций: а) взаимодействие сульфата меди (II) с недостатком	При взаимодействии сульфата меди (II) с недостатком раствора аммиака образуется осадок основной соли $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ ,
---	---

<p>раствора аммиака и его избытком; б) определите, в каком случае произойдет взаимодействие между растворами электролитов:</p> $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow ,$ $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 + (\text{NH}_4)_3\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow .$ <p> <math>K_{\text{н}} [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = 9,33 \cdot 10^{-13},</math>  <math>\text{ПР}_{\text{CuS}} = 6,3 \cdot 10^{-36}, \text{ ПРCuC}_2\text{O}_4 = 3 \cdot 10^{-9}</math> </p>	<p>который растворяется в избытке аммиака с образование аммиачного комплекса. Разрушение этого комплекса будет происходить в случае образования более устойчивого соединения, т.е если <math>K_{\text{н}} &gt; \text{ПР}</math> образовавшегося осадка. Если указанные взаимодействия возможны, следует указать образующиеся продукты реакций.</p>
---	--

### 5 вариант:

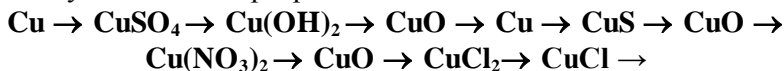
Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



<p>Составьте уравнения реакций, описывающие следующие превращения:</p> $\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \rightarrow \text{I} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}$	<p>Серебро относится благородным металлам, поэтому для его растворения необходим сильный окислитель - <math>\text{HNO}_3</math>. Следующий этап превращений – качественная реакция на катионы <math>\text{Ag}^+</math> - образование малорастворимого <math>\text{AgCl}</math> (<math>\text{ПР} = 1,8 \cdot 10^{-10}</math>). Для получения аммиачного комплекса осадок следует растворить в избытке аммиака. Разрушение комплексного соединения происходит при его взаимодействии с сероводородной водой. При этом образуется осадок <math>\text{Ag}_2\text{S}</math>, малая величина <math>\text{ПР}</math> которого (<math>6 \cdot 10^{-50}</math>) свидетельствует о его устойчивости.</p>
---	--

### 6 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



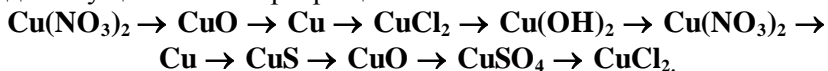
## Cu.

$\text{Au} + \text{Cl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{OVP}$  Комплексообразование у золота (3)  
координационное число 4.

$\text{CuO} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  образуется комплексное основание, у меди  
(2) координационное число 4.

### 7 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:

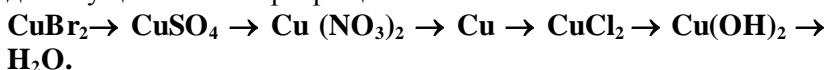


$\text{Ag}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$  Комплексообразование у серебра (1)  
координационное число 2.



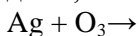
### 8 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:

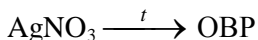
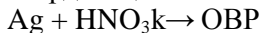


$\text{AgNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$  обмен, гидроксид серебра не существует в водном растворе, сразу разлагается.

$\text{Au} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow$  растворение золота в царской водке – золото до +3, азот до +2.

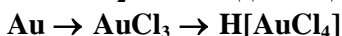
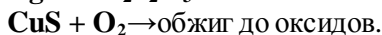
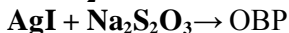
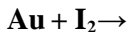
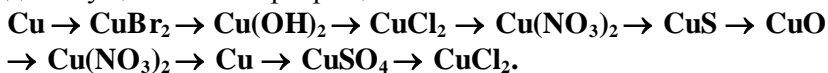


$\text{Ag}_2\text{O} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  Комплексообразование у серебра (1)  
координационное число 2.



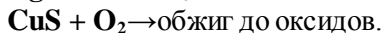
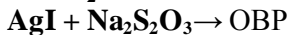
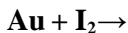
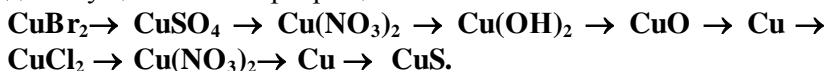
### 9 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:

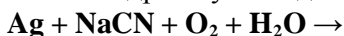


### 10 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



$\text{CuSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  двойной гидролиз с образованием соли сильной кислоты и сильного основания, слабый анион и катион гидролизуются до малахита.



## ТЕМА 9: ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА d – ЭЛЕМЕНТОВ 2 ГРУППЫ ПС И ИХ СОЕДИНЕНИЙ.

Комментарии для работы с рабочими тетрадами.

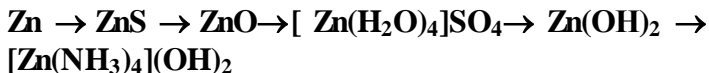
1. $\text{HgS} + \text{O}_2 \rightarrow$ Обжиг до свободной ртути.
2. $\text{Zn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ цинк амфотерный металл с координационным числом 4.
3. $\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4$ избыток $\rightarrow$
4. $\text{HgI}_2 + \text{KI} \rightarrow$ ртуть амфотерный металл с координационным числом 4.
5. $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH} \rightarrow$ гидроксид ртути не существует в водном растворе.

6. $\text{Hg}(\text{CN})_2 + \text{KCN} \rightarrow$ ртуть амфотерные метал с координационным числом 4.
7. $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз по катиону.
8. $\text{HgCl}_2 + \text{Hg} \rightarrow$ из сулемы образуется каломель в реакции присоединения.
9. $\text{CdCO}_3 \xrightarrow{t}$ → разложение не ОВР.
10. $\text{ZnO} + \text{KOH} \xrightarrow{t}$ → Обмен не ОВР. Образуется соль метоцинкат.
11. $\text{ZnS} + \text{O}_2 \rightarrow$ Обжиг цинкового блеска (цинковой обманки) до оксидов.
12. $\text{Cd} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ p} \rightarrow$
13. $\text{Hg}$ избыток + $\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ p} \rightarrow$
14. $\text{HgS} + \text{K}_2\text{S} \rightarrow$ → ртуть амфотерные метал с координационным числом 4.
15. $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Hg} \rightarrow$ реакция соединения ОВР.
16. $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \rightarrow$ цинк амфотерные метал с координационным числом 4.
17. $\text{Hg}(\text{CN})_2 \rightarrow$
18. $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ Обмен. Реакция идет так как у осадка очень малое значение ПР.
19. $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \text{ p} \rightarrow$ ОВР. Азот восстанавливается максимально.
20. $\text{Hg} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ ртуть растворяется в царской водке подобно золоту.

### Индивидуальные задания:

#### 1 вариант:

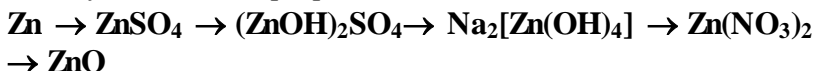
Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



3. Напишите уравнения реакций растворения цинка в растворах: а) хлороводородной кислоты; б) серной	3. В электрохимическом ряду напряжений цинк расположен до водорода, следовательно, это активный металл, который вытесняет водород из разбавленных растворов кислот – неокислителей. При взаимодействии
--	--

<p>(концентрированной и разбавленной) кислоте; в) щелочи. Подберите коэффициенты электронно – ионным методом.</p>	<p>цинка с концентрированной <math>H_2SO_4</math> в качестве продуктов ее восстановления могут быть <math>H_2S, S, SO_2</math>, в зависимости от соотношения количества кислоты и металла. Азотная кислота – сильный окислитель. При взаимодействии с активным металлом разбавленная кислота может восстанавливаться до <math>N_2O, NO</math>, концентрированная – до <math>NO_2</math>. Поскольку цинк – амфотерный металл, он растворяется не только в кислотах, но и в щелочах. Реакция, протекающая в растворе, приводит к образованию комплексного соединения, а при сплавлении образуется цинкат щелочного металла и водород.</p>
---	---

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



### 2 вариант:

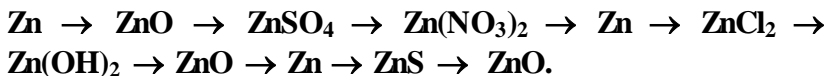
Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



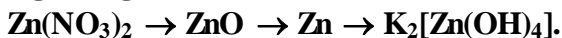
<p>Составьте уравнения реакций, описывающие следующие превращения:  <math>Hg \rightarrow Hg(NO_3)_2</math>  <math>\rightarrow HgO \rightarrow Hg</math>  <math>\rightarrow Hg_2(NO_3)_2</math>          Подберите коэффициенты электронно – ионным методом.</p>	<p>Металлическую ртуть получают обжигом ее сульфида. Азотнокислые соли ртути можно получить при взаимодействии ртути с разбавленной <math>HNO_3</math>. При избытке кислоты образуется нитрат ртути (II), при избытке ртути – нитрат ртути(I). <math>HgO</math> выделяется при подщелачивании растворов солей ртути (II). Для получения металлической ртути оксид следует прокалить.</p>
---	--



Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:

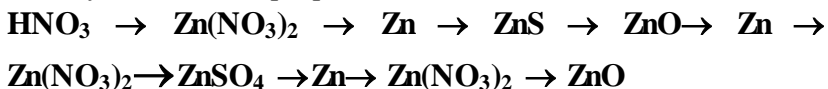


### 3 вариант:



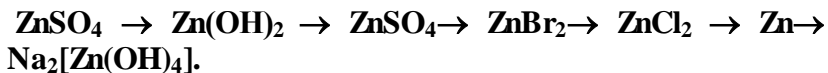
<p>Напишите уравнения реакций взаимодействия нитрата ртути(I) и нитрата ртути (II) с избытком йодида калия.</p>	<p>Конечным продуктом реакции взаимодействия нитрата ртути(I) и нитрата ртути (II) с избытком йодида калия является комплексное соединение тетрайомеркурат (II) калия. Образование его происходит через промежуточный этап выпадения осадков Hg(I), Hg(II). Соединение ртути (II) обладают сильно выраженными окислительными свойствами. Поэтому ртуть легко восстанавливается из солей более активными металлами или другими восстановителями.</p>
---	---

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



### 4 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



$\text{HgS} + \text{O}_2 \rightarrow$  Обжиг до свободной ртути.

$\text{Zn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  цинк амфотерный металл с координационным числом 4.

$\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{избыток} \rightarrow$

$\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH} \rightarrow$  гидроксид ртути не существует в водном растворе.

$\text{HgCl}_2 + \text{Hg} \rightarrow$  из сулемы образуется каломель в реакции присоединения.

$\text{ZnS} + \text{O}_2 \rightarrow$  Обжиг цинкового блеска (цинковой обманки) до оксидов.

$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Hg} \rightarrow$  реакция соединения ОВР.

$\text{Zn} + \text{HNO}_3 \text{ p} \rightarrow$  ОВР. Азот восстанавливается максимально.

$\text{Hg} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow$  ртуть растворяется в царской водке подобно золоту.

## ТЕМА 10: ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА d – ЭЛЕМЕНТОВ 4 ГРУППЫ ПС И ИХ СОЕДИНЕНИЙ.

Комментарии для работы с рабочими тетрадями.

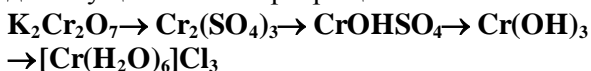
1. $\text{Cr} + \text{O}_2 \rightarrow$ Хромированные вещи устойчивы на воздухе так как покрыты оксидной пленкой хрома (3).
2. $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ Хромат – ионы устойчивы в щелочной среде, дихромат – ионы в кислой, поэтому при изменении pH раствора возможен их взаимный переход. Обмен не ОВР.
3. $\text{CrCl}_3 + \text{NH}_3 \rightarrow$ комплексообразование у хрома (3) координационное число 6.
4. $\text{Cr}_2\text{S}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Гидролиз и по катиону и по аниону необратимо и до конца.
5. $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ комплексообразование у хрома (3) координационное число 6.
6. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \rightarrow$ обмен не ОВР. В щелочной среде дихроматы переходят в хроматы.
7. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \text{ k} \rightarrow$ хром окислитель, хлор восстановитель.
8. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ хром окислитель, железо восстановитель
9. $\text{Cr}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t}$ разложение
10. $\text{CrO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ обмен?
11. $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{C} \rightarrow$ хром окислитель, углерод восстановитель

12. $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ реакция соединения не ОВР.
13. $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз по катиону.
14. $\text{CrO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ хром окислитель, хлор восстановитель
15. $\text{CrCl}_2 + \text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow$ хром окисляется до +3, кислород до -2.
16. $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{HClp} \rightarrow$ Хромат – ионы устойчивы в щелочной среде, дихромат – ионы в кислой, поэтому при изменении рН раствора возможен их взаимный переход. Обмен не ОВР.
17. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ хром окислитель до +3, сера восстановитель до +6.
18. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ хром окислитель до +3, кислород восстановитель до 0.
19. $\text{Cr}(\text{CO})_6 \xrightarrow{t}$
20. $\text{CrCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ обмен.

### Индивидуальные задания:

#### 1 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



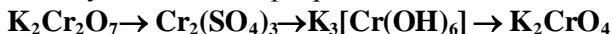
<p>2. Напишите уравнения реакций:  <math>\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow, \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \leftrightarrow</math>.          Укажите направление смещения равновесия:  <math>2 \text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ \leftrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}</math>          при добавлении: кислоты, щелочи, соли бария.          Объясните, при каких значениях рН среды существуют ионы <math>\text{CrO}_4^{2-}, \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}</math>.</p>	<p>2. Хромат – ионы устойчивы в щелочной среде, дихромат – ионы в кислой, поэтому при изменении рН раствора возможен их взаимный переход. Для определения смещения равновесия этой реакции применяют принцип Ле Шателье (см. учебник, раздел « химическая кинетика. Химическое равновесие» ).</p>
--	---

Хромит калия окисляется бромом в щелочной среде. Зеленая окраска раствора переходит в желтую. Составьте

электронные и молекулярные уравнения реакций. Какие ионы обуславливают начальную и конечную окраску ионов?

### 2 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



<p>8. Составьте уравнения реакций, подберите коэффициенты электронно – ионным методом для следующих окислительно – восстановительных процессов: <math>K_3 [Cr (OH)_6] + H_2O_2 \rightarrow</math>, <math>Cr_2(SO_4)_3 + NaBiO_3 + H_2SO_4 \rightarrow</math>, <math>FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow</math>.</p>	<p>8. взаимодействие гексагидроксохромата(III) калия с пероксидом водорода – реакция качественного обнаружения солей Cr(III) в щелочной среде. При этом зеленый цвет раствора меняется на желтый, что указывает на образование хромат – ионов, устойчивых в щелочной среде. В кислой среде окисление Cr(III) до Cr(VI) возможно только с помощью таких сильных окислителей как <math>NaBiO_3</math>. При этом в растворе образуются дихромат – ионы, которые снова можно перевести в Cr(III) действием <math>FeSO_4</math>.</p>
---	---

Хром получают методом алюминотермии из его оксида (III), а вольфрам – восстановлением оксида вольфрама (VI) водородом. Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

### 3 вариант:

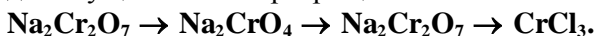
Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



<p>9. Напишите уравнения реакций получения: а) дихромата калия из хромата калия.</p>	<p>9. Взаимные переходы хроматов и дихроматов можно осуществить, изменяя pH раствора (т.е добавляя щелочь или кислоту). При этом необходимо учитывать., что</p>
--	---

<p>б) хромата калия из гексагидроксохромата(III) калия.</p> <p>в) гексагидроксохромата(III) калия из сульфата хрома (III).</p> <p>Коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций подберите электронно-ионным методом.</p>	<p>хроматы устойчивы в щелочной среде, дихроматы – в кислой.</p> <p>Разрушение комплексного соединения гексагидроксохромата(III) калия происходит под действием пероксидом водорода, который в щелочной среде окисляет Cr(III) до Cr(VI).</p> <p>Гексагидроксохромата(III) калия можно получить из сульфата хрома (III) при добавлении щелочи. При постепенном подщелачивании раствора сначала образуется зеленый осадок гидроксида хрома (III), который растворяется в избытке щелочи с образованием комплексного соединения.</p>
---	--

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



Уравнения окислительно-восстановительных реакций напишите на основании электронных уравнений.

## ТЕМА 11: ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА d – ЭЛЕМЕНТОВ 7 ГРУППЫ ПС И ИХ СОЕДИНЕНИЙ.

Комментарии для работы с рабочими тетрадями.

1. $\text{MnSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$ Обычный обмен с выпадением осадка гидроксида.
2. $\text{Mn(OH)}_2 \xrightarrow{t}$ разложение (не ОВР).
3. $\text{MnF}_2 + \text{HF} \rightarrow$ комплексообразование у марганца (2) координационное число 4.
4. $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow (\text{PbO}_2)$ – сильнейший окислитель в кислой среде. Реакция с сульфатом марганца является

качественной на ионы $Mn^{2+}$ . Раствор окрашивается в фиолетовый цвет, что указывает на образование перманганат - ионов.
5. $MnO_2 + KOH \rightarrow$
6. $MnO_2 + KOH + O_2 \rightarrow$ марганец в щелочной среде до манганата, а кислород до воды.. ОВР.
7. $MnCl_2 + H_2O \rightarrow$ гидролиз по катиону.
8. $KMnO_4 + KI + H_2O \rightarrow$ ОВР до свободного йода, и диоксида марганца в нейтральной среде.
9. $KMnO_4 + NaNO_2 + H_2O \rightarrow$ ОВР до нитрата, и диоксида марганца в нейтральной среде.
10. $KMnO_4 \xrightarrow{t} \rightarrow$ ОВР.
11. $MnO + HCl \rightarrow$ Обмен. не ОВР.
12. $MnCO_3 + HNO_3 \rightarrow$ Обмен. не ОВР.
13. $Mn(CN)_2 + KCN \rightarrow$ комплексообразование у марганца (2) координационное число 4.
14. $Mn_3O_4 + HCl \rightarrow$
15. $MnO_2 + HCl_{к.} \rightarrow$ ОВР Марганец до +2, хлор до молекулярного хлора.
16. $K_2MnO_4 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow$ ОВР Марганец до +2, сера до молекулярной серы.
17. $K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow$ ОВР. марганец диспропорционирует на ближайшую меньшую и большую степень окисления.
18. $Mn(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow$ ОВР до пиролюзита.
19. $KMnO_4 + Na_2SO_3 + KOH \rightarrow$ марганец в щелочной среде до манганата, а сульфит до сульфата. ОВР.
20. $Mn(NO_3)_2 \xrightarrow{t} \rightarrow$ ОВР

### Индивидуальные задания:

#### 1 вариант:

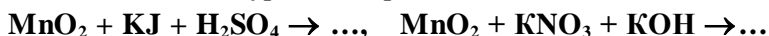
Напишите формулы возможных оксидов марганца и соответствующих	марганец образует ряд оксидов, в которых проявляет весь диапазон степеней окисления. С возрастанием степени окисления ослабляется основной характер оксида и соответственно усиливаются их кислотные свойства. Гидроксиды основных
---	--

им гидроксидов. С помощью химических реакций охарактеризуйте их кислотно-основное свойства.	оксидов являются основаниями, кислотных – кислотами. Подтверждением основных свойств оксида является взаимодействие его с кислотами, кислотных- с основаниями. Оксид и гидроксид Mn(IV) являются амфотерными, т.е взаимодействуют с кислотами, и с основаниями.
---	---

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



Почему диоксид марганца может проявлять и окислительные, и восстановительные свойства? Исходя из электронных уравнений, составьте уравнения реакций:



### 2 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



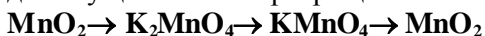
Как меняется степень окисления  $\text{KMnO}_4$  в кислой, нейтральной и щелочной средах? Составьте уравнения реакций между  $\text{KMnO}_4$  и  $\text{KNO}_2$  в нейтральной среде. Коэффициенты расставьте на основании электронных уравнений.

Напишите молекулярные уравнения реакций, соответствующих переходу ионов: $\text{MnO}_4^- \leftrightarrow \text{Mn}^{2+}$ ; $\text{MnO}_4^- \leftrightarrow$	Перманганат – ион $\text{MnO}_4^-$ содержит марганец в высшей степени окисления (+7), следовательно, в окислительных – восстановительных реакциях перманганат-ион будет всегда выступать в роли окислителя. Продукты его восстановления зависят от величины pH среды. Образование ионов $\text{Mn}^{2+}$ и связанное с этим обесцвечивание раствора будет происходить в кислой среде. Бурый осадок $\text{MnO}_2$ образуется в нейтральном растворе. Переход $\text{MnO}_4^- \leftrightarrow \text{MnO}_4^{2-}$ , вызывающий окрашивание раствора в зеленый цвет – в щелочной среде. В качестве восстановителей в данных могут быть использованы сероводород, сульфиды,
---	---

$\text{MnO}_2$ ;	сульфидты, соединения Fe(II) и т.п.
$\text{MnO}_4^- \leftrightarrow$ $\text{MnO}_4^{2-}$ ;	степень окисления +2 является для марганца низшей, поэтому соединения, содержащие $\text{Mn}^{2+}$ , в окислительно- восстановительных процессах могут быть только восстановителями. Для их
$\text{Mn}^{2+} \leftrightarrow$ $\text{MnO}_4^-$ ;	перевода в перманганат – ион необходимы очень сильные окислители ( $\text{NaBiO}_3$ ).

### 3 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



$\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow (\text{PbO}_2)$  – сильнейший окислитель в кислой среде. Реакция с сульфатом марганца является качественной на ионы  $\text{Mn}^{2+}$ . Раствор окрашивается в фиолетовый цвет, что указывает на образование перманганат - ионов.

$\text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{O}_2 \rightarrow$  марганец в щелочной среде до манганата, а кислород до воды.. ОВР.

$\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ ОВР до свободного йода, и диоксида марганца в нейтральной среде.

$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$ марганец в щелочной среде до манганата, а сульфит до сульфата. ОВР.

$\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t} \text{ОВР}$ .

$\text{MnO}_2 + \text{HCl}_{\text{к.}} \rightarrow$ ОВР Марганец до +2, хлор до молекулярного хлора.

$\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$  ОВР Марганец до +2, сера до молекулярной серы.

$\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ ОВР. марганец диспропорционирует на ближайшую меньшую и большую степень окисления.

$\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ ОВР до пиролюзита.

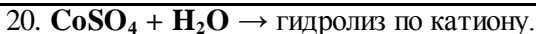
$\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  ОВР до нитрата, и диоксида марганца в нейтральной среде.



## ТЕМА 12: ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА d – ЭЛЕМЕНТОВ 8 ГРУППЫ ПС И ИХ СОЕДИНЕНИЙ.

Комментарии для работы с рабочими тетрадями.

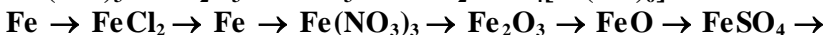
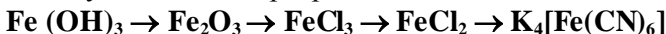
1. $\text{FeCl}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{ОВР}$ Железо окислитель, медь восстановитель. Эту реакцию используют в радиотехнике.
2. $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз по катиону.
3. $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ обмен сообразованием 2-х солей железа.
4. $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{ОВР}$ бром окислитель на (-1), никель восстановитель на (+3).
5. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{t}$ обмен образуется мета феррат (3).
6. $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ соединение не ОВР. у железа (+3) координационное число 6.
7. $\text{Co}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t}$
8. $\text{FeCl}_3 + \text{KCNS} \rightarrow$ Обмен, роданит железа (3) кровавого цвета. Качественная реакция на железо (+3).
9. $\text{FeCl}_2 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow$ Обмен. Качественная реакция на железо (+2). Турбуленова синь или берлинская лазурь.
10. $\text{FeCl}_3 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow$ Обмен. Качественная реакция на железо (+3). Турбуленова синь или берлинская лазурь.
11. $\text{Fe}(\text{CN})_2 + \text{KCN} \rightarrow$ Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:  комплексообразование. У железа (+2) координационное число 6. Желтая кровяная соль образуется.
12. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{Cl}_2 \rightarrow$ хлор окислитель, железо (2) восстановитель. Из желтой кровяной соли образуется красная кровяная соль.
13. $\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
14. $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t}$ ОВР
15. $\text{FeC}_2\text{O}_4 \xrightarrow{t \text{ вакуум}}$
16. $[\text{Ni}(\text{CO})_4] \xrightarrow{t}$
17. $\text{NaFeO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ гидролиз по аниону.
18. $\text{Ni}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$ обмен.



### Индивидуальные задания:

#### 1 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:

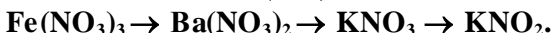
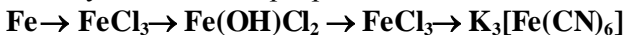


Какую степень окисления проявляет железо в соединениях? Как можно обнаружить ионы  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{3+}$  в растворе? Составьте молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

<p>Составьте уравнения реакций, подберите коэффициенты электронно – ионным методом:</p> $\text{FeCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow,$ $\text{KJ} + \text{FeCl}_3 \rightarrow.$ <p>Сделайте вывод об окислительно – восстановительном двойственности иона <math>\text{Fe}^{3+}</math>.</p>	<p>Степень окисления +3 для железа является промежуточной, поэтому соединения <math>\text{Fe}(\text{III})</math> при взаимодействии с сильными восстановителями (<math>\text{H}_2\text{S}</math>, <math>\text{KJ}</math>) восстанавливаются до <math>\text{Fe}(\text{II})</math>. А при взаимодействии с таким сильным окислителем как бромная вода в щелочной среде они окисляются с образованием феррата натрия (<math>\text{Na}_2\text{FeO}_4</math>).</p>
--	---

#### 2 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:

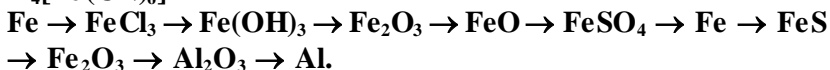
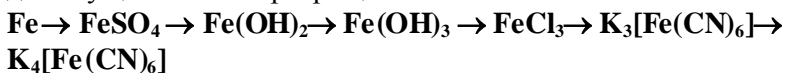


<p>Определите степень окисления, электронную конфигурацию и тип</p>	<p>При выполнении данного задания в</p>
---	---

гибридизации атомных орбиталей комплексобразователей, пространственную структуру комплексных ионов: $[\text{Au}(\text{CN})_6]^-$ , $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ , $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]^{3+}$ . Объясните их магнитные свойства.	качестве образца необходимо использовать пример 3 темы «Комплексные соединения».
---	--

### 3 вариант:

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



Напишите электронные формулы ионов: $\text{Fe}^{2+}$ , $\text{Co}^{2+}$ , $\text{Ni}^{2+}$ . Сравните их восстановительную активность. Приведите примеры соответствующих реакций. Подберите коэффициенты электронно – ионным методом.	При ответе на данный вопрос сначала необходимо написать электронные формулы для атомов Fe, Co, Ni, затем для их ионов, учитывая, что $\text{Э}^- \rightarrow \text{Э}^{3+}$ . Окислительная активность ионов $\text{Fe}^{3+}$ - $\text{Co}^{3+}$ - $\text{Ni}^{3+}$ увеличивается. Если для перехода $\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ необходимы сильные восстановители, то $\text{Co}^{2+}$ , $\text{Ni}^{2+}$ можно получить даже при подкислении растворов соответствующих гидроксидов $\text{Co}(\text{OH})_3$ , $\text{Ni}(\text{OH})_3$ .
---	--

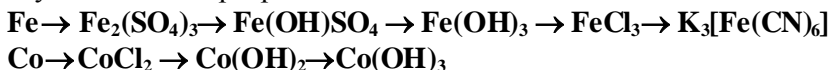
Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:  $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NiCl}_2$ . Уравнения окислительно-восстановительных реакций напишите на основании электронных уравнений.

### 4 вариант:

Напишите координационные формулы комплексных соединений никеля: а) тетрахлороникколат (II) калия; б) тетроцианоникколат (II) калия.	При выполнении данного задания в качестве образца необходимо
---	--

Объясните магнитный свойства каждого соединения, тип гибридизации комплексообразователя и пространственную конфигурацию комплексного иона.	использовать пример 3 темы «Комплексные соединения».
--	--

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:

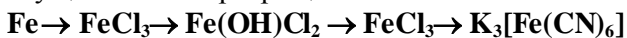


<p>Напишите электронные формулы ионов: Fe<sup>2+</sup>, Co<sup>2+</sup>, Ni<sup>2+</sup>. Сравните их восстановительную активность. Приведите примеры соответствующих реакций. Подберите коэффициенты электронно – ионным методом.</p>	<p>При выполнении данного задания прежде всего следует написать электронные формулы атомов Fe, Co, Ni. Затем – ионов, учитывая, что атомы этих элементов отдают электроны с последнего 4s – подуровня: Э - 2ē → Э<sup>2+</sup>. Сравнить восстановительную активность этих ионов – значит указать, с помощью каких окислителей можно применение таких окислителей, как кислород, пероксид водорода, перманганат или дихромат калия. Для окисления Ni<sup>2+</sup> необходимо воздействие хлорной или бромной воды в щелочной среде.</p>
--	---

### 5 вариант:

<p>Напишите молекулярные и ионные уравнения реакции гидролиза солей: FeCl<sub>2</sub>, NiSO<sub>4</sub>. Укажите реакцию среды каждого раствора.</p>	<p>Указанные соли образованы катионами слабых оснований и анионами сильных кислот. Для процессов диссоциации данных соединений необходимо написать соответствующие уравнения. Гидролиз во всех трех случаях будет происходить по катиону. Результатом первой степени гидролиза будет образование основных солей и соответствующих кислот. Поскольку по следующим ступеням гидролиз происходит в незначительной степени, достаточно будет привести уравнения только для первой ступени.</p>
--	--

Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений:



Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих в растворах электролитов:  $\text{FeSO}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow$ ,  $\text{FeCl}_3 + \text{KNCS} \rightarrow$ ,  $\text{FeCl}_3 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow$ . Назовите полученные вещества и укажите, с какой целью эти реакции используются для аналитической химии.

Поскольку предложенные реакции являются качественными на катионы  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ , необходимо указать изменение цвета и агрегатного состояния реагирующих веществ. При составлении уравнений реакций, в которых принимают участие комплексные соединения, следует учитывать, что внутренняя сфера комплекса не изменяется, обменные процессы происходят во внешней среде.

**Таблица распределения номеров индивидуальных заданий для соответствующих каждому варианту.**

<b>Тема №</b>	<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>	<b>6</b>	<b>7</b>	<b>8</b>	<b>9</b>	<b>10</b>	<b>11</b>	<b>12</b>
1В.	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1
2В.	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
3В.	3	3	3	3	3	3	3	3	3	3	3	3
4В.	4	4	4	4	4	4	4	4	4	1	1	4
5В.	5	5	5	5	5	5	5	5	1	2	2	5
6В.	6	6	6		6	6		6	2	3	3	1
7В.	7	7	1	7	7	7	7	7	3	1	1	2
8В.	8	8	2	1	8	8	1	8	4	2	2	3
9В.	9	9	3	2	9	9	2	9	1	3	3	4
10В.	10	10	4	3	10	10	3	10	2	1	1	5
11В.	1	1	5	4	11	1	4	1	3	2	2	1
12В.	2	2	6	5	1	2	5	2	4	3	3	2
13В.	3	3	1	6	2	3	6	3	1	1	1	3
14В.	4	4	2	7	3	4	7	4	2	2	2	4
15В.	5	5	3	1	4	5	1	5	3	3	3	5
16В.	6	6	4	2	5	6	2	6	4	1	1	1
17В.	7	7	5	3	6	7	3	7	1	2	2	2

Учебное издание

**Апанович** Зинаида Васильевна  
**Лукашенко** Юрий Альфредович

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ  
И ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ  
ПО ДИСЦИПЛИНЕ « ОБЩАЯ ХИМИЯ»**

Учебно-методическое пособие

Ст. корректор Ж.И. Бородина  
Компьютерная вёрстка: З.В. Апанович

Подписано в печать  
Формат 60×84/16. Бумага офсетная. Гарнитура Таймс.  
Печать Riso. Усл. печ. л. 8,25. Уч.-изд. л. 9,14  
Тираж ... экз. Заказ №

Учреждение образования  
«Гродненский государственный аграрный университет»  
Л.И. №02330/0133326 от 29.06.2004  
230028, г. Гродно, ул. Терешковой, 28

Отпечатано на технике издательско-полиграфического отдела  
Учреждения образования «Гродненский государственный  
аграрный университет».  
230028, г. Гродно, ул. Терешковой, 28