

«Подготовка учащихся
к выполнению заданий
С1 (36) и С2(37)
на ЕГЭ по химии».

Задание С1(36).

***Составление уравнения ОВР
методом электронного баланса.***

Максимальное количество баллов за это задание – 3:

- составление электронного баланса – 1 балл
- правильно расставленные коэффициенты в уравнении ОВР – 1 балл
- верно указанные окислитель и восстановитель – 1 балл

Восстановители	Продукты окисления	Условия
1. Металлы, М	M^+, M^{2+}, M^{3+}	кислая и нейтральная среда
2. Металлы, образующие амфотерные гидроксиды: Be, Zn, Al	$[Zn(OH)_4]^{2-}, [Al(OH)_4]^-,$ ZnO_2^{2-}, AlO_2^-	<ul style="list-style-type: none"> • щелочная среда (раствор), • щелочная среда (сплавление)
3. Углерод, С	CO CO ₂	<ul style="list-style-type: none"> • при высокой температуре, • при горении,
4. Оксид углерода (II), CO	CO ₂	в кислой среде
5. Сера, S	$SO_2, SO_4^{2-},$ SO_3^{2-}	<ul style="list-style-type: none"> • кислая среда, • щелочная среда
6. Сероводород, H ₂ S, сульфиды, S ²⁻	S SO ₂ H ₂ SO ₄ , SO ₄ ²⁻	с сильными окислителями, <ul style="list-style-type: none"> • при обжиге, • с сильными окислителями
7. Оксид серы (IV), SO ₂ , сернистая кислота H ₂ SO ₃ , сульфиты SO ₃ ²⁻ (Na ₂ SO ₃)	SO ₃ H ₂ SO ₄ , SO ₄ ²⁻ (Na ₂ SO ₄)	<ul style="list-style-type: none"> • в газовой сфере, • в водных растворах

Восстановители	Продукты окисления	Условия
8. Фосфор, P, фосфин PH ₃ , фосфиты PO ₃ ³⁻	P ₂ O ₅ H ₃ PO ₄ ⁴⁻ PO ₄ ³⁻	<ul style="list-style-type: none"> • в газовой сфере, • в водных растворах
9. Аммиак, NH ₃	N ₂ NO	<ul style="list-style-type: none"> • в большинстве случаев, • каталитическое окисление
10. Азотистая кислота, HNO ₂ , нитриты NO ₂ ⁻ (KNO ₂)	HNO ₃ NO ₃ ⁻ (KNO ₃)	
11. Галогеноводороды, кислоты HCl, HBr, HI и их соли	Cl ₂ , Br ₂ , I ₂	
12. Катионы Cr ³⁺	CrO ₄ ²⁻ Cr ₂ O ₇ ²⁻	<ul style="list-style-type: none"> • щелочная среда, • кислая среда
13. Катионы Fe ²⁺ , Cu ⁺	Fe ³⁺ , Cu ²⁺	
14. Катионы Mn ²⁺	MnO ₂ MnO ₄ ²⁻ MnO ₄ ⁻	<ul style="list-style-type: none"> • нейтральная среда, • щелочная среда, • кислая среда
15. Пероксид водорода, H ₂ O ₂	O ₂ + H ⁺ O ₂ + H ₂ O	<ul style="list-style-type: none"> • кислая среда. • нейтральная среда

Окислители	Продукты восстановления	Условия
1. Галогены, F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2	F^- , Cl^- , Br^- , I^-	
2. Оксокислоты, хлора, брома и их соли: $HClO$, $HBrO$, $HClO_3$, $HBrO_3$	Cl^- , Br^-	
3. Кислород, O_2	O^{2-}	
4. Озон, O_3	$H_2O + O_2$ $OH^- + O_2$	<ul style="list-style-type: none"> • кислая среда, • нейтральная среда
5. Сера, S	S^{2-}	
6. Оксид серы (VI), SO_3	SO_2	
7. Оксид серы (IV), SO_2	S	
8. Азотистая кислота, HNO_2 , нитриты, NO_2^-	NO N_2	<ul style="list-style-type: none"> • в большинстве случаев, • с солями аммония
9. Оксид азота (IV), NO_2 более сильный окислитель, чем HNO_3,	NO N_2 NH_3	• в большинстве случаев

Окислители	Продукты восстановления	Условия
10. Нитраты, NO_3^-	NO_2^- NH_3	<ul style="list-style-type: none"> • в расплавах, • с сильными восстановителями
11. Хроматы, CrO_4^{2-} , дихроматы, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ $\text{Cr}(\text{OH})_3$ Cr^{3+}	<ul style="list-style-type: none"> • щелочная среда, • нейтральная среда, • кислая среда
12. Катионы, Fe^{3+} , Cu^{2+}	Fe^{2+} , Cu^+	
13. Перманганаты, MnO_4^-	$\text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{MnO}_2 + \text{щелочь}$ $\text{MnO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	<ul style="list-style-type: none"> • кислая среда, • нейтральная, • слабощелочная среда, • сильнощелочная среда
14. Пероксид водорода, H_2O_2	H_2O OH^-	<ul style="list-style-type: none"> • кислая среда, • нейтральная и щелочная среда
15. H_2SO_4 (конц.), HNO_3	Зависят от активности металла и концентрации кислоты	

Классификация схем ОВР в заданиях С1

ОВР с пропусками веществ

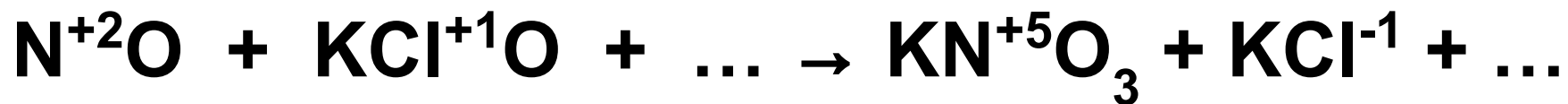
```
graph TD; A[ОВР с пропусками веществ] --> B[Ключевые вещества не пропущены]; A --> C[Пропущено ключевое вещество слева]; A --> D[Пропущено ключевое вещество справа];
```

**Ключевые
вещества не
пропущены**

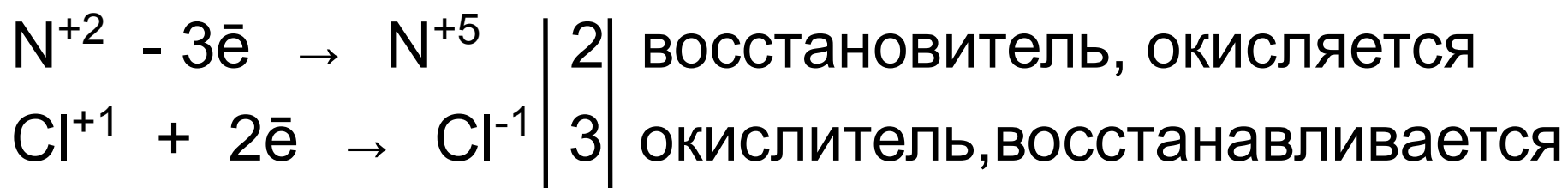
**Пропущено
ключевое
вещество слева**

**Пропущено
ключевое
вещество
справа**

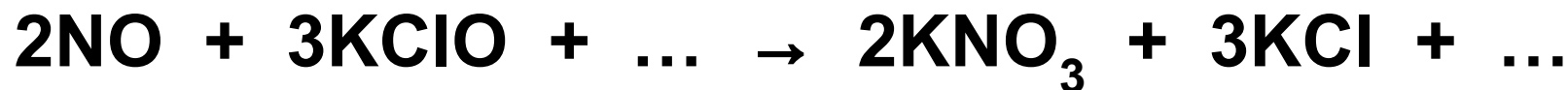
ПРИМЕР 1. Ключевые вещества в ОВР не пропущены.

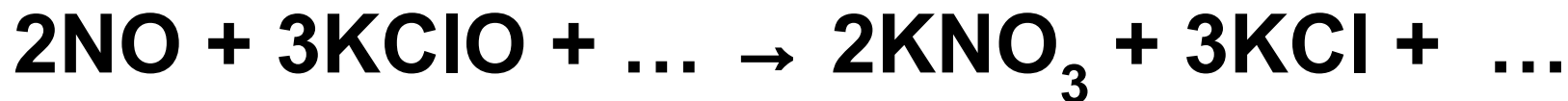


Составляем уравнение электронного баланса, не обращая внимания на пропуски

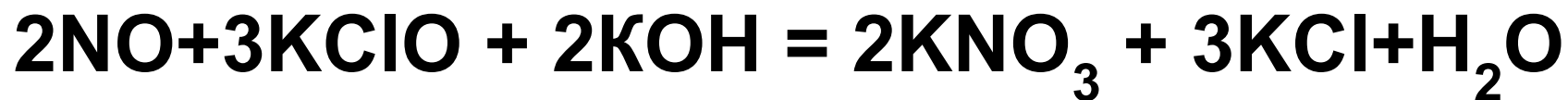


Расставляем коэффициенты в уравнении:

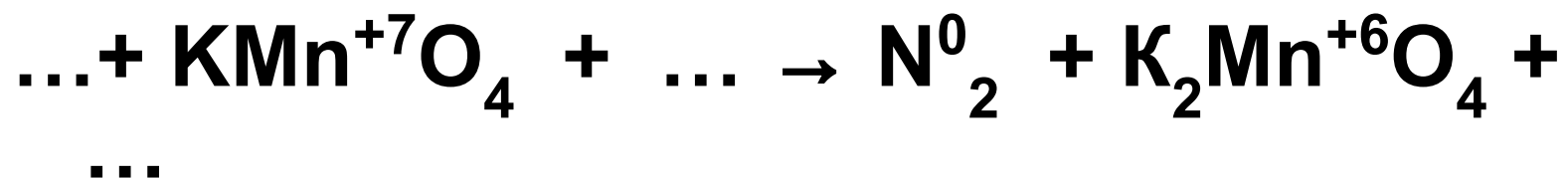




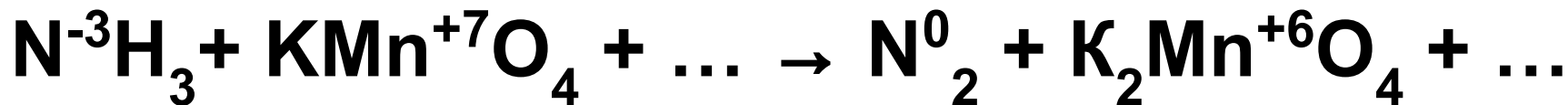
В правой части схемы больше атомов калия и кислорода, чем в левой, следовательно, пропущенное слева вещество содержит эти элементы. Значит, слева пропущена формула гидроксида калия, а справа – воды.



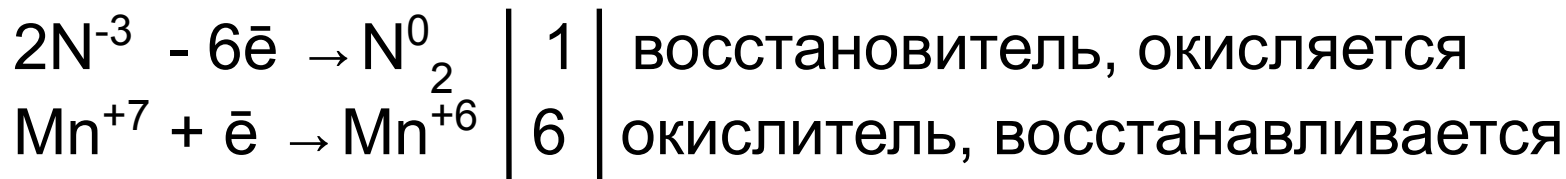
**ПРИМЕР 2. В ОВР пропущено
ключевое вещество слева.**



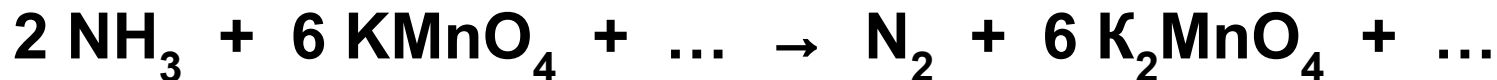
Окислителем в реакции выступает марганец в с.о. +7. Продукт окисления – молекулярный азот. Следовательно, функции восстановителя выполняет соединение, в котором азот проявляет с.о. меньше нулевой, т.е. отрицательную. Самое вероятное – это аммиак.



Составляем уравнение электронного баланса



Расставляем коэффициенты:

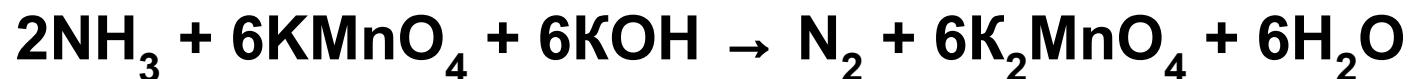


Перманганат калия восстанавливается до манганата только в сильнощелочной среде. Кроме того, в правой части схемы на 6 атомов калия больше, чем в левой.

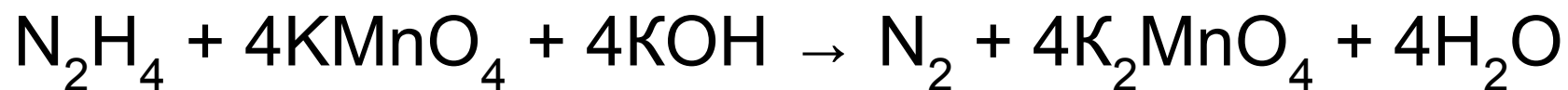
Следовательно, пропущенная формула слева – КОН.

Подсчет атомов водорода и кислорода показывает, что пропущенное вещество справа – вода

Итоговое уравнение реакции:

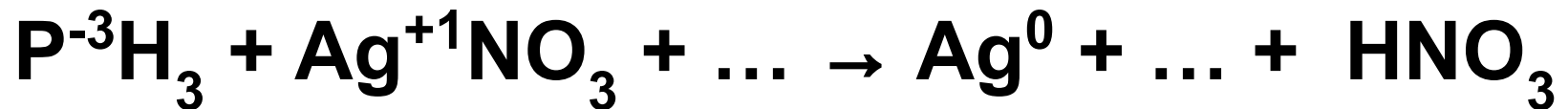


Исходная схема с пропусками подходит и для уравнения реакции окисления гидразина:

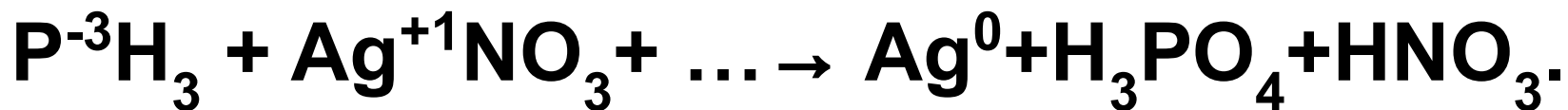


В случае составления любого верного уравнения ОВР, не противоречащего исходным данным, засчитывается положительный результат.

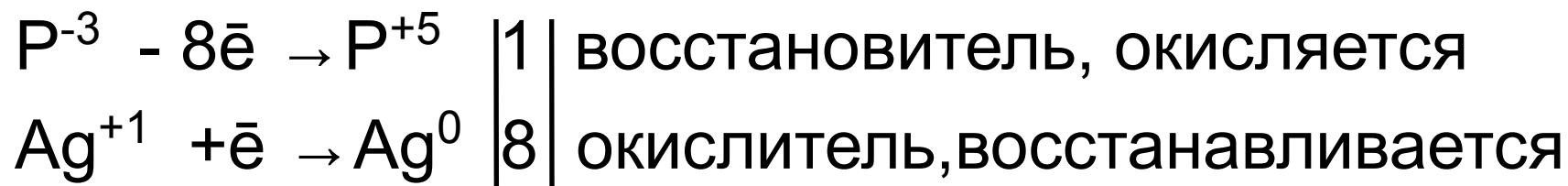
ПРИМЕР 3. В ОВР пропущено ключевое вещество справа.



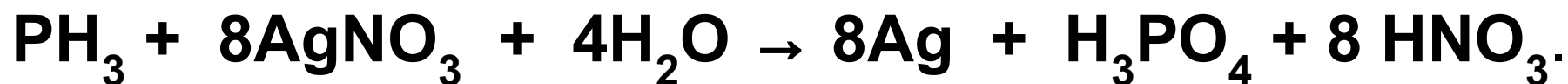
Окислителем в реакции выступает серебро в с.о. +1. Восстановитель – фосфин за счет фосфора в с.о. -3. Возможные варианты с.о. фосфора в продукте: 0, +3, +5. Фосфор в этих условиях будет окисляться до максимальной с.о. Реакция протекает в растворе, поэтому, пропуск справа – фосфорная кислота



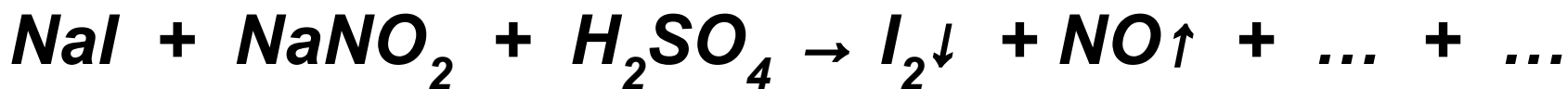
Составляем уравнение электронного баланса:



Подсчет атомов кислорода и водорода дает формулу пропущенного вещества слева – вода.



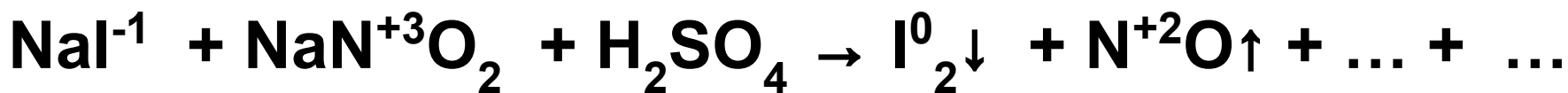
Пример 4. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



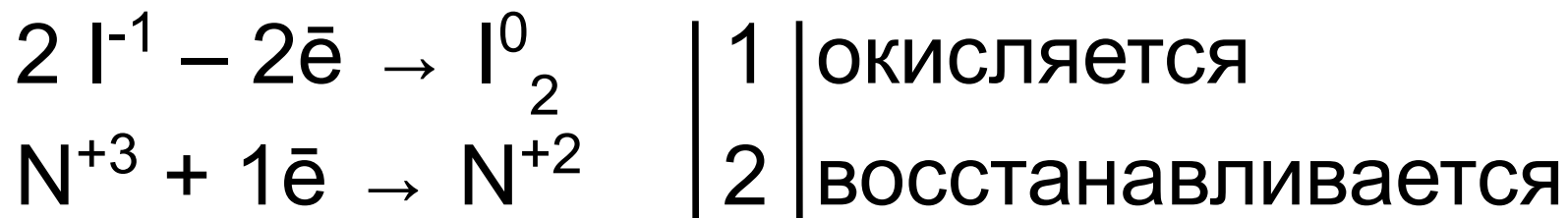
Определите окислитель и восстановитель.

В задании приведена неполная схема межмолекулярной ОВР. Ключевые вещества не пропущены.

Переписывается схема ОВР с указанием с.о. атомов, ее изменяющих.



Составляются уравнения электронного баланса:



Найденные коэффициенты переносятся в схему ОВР.



Поскольку реакция протекает в среде серной кислоты, продуктами реакции, помимо указанных, являются сульфат натрия и вода.



Указывается окислитель – нитрит натрия NaNO_2 (или атомы азота в с.о. +3) и восстановитель – иодид натрия NaI (или атомы иода в с.о. -1).

Задание С2 (37).

Предложено описание химического эксперимента, в соответствии с которым нужно составить 4 уравнения реакции.

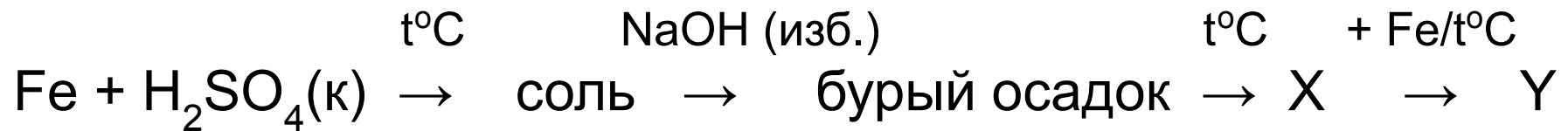
Максимальное количество баллов за задание – 4 (по 1 баллу за каждое верно написанное уравнение реакции).

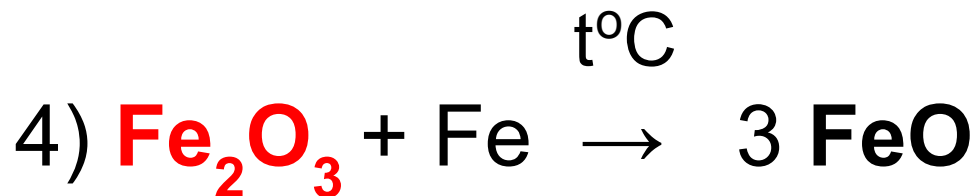
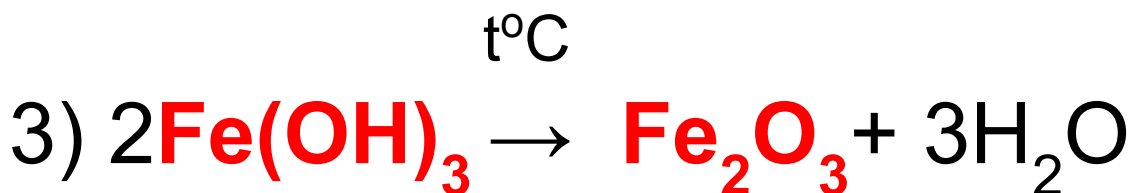
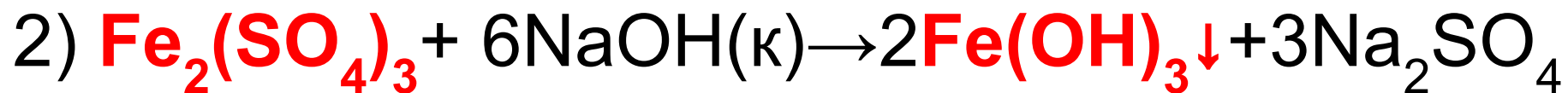
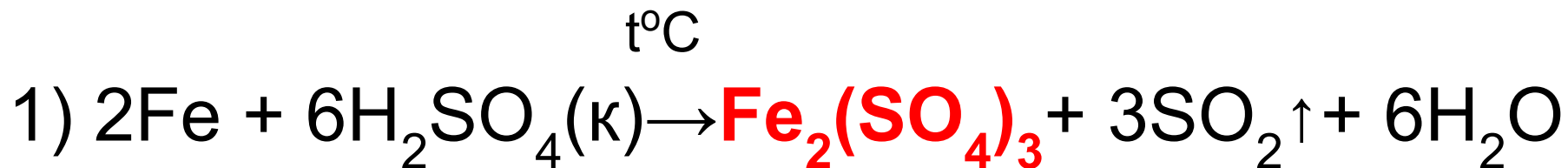
Трудности , с которыми сталкиваются учащиеся при выполнении задания С2:

1. Описание действий с веществами (*фильтрование, выпаривание, обжиг, прокаливание, спекание, сплавление*).
2. Описание характерных признаков веществ (цвет, запах, агрегатное состояние).
3. Использование тривиальных названий веществ.

Соль, полученную при растворении железа в горячей концентрированной серной кислоте, обработали избытком раствора гидроксида натрия. Выпавший бурый осадок отфильтровали и прокалили. Полученное вещество сплавили с железом. Напишите уравнения описанных реакций.

1. составляем схему:





Оранжевый оксид меди поместили в концентрированную серную кислоту и нагрели. К полученному голубому раствору прилили избыток раствора гидроксида калия. Выпавший синий осадок отфильтровали, просушили и прокалили. Полученное при этом твёрдое черное вещество поместили в стеклянную трубку, нагрели и пропустили над ним аммиак.

1. Выделение опорных моментов:

Оранжевый оксид меди – Cu_2O ,

Концентрированная серная кислота – H_2SO_4 ,

Голубой раствор – соль меди (II), CuSO_4

Гидроксид калия – KOH ,

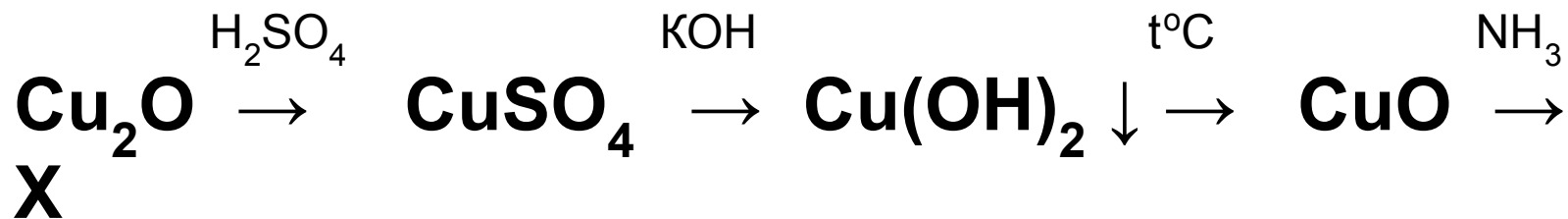
Синий осадок – $\text{Cu}(\text{OH})_2$,

Прокалили – нагрели до разложения,

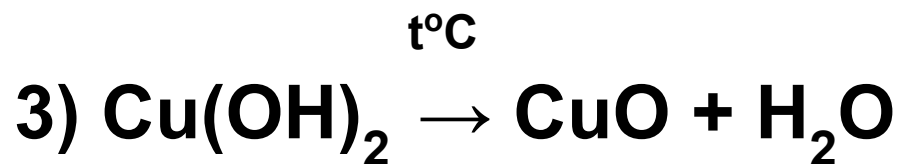
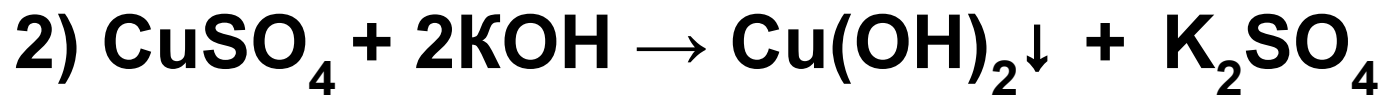
Твёрдое черное вещество – CuO ,

Аммиак – NH_3 .

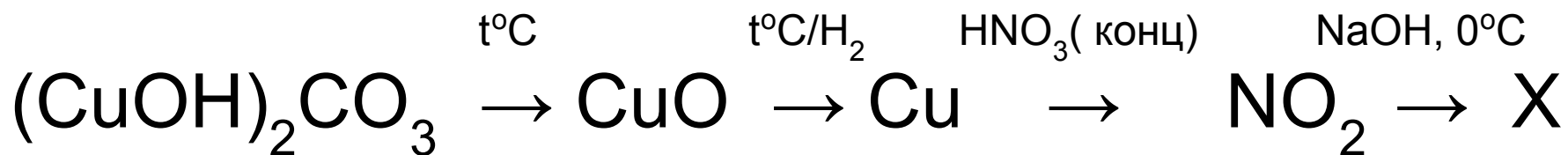
2. Составление схемы превращений:





3. Составление уравнений реакций:



**Учащиеся могут сами
составить тексты заданий
в соответствии со схемами
превращений.**

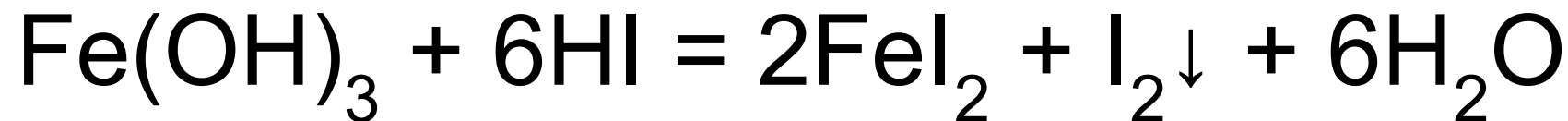
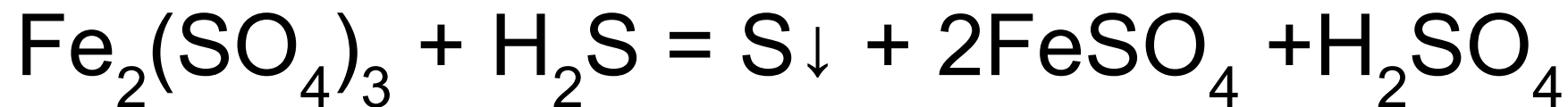
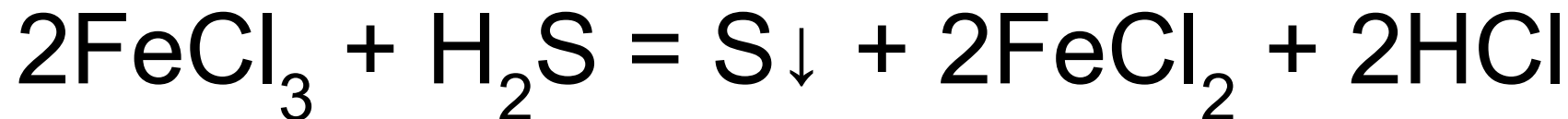
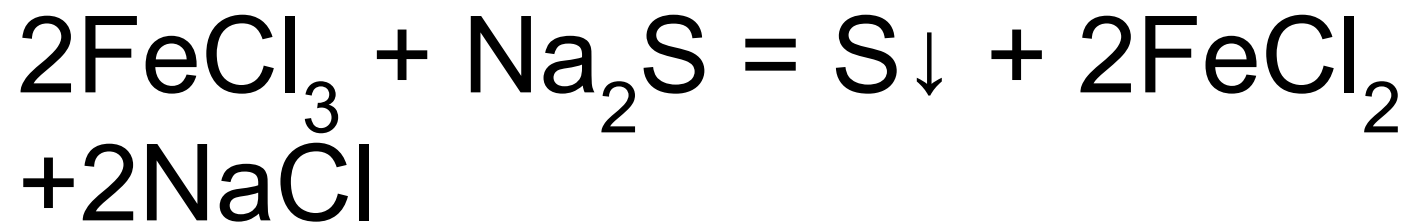




**Окислительно-
восстановительные реакции,
а не реакции обмена!**

1. Окислители – соединения железа (III), восстановители – сульфиды, йодиды.

При этом катион $Fe^{3+} \rightarrow Fe^{2+}$,
сульфид – анион $S^{2-} \rightarrow S^0$,
йодид – анион $I^- \rightarrow I_2$.



2. Окислители – соединения меди (II), восстановители - йодиды.

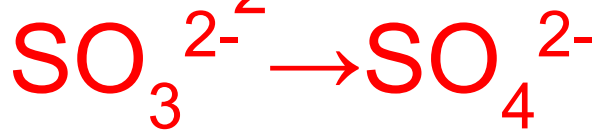
При этом:





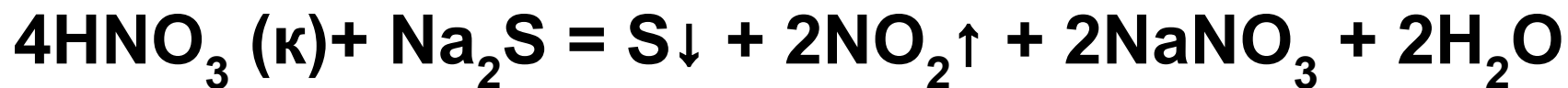
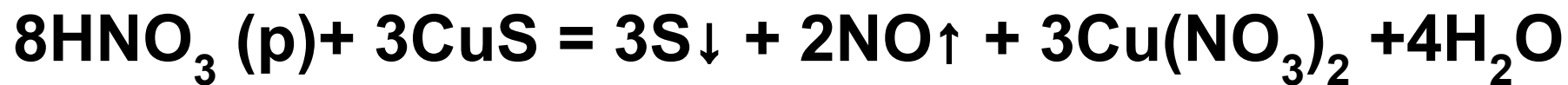
**3. Окислитель – азотная кислота,
восстановитель – сульфиды, йодиды,
сульфиты.**

При этом азотная кислота,
восстанавливается до NO_2 (конц.), до
 NO (разб.);



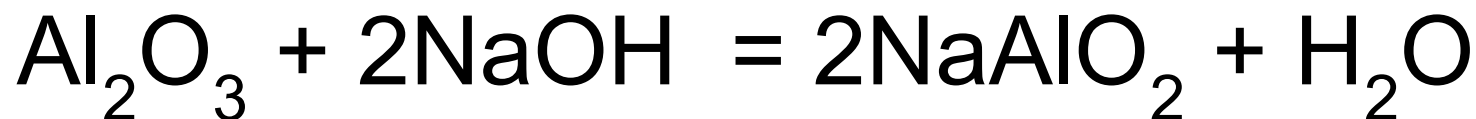
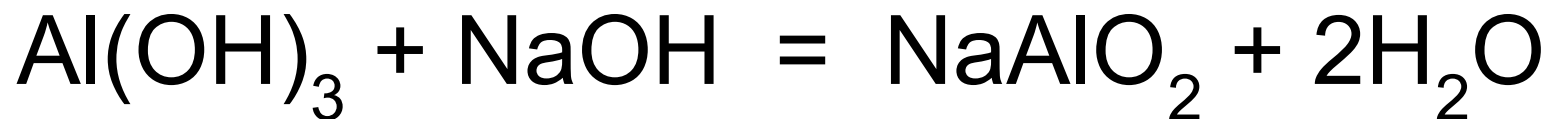
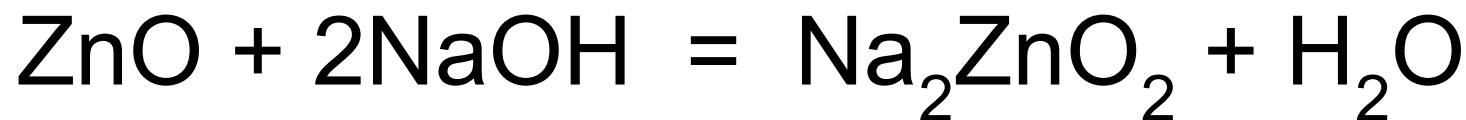
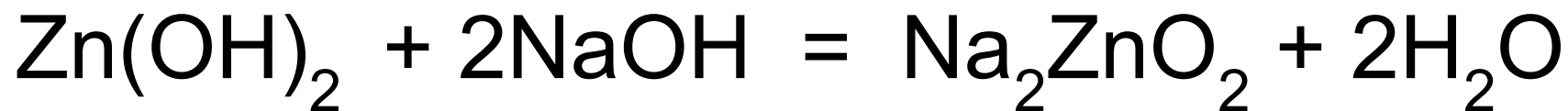


ИЛИ

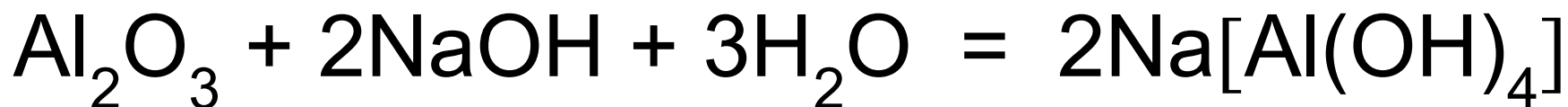
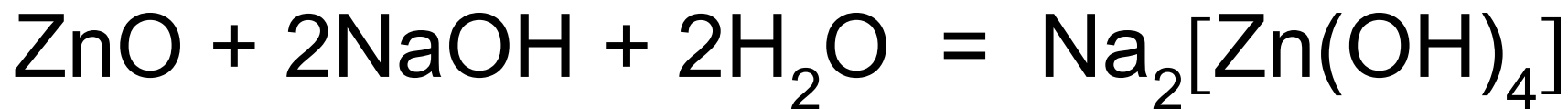
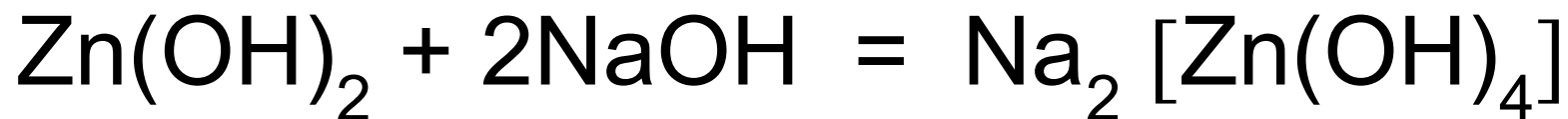


Амфотерные свойства веществ.

Сплавление:



Реакции в растворе происходят с образованием комплексных солей:



Соединения хрома (III) и железа (III) - Cr_2O_3 ,
 $\text{Cr}(\text{OH})_3$, Fe_2O_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

оксиды этих металлов взаимодействуют со щелочами только при сплавлении:



Гидроксиды Cr (III) и Fe (III)

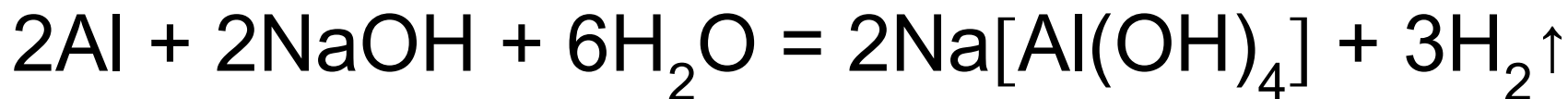
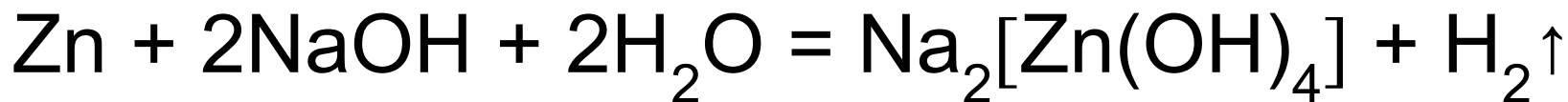
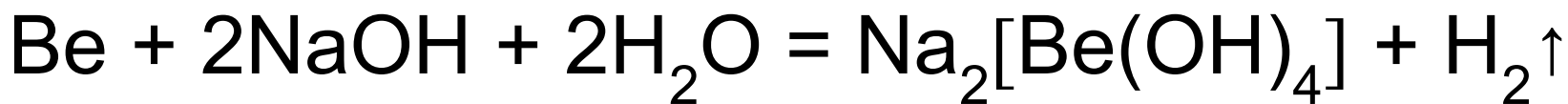
взаимодействуя со щелочами в растворе, образуют комплексные соли с координационным числом **6**.



Гидроксид железа (III) взаимодействует только с горячими концентрированными растворами щелочей:

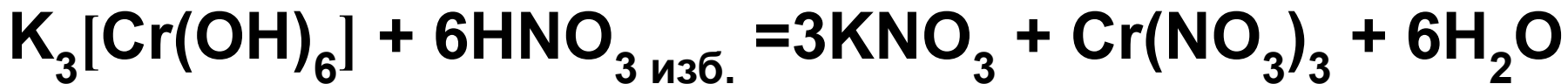
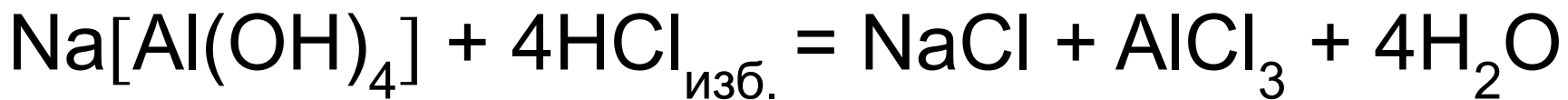


Be, Zn, Al взаимодействуют с растворами щелочей :

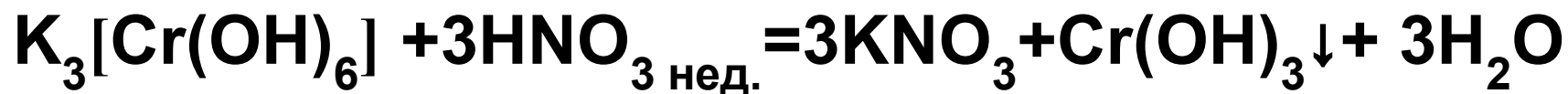


Способы разрушения комплексных солей.

1. При действии избытка сильной кислоты получаются две средних соли и вода:



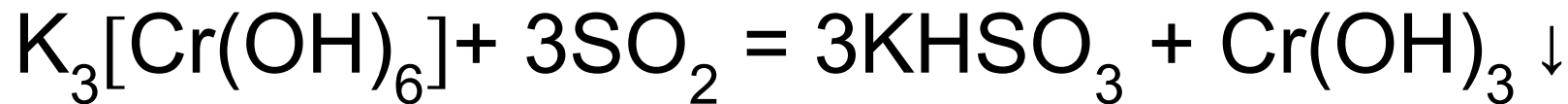
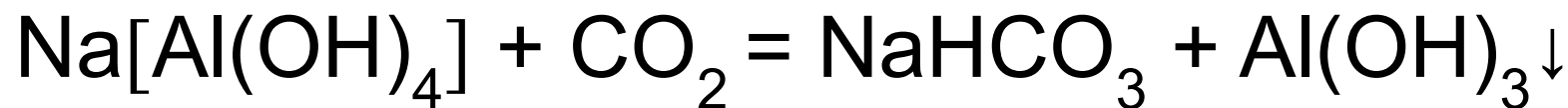
2. При действии **недостатка сильной кислоты** получается средняя соль активного металла, амфотерный гидроксид и вода:



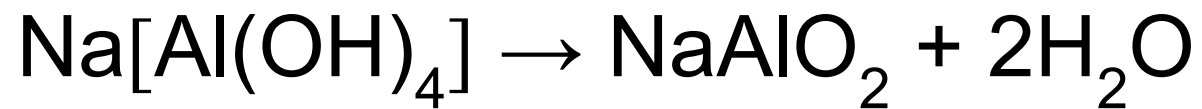
3. При действии **слабой кислоты** получается кислая соль активного металла, амфотерный гидроксид и вода:



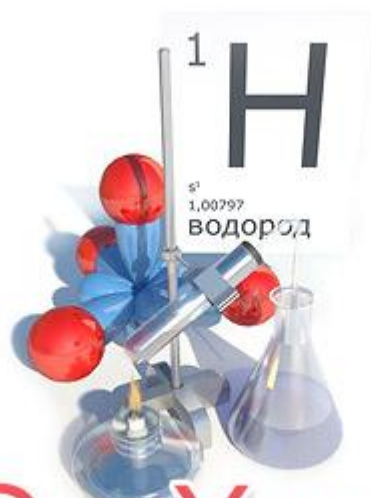
4. При действии углекислого или сернистого газа получается кислая соль активного металла и амфотерный гидроксид:



5. При нагревании выделяется вода:



Спасибо за внимание!



ЕГЭ «ХИМИЯ»