

Окислительно – восстановительные реакции в неорганической химии.

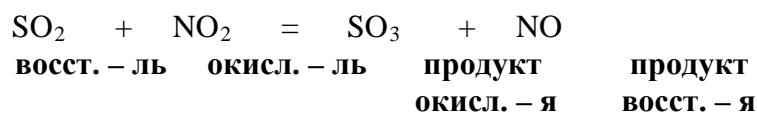
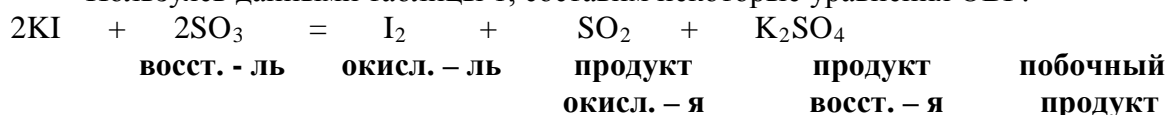
Восстановители	Продукты окисления	Условия
1. Металлы, m	M^+, M^{2+}, M^{3+}	кислая и нейтральная среда
2. Металлы, образующие амфотерные гидроксиды: Be, Zn, Al	$[Zn(OH)_4]^{2-}, [Al(OH)_4]^-$, ZnO_2^{2-}, AlO_2^-	<ul style="list-style-type: none"> • щелочная среда (раствор), • щелочная среда (сплавление)
3. Углерод, C	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⁻	<ul style="list-style-type: none"> • с сильными окислителями, • 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
8. Фосфор, P, фосфорин PH ₃ , фосфиты PO ₃ ³⁻	P ₂ O ₅ H ₃ PO 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	<ul style="list-style-type: none"> • в большинстве случаев
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, $Cr_2O_7^{2-}$	$[Cr(OH)_6]^{3-}$ $Cr(OH)_3$ 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^-	$Mn^{2+} + H_2O$ $MnO_2 + \text{щелочь}$ $MnO_4^{2-} + H_2O$	<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	рассмотрены отдельно	

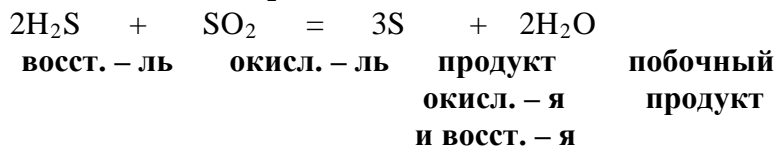
При составлении уравнений ОВР важно уверенно находить среди реагирующих веществ **окислитель** и **восстановитель**. Некоторые вещества могут быть только восстановителями. Это металлы и вещества, которые содержат элемент, изменяющий степень окисления, в низшей степени окисления (например: NH_3 , PH_3 , H_2S , HCl , HBr , HI и их соли). Фтор и сложные вещества, содержащие элемент в высшей степени окисления, могут быть только окислителями (например: HNO_3 , H_2SO_4 , SO_3 , KMnO_4 , K_2CrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).

Вещества, которые содержат элементы в промежуточной степени окисления, могут проявлять, в зависимости от природы реагента – партнёра, как окислительные, так и восстановительные свойства. Это – все неметаллы (кроме фтора): N_2 , NO , HNO_2 , KNO_2 , H_2O_2 , S , SO_2 и другие.

Пользуясь данными таблицы 1, составим некоторые уравнения ОВР:



В этой реакции оксид серы (IV) проявляет восстановительные свойства, т.к. реагирует с сильным окислителем – NO_2 .

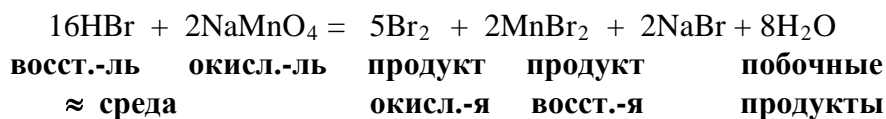
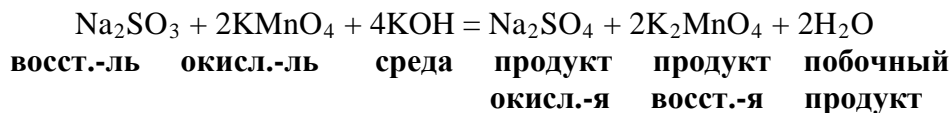
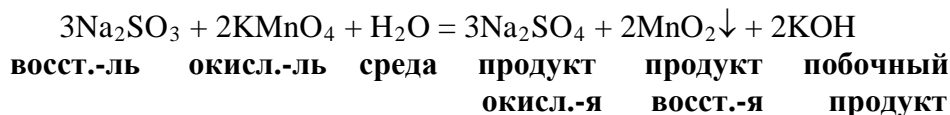
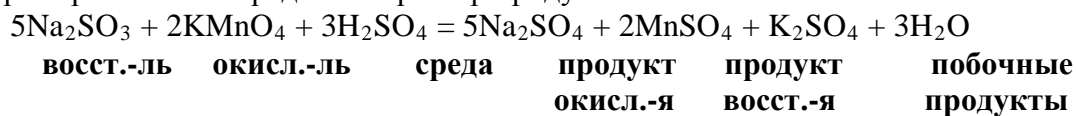


В данной реакции SO_2 проявляет окислительные свойства, т.к. реагирует с более сильным восстановителем – H_2S .

На ход окислительно – восстановительных реакций в растворах влияет среда, в которой протекает реакция и, поэтому, окислительно – восстановительный процесс между одними и теми же веществами в разных средах приводит к образованию различных продуктов. Для создания кислой среды обычно используют разбавленную серную кислоту.

Азотную и соляную применяют редко, т.к. первая является сильным окислителем, а вторая способна окисляться. Для создания щелочной среды применяют растворы гидроксидов калия или натрия.

Примеры влияния среды на характер продуктов ОВР:



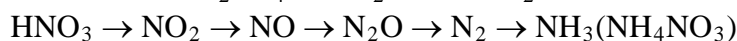
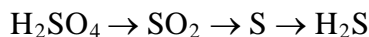


Остановимся на некоторых, наиболее часто встречающихся в заданиях ЕГЭ. окислительно – восстановительных реакциях.

*** Кислоты – сильные окислители.**

Это серная кислота концентрированная и азотная кислота в любом виде. Они окисляют почти все металлы и такие неметаллы, как углерод, фосфор, серу, и многие сложные вещества.

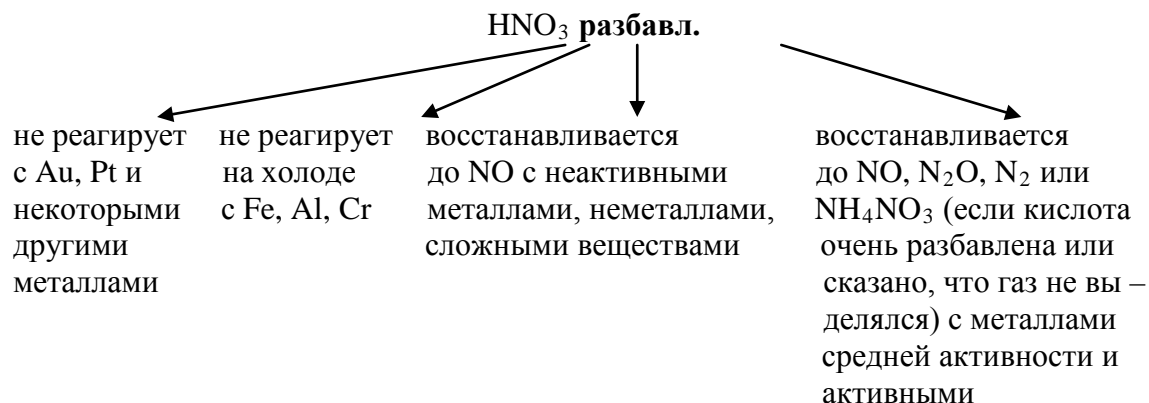
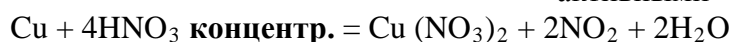
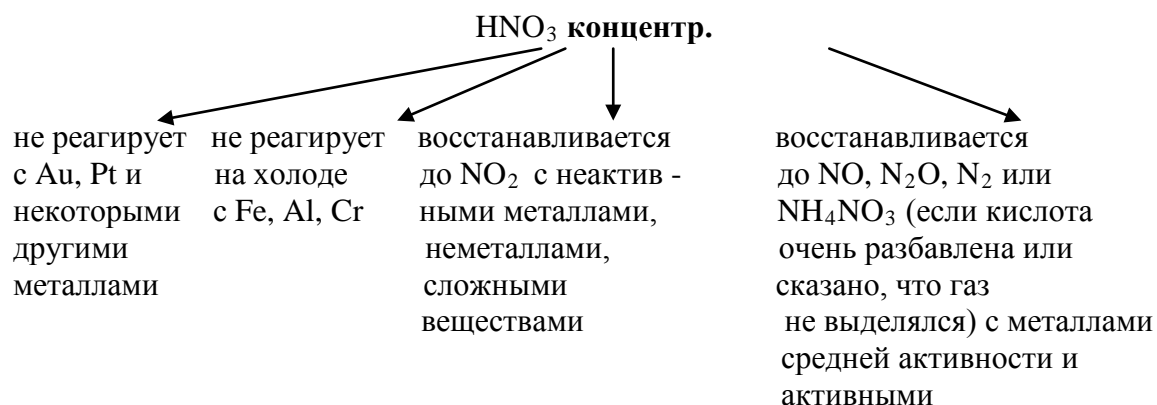
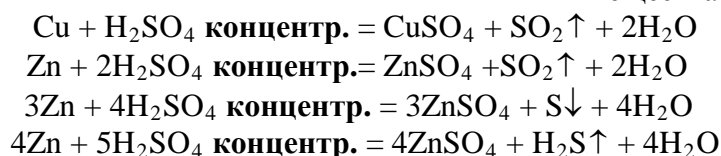
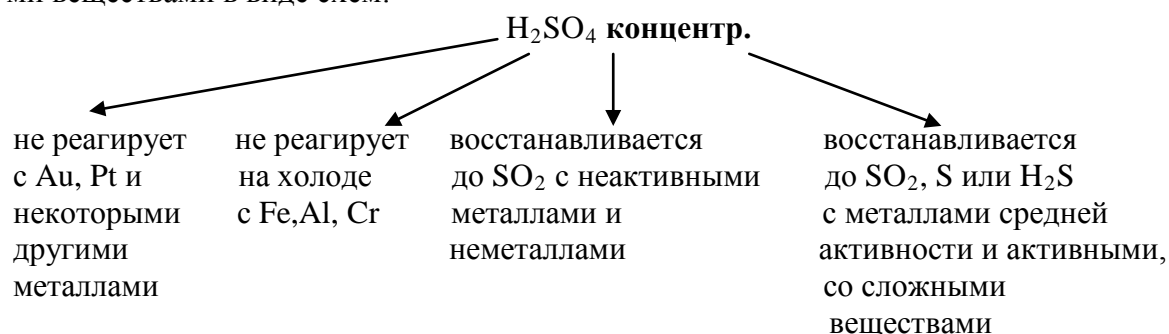
Возможные продукты восстановления этих кислот:

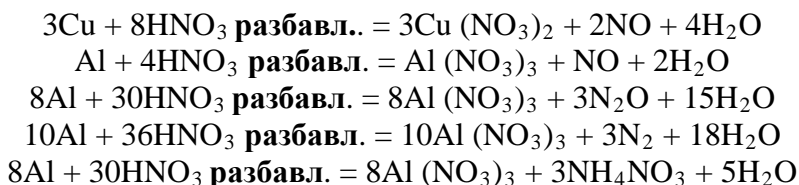


При взаимодействии с металлами получают три вещества: соль, вода и продукт восстановления кислоты, который зависит от концентрации кислоты, активности металла и температуры.

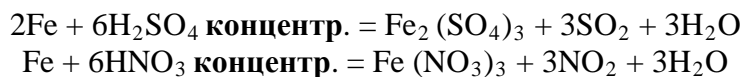
Чем меньше концентрация кислоты. А металл более активен, тем больше степень восстановления кислоты.

Представим возможные направления взаимодействия этих кислот с различными веществами в виде схем:

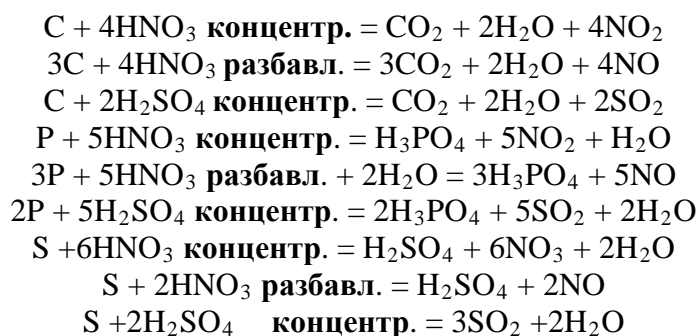




Концентрированные H_2SO_4 и HNO_3 реагируют с Fe, Al, Cr только при нагревании:



Концентрированная H_2SO_4 и HNO_3 в любом виде окисляют неметаллы - восстановители - углерод, фосфор, серу - до соответствующих кислот.

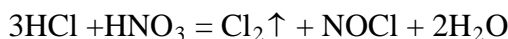


Концентрированная азотная кислота окисляет йод до йодноватой кислоты:



Взаимодействие этих кислот со сложными веществами рассмотрим в следующем разделе.

Особое значение имеет ОВР между соляной и азотной кислотами. Смесь трёх объёмов соляной кислоты и одного объёма концентрированной азотной называют «царская водка», в ней растворяется даже золото, которое алхимики считали царём металлов:



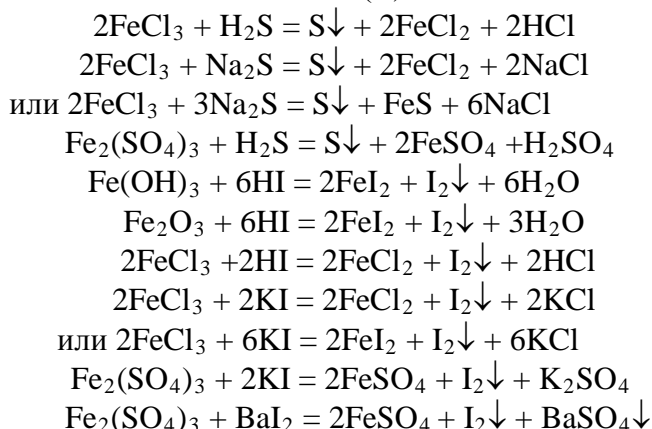
*** Окислительно – восстановительные реакции, а не реакции обмена.**

В ряде случаев между веществами, которые проявляют сильные восстановительные и окислительные свойства, возможны только ОВР, а не реакции обмена.

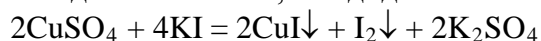
Рассмотрим следующие варианты:

1. Окислители – соединения железа (III), восстановители – сульфиды, йодиды. При этом катион Fe^{3+} восстанавливается до катиона Fe^{2+} , сульфид – анион S^{2-} окисляется до серы S^0 , а йодид – анион I^- окисляется до йода I_2 .

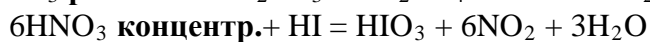
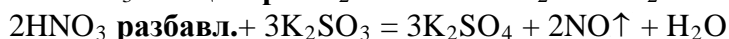
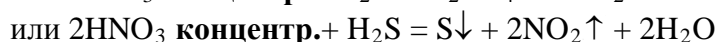
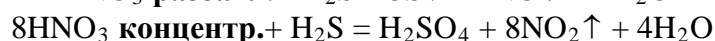
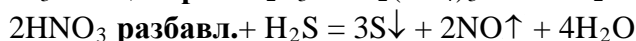
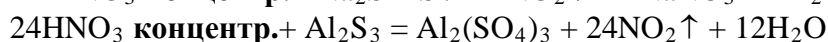
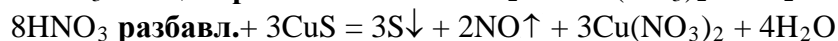
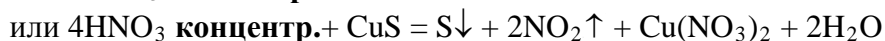
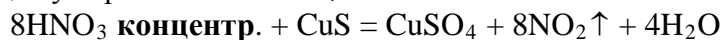
В зависимости от количественного соотношения реагирующих веществ могут получиться различные соединения железа (II):



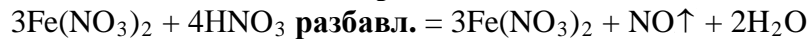
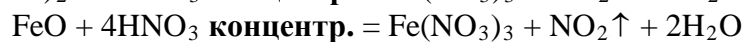
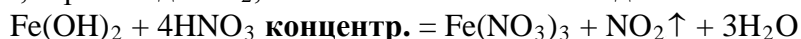
2. Окислители – соединения меди (II), восстановители - йодиды. При этом катион Cu^{2+} восстанавливается до катиона Cu^+ , а йодид – анион окисляется до йода I_2 :



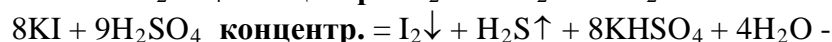
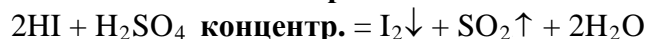
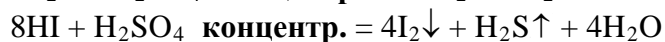
3. Окислитель – азотная кислота, восстановитель – сульфиды, йодиды, сульфиты. При этом азотная кислота, в зависимости от концентрации, восстанавливается до NO_2 (концентрированная), до NO (разбавленная); сульфид – анион S^{2-} окисляется до серы S^0 или сульфат – аниона SO_4^{2-} , йодид – анион – до йода I_2 , а сульфит – анион SO_3^{2-} – до сульфат – аниона SO_4^{2-} :



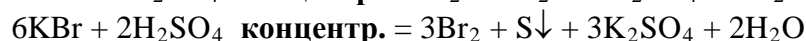
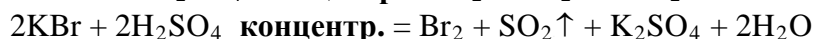
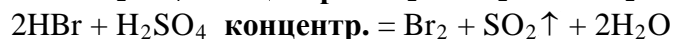
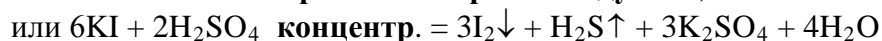
4. Окислитель – азотная кислота или серная концентрированная кислота, восстановитель – соединения железа (II). При этом азотная кислота восстанавливается до NO_2 или NO , серная – до SO_2 , а катион Fe^{2+} окисляется до катиона Fe^{3+} :



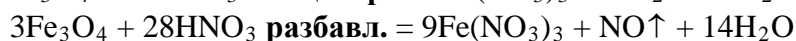
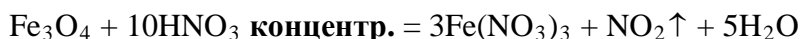
5. Окислитель – серная кислота концентрированная, восстановитель – сульфиды, йодиды и бромиды. При этом серная кислота восстанавливается до SO_2 , S или H_2S ; сульфид – анион S^{2-} окисляется до серы S , SO_2 или H_2SO_4 ; йодид – анион до йода I_2 , бромид – анион до брома Br_2 :



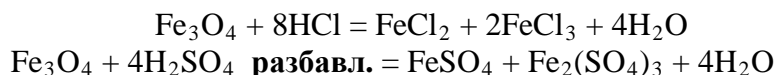
наиболее вероятный вариант подуктов,



6. Железная окалина – Fe_3O_4 , это смесь двух оксидов - FeO и Fe_2O_3 . Поэтому при взаимодействии с сильными окислителями она окисляется до соединения железа (III) за счёт катионов Fe^{2+} - восстановителей, а при взаимодействии с сильными восстановителями восстанавливается до соединения железа (II) за счёт катионов Fe^{3+} - окислителей:



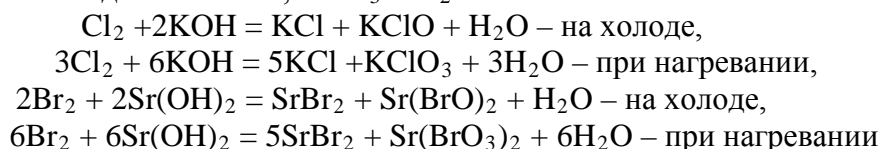
При взаимодействии с большинством кислот происходит реакция обмена, получаются две соли:



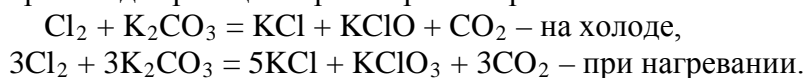
*** Реакции диспропорционирования.**

Это реакции, в которых атомы одного и того же элемента, входящие в состав одного и того же исходного вещества, повышают и понижают степень окисления. Они очень часто встречаются в заданиях С-2, поэтому их нужно запомнить тем, кто хочет сдать ЕГЭ на высокий балл.

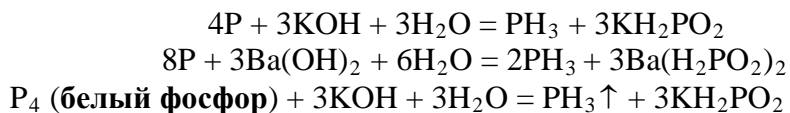
1. Все галогены, кроме F_2 , диспропорционируют в растворах всех щелочей. При комнатной температуре или на холоде получаются две соли – MГ , MГO и H_2O ; при нагревании – две соли: MГ , MГO_3 и H_2O .



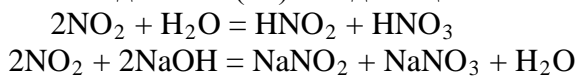
Аналогично происходят реакции с растворами карбонатов:



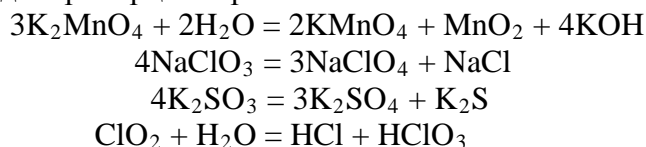
2. Диспропорционирование серы в растворах щелочей:
 $3\text{S} + 6\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ или $4\text{S} + 6\text{KOH} = \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 2\text{K}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$
3. Диспропорционирование фосфора в растворах щелочей.



4. Диспропорционирование оксида азота (IV) в воде и щелочах:



5. Другие реакции диспропорционирования:



В завершении этой статьи хочу отметить, что не так уж страшны окислительно – восстановительные уравнения, как это кажется на первый взгляд. Знание основных закономерностей поможет их составлению.