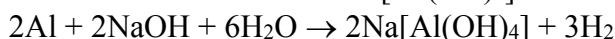
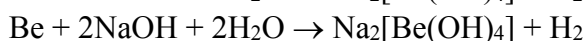
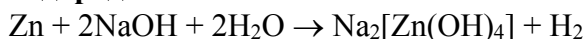


## Основные правила составления окислительно-восстановительных реакций

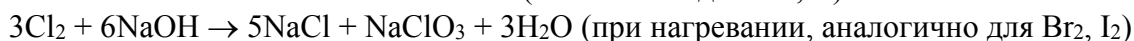
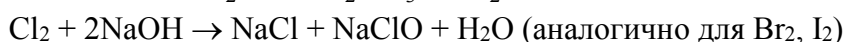
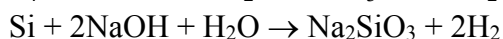
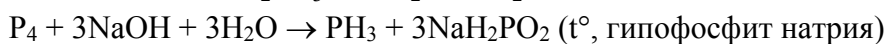
Существует несколько основных правил, которые сильно упрощают составление окислительно-восстановительных реакций.

### Правило 1. Реакции простых веществ: металлов и неметаллов с щелочами, кислотами и солями:

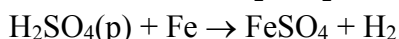
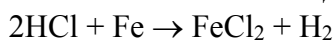
**1.1) Из металлов только Al, Zn и Be взаимодействуют со щелочами с выделением водорода:**



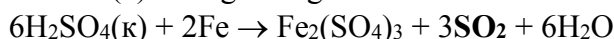
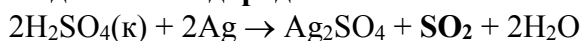
**1.2) Из неметаллов только S, P, Si и галогены реагируют с щелочами:**



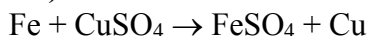
**2.1) Металлы (стоящие в ряду активности металлов до H<sub>2</sub>) реагируют с кислотами-неокислителями с выделением водорода:**



**2.2) Все металлы, кроме Pt и Au, реагируют с кислотами-окислителями без выделения водорода:**



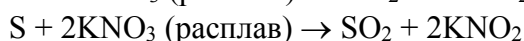
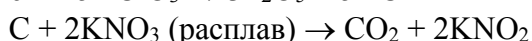
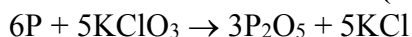
**2.3) Более сильные металлы вытесняют более слабые из растворов их солей:**



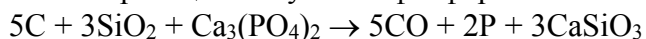
**3) Неметаллы не реагируют с кислотами-неокислителями:**



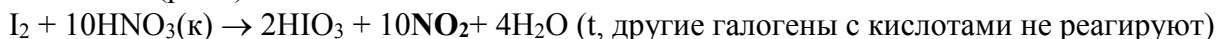
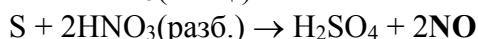
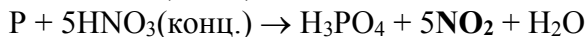
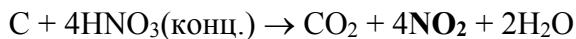
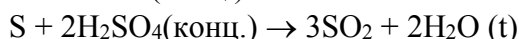
**4) Такие неметаллы, как S, C, P могут реагировать с солями, проявляющими окислительные свойства (KClO<sub>3</sub>, KNO<sub>3</sub> в расплавленном состоянии):**



Важная реакция получения фосфора:

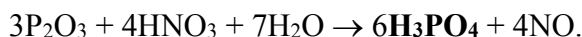
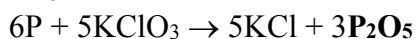
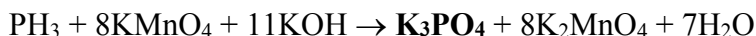


**5) Из неметаллов только S, C, и P реагируют с кислотами-окислителями (в рамках ЕГЭ), а также I<sub>2</sub> с HNO<sub>3</sub>(к):**



## Правило 2. Фосфор

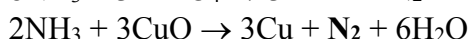
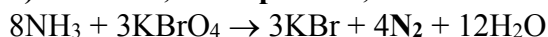
**Наиболее устойчивая степень окисления фосфора +5, следовательно, любые другие соединения фосфора окисляются сильными окислителями до этой степени окисления (с образованием P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> или фосфат-иона):**



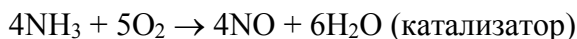
Фосфаты, несмотря на максимальную степень окисления фосфора, окислительных свойств не проявляют.

## Правило 3. Азот

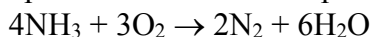
**1) Аммиак, как правило, окисляется до азота N<sub>2</sub>:**



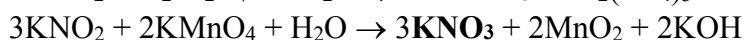
Исключением является каталитическое окисление аммиака:



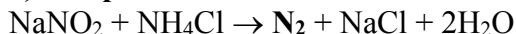
Обычное горение аммиака протекает с образованием N<sub>2</sub> (как и горение любых органических азотсодержащих соединений):

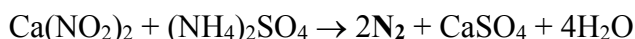


**2) Нитрит-ионы всегда окисляются до нитрат-ионов:**



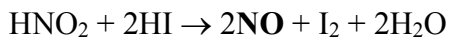
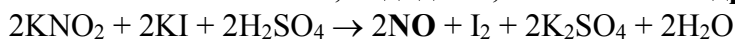
**3) Нитрит-ионы восстанавливаются до азота в реакциях с солями аммония:**





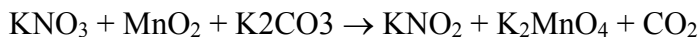
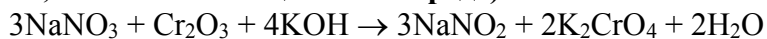
(по сути, идет разложение нитрита аммония:  $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ )

**4) Нитрит-ионы восстанавливаются до оксида азота (II) в реакциях с типичными восстановителями: HI, йодидами, солями  $\text{Fe}^{+2}$  и др.:**

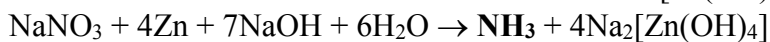


Следующий тип реакций встречается в вариантах Ю.Н. Медведева.

**5) Нитрат-ионы могут восстанавливаться до нитрит-ионов (соединениями Cr, Mn, Fe, сплавление в щелочной среде):**

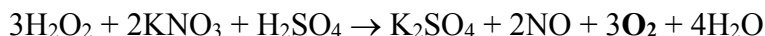
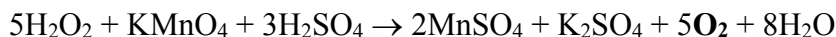


**6) Восстановление нитратов до аммиака в реакциях с такими металлами, как Al, Zn, Mg (встречается очень редко):**

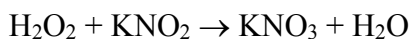
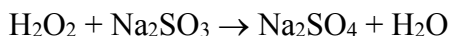


## Правило 4. Кислород

**1) Перекись водорода окисляется до кислорода  $\text{O}_2$  типичными окислителями:  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , галогены, соли кислородсодержащих кислот хлора (например,  $\text{KClO}_3$ ) и некоторыми другими.**



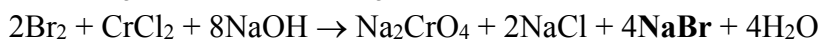
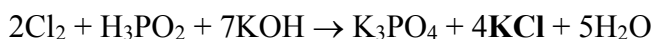
**2) Перекись водорода восстанавливается до  $\text{H}_2\text{O}$  типичными восстановителями: KI (HI, йодиды),  $\text{K}_2\text{SO}_3$  ( $\text{SO}_2$ , сульфиты),  $\text{KNO}_2$  (нитриты), PbS ( $\text{H}_2\text{S}$ , сульфиды), соединения  $\text{Cr}^{+3}$  в щелочной среде, соединения  $\text{Fe}^{+2}$ ,  $\text{NH}_3$  и некоторыми другими.**



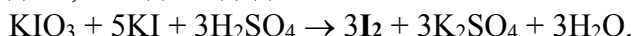
## Правило 5. Галогены

**1) Простые вещества галогены и соединения галогенов в любой положительной степени окисления восстанавливаются, как правило, до галогенид-ионов (т.е. до степени окисления -1):**

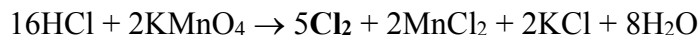
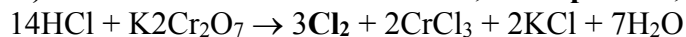




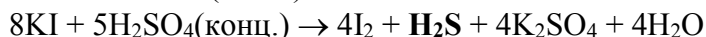
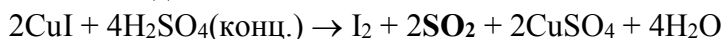
**Исключение:** соединения йода в высоких степенях окисления могут восстанавливаться до  $\text{I}_2$ , а не до йодид-иона



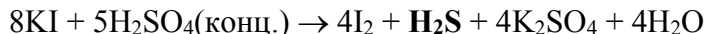
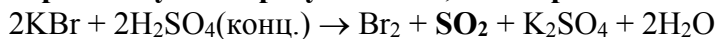
**2) Галогенид-ионы окисляются, как правило, до простых веществ:  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ :**



**3) Йодид меди восстанавливает серную кислоту до  $\text{SO}_2$ , тогда как йодиды активных металлов до  $\text{H}_2\text{S}$ :**

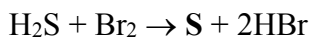
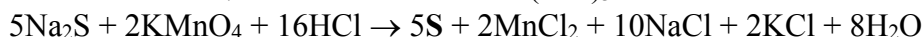


**4) Концентрированной серной кислотой окисляются только бромид- и йодид-ионы. В первом случае образуется  $\text{SO}_2$ , во втором  $\text{H}_2\text{S}$ :**

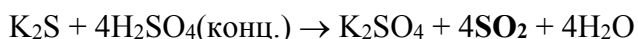
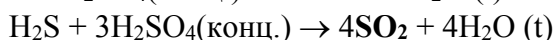
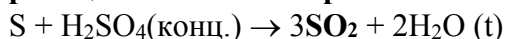


## Правило 6. Сера

**1) Сульфид-ионы обычно окисляются до S типичными окислителями:  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ , растворами солей  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{KMnO}_4$  и др.:**



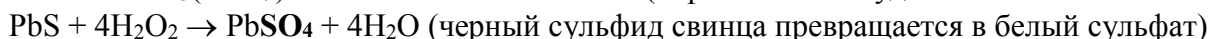
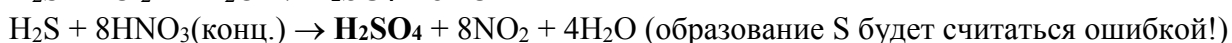
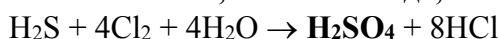
**2) С  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к})$  сероводород и сульфиды реагируют с образованием  $\text{SO}_2$ , аналогично реакции кислоты с серой:**



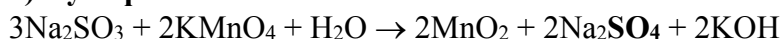
В этой реакции сульфид-ион окисляется до  $\text{SO}_2$ :  $\text{S}^{-2} - 6\text{e} \rightarrow \text{S}^{+4}$ .

Часть сульфат-ионов восстанавливается также до  $\text{SO}_2$  и часть остается для образования соли  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

**3) Окисление  $\text{H}_2\text{S}$  и сульфидов до сульфат-ионов протекает в реакциях с такими окислителями, как  $\text{Cl}_2$  в воде,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{HNO}_3(\text{конц.})$  при нагревании:**



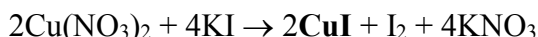
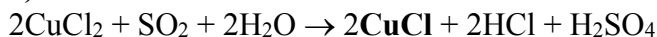
**4) Сульфит-ионы любыми окислителями окисляются до сульфат-иона:**



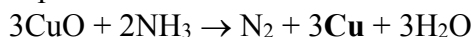
Сульфаты, несмотря на максимальную степень окисления серы, окислительных свойств не проявляют.

## Правило 7. Медь

**1) Соединения  $\text{Cu}^{+2}$  окисляют соединения  $\text{S}^{+4}$  и  $\text{I}^-$  (восстанавливаясь до  $\text{Cu}^{+1}$ ):**



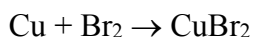
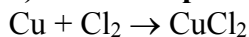
В реакции с аммиаком выделяется металлическая медь:



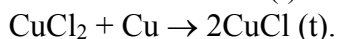
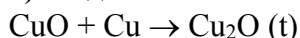
**2) Йодиды меди реагируют с  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к})$  с образованием  $\text{SO}_2$ , тогда как йодиды щелочных металлов с образованием  $\text{H}_2\text{S}$ :**



**3) Медь по-разному реагирует с галогенами:**

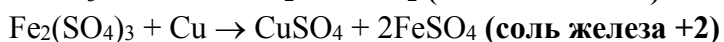
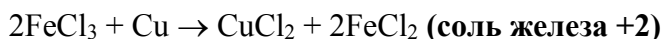
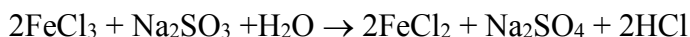
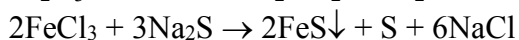


**4) Медь в степени окисления +2 восстанавливается самой медью:**

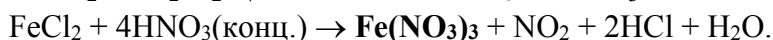
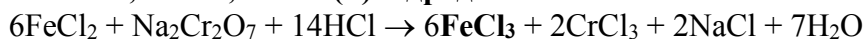


## Правило 8. Железо

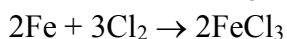
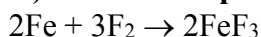
**1) Соединения  $\text{Fe}^{+3}$  окисляют соединения  $\text{S}^{-2}$ ,  $\text{S}^{+4}$ ,  $\text{I}^-$  и некоторые слабые металлы (восстанавливаясь до  $\text{Fe}^{+2}$ ):**

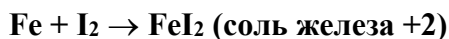
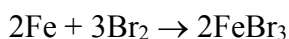


**2) В кислой среде соединения  $\text{Fe}^{+2}$  окисляются такими окислителями, как  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к})$  и др. до солей  $\text{Fe}^{+3}$ :**



**3) Железо по-разному реагирует с галогенами:**



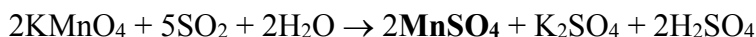


4) Соединения  $\text{Fe}^{+2}$ ,  $\text{Fe}^{+3}$  также могут быть окислены до степени окисления +6 (до ферратов, например,  $\text{Na}_2\text{FeO}_4$ ) очень сильными окислителями, но на ЕГЭ знание этих реакций не проверяется (источник: вебинары от разработчиков экзамена):



## Правило 9. Марганец

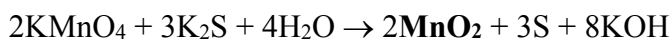
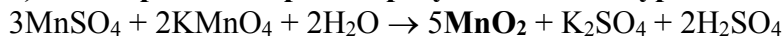
1) В кислой среде образуются соли  $\text{Mn}^{+2}$ :



2) В щелочной среде образуется манганат-ион  $\text{MnO}_4^{2-}$  (зеленого цвета):

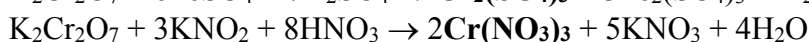
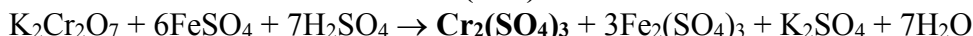


3) В нейтральной среде образуется осадок бурого цвета  $\text{MnO}_2$ :

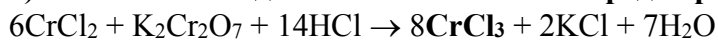


## Правило 10. Хром

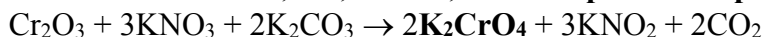
1) Восстановление дихроматов в кислой среде протекает с образованием солей  $\text{Cr}^{+3}$ :



2) Окисление соединений  $\text{Cr}^{+2}$  в кислой среде протекает с образованием солей  $\text{Cr}^{+3}$ :

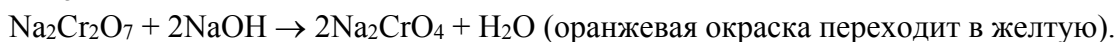
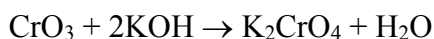


3) Окисление соединений  $\text{Cr}^{+3}$  очень сильными окислителями с щелочами или с карбонатами щелочных металлов протекает с образованием хроматов (типичные окислители:  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$  и др. в щел. среде):

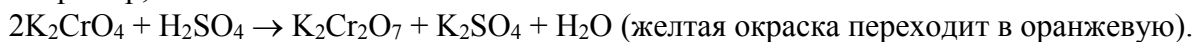


4) Соединения  $\text{Cr}^{+6}$  в различных средах:

В щелочной среде устойчивы соли хромовой кислоты (хроматы, желтого цвета), например,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ :

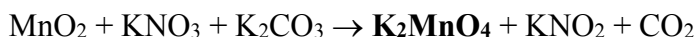
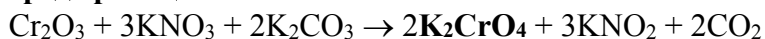


В кислотной среде устойчивы соли дихромовой кислоты (дихроматы, оранжевого цвета), например,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ :

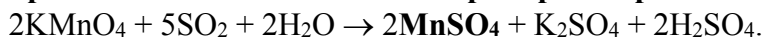


## Правило 11. Среда раствора

**1) С карбонатами щелочных металлов реакции протекают аналогично щелочной среде реакции:**



**2) Если в реакцию вступает оксид серы (IV)  $\text{SO}_2$  в нейтральном растворе, то реакция протекает аналогично кислой среде раствора:**



Очень важно не зубрить окислительно-восстановительные реакции, а знать какие соединения проявляют окислительные, а какие восстановительные свойства, и знать основные правила, приведенные выше.

Вопросы о содержимом этого документа, а также о возможных опечатках можно задавать в группе VK: <https://vk.com/chemrise>.

Составитель: к.х.н. О.В. Макарова

Сайт: <https://chemrise.ru>