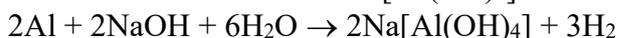


Основные правила составления окислительно-восстановительных реакций

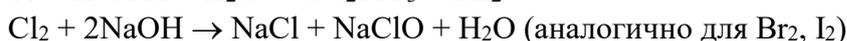
Существует несколько основных правил, которые сильно упрощают составление окислительно-восстановительных реакций.

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

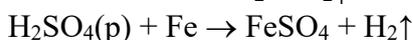
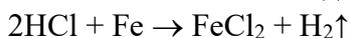
1.1) Из металлов только Al, Zn и Be взаимодействуют со щелочами с выделением водорода:



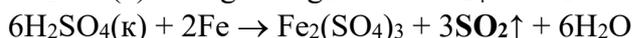
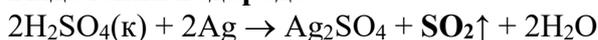
1.2) Из неметаллов только S, P, Si и галогены реагируют с щелочами:



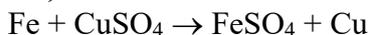
2.1) Металлы (стоящие в ряду активности металлов до H₂) реагируют с кислотами-неокислителями с выделением водорода:



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



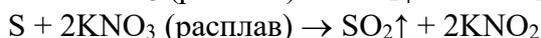
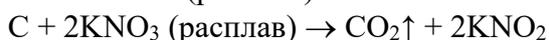
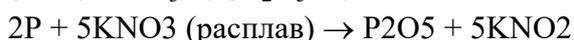
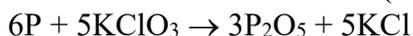
2.3) Более сильные металлы вытесняют более слабые из растворов их солей:



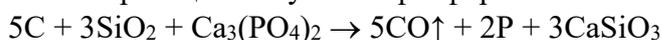
3) Неметаллы не реагируют с кислотами-неокислителями:



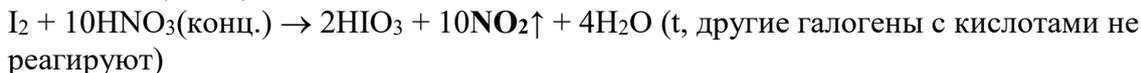
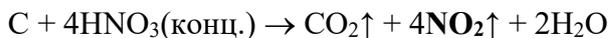
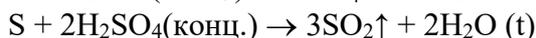
4) Такие неметаллы, как S, C, P могут реагировать с солями, проявляющими окислительные свойства (KClO₃, KNO₃ в расплавленном состоянии):



Важная реакция получения фосфора:

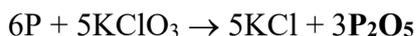
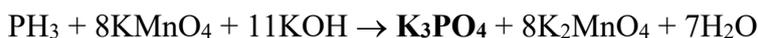


5) Из неметаллов только S, C, и P реагируют с кислотами-окислителями (в рамках ЕГЭ), а также I₂ с HNO₃(к):



Правило 2. Фосфор

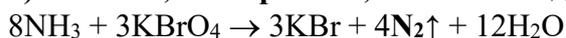
Наиболее устойчивая степень окисления фосфора +5, следовательно, любые другие соединения фосфора окисляются сильными окислителями до этой степени окисления (с образованием P₂O₅ или фосфат-иона):



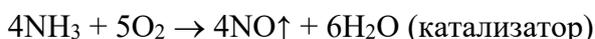
Фосфаты, несмотря на максимальную степень окисления фосфора, окислительных свойств не проявляют.

Правило 3. Азот

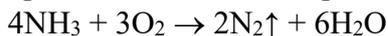
1) Аммиак, как правило, окисляется до азота N₂:



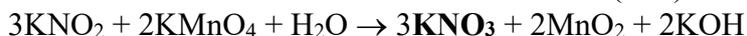
Исключением является каталитическое окисление аммиака:



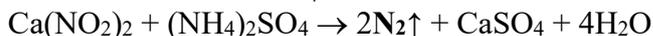
Обычное горение аммиака протекает с образованием N₂ (как и горение любых органических азотсодержащих соединений):



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



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

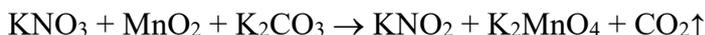
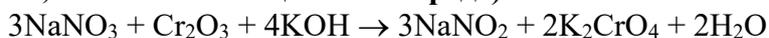


4) Нитрит-ионы восстанавливаются до оксида азота (II) в реакциях с типичными восстановителями: HI, йодидами, солями Fe⁺² и др.:



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):

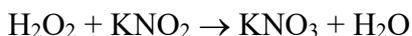
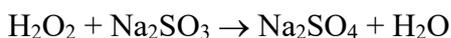


Правило 4. Кислород

1) Перекись водорода окисляется до кислорода O₂ типичными окислителями: KMnO₄, K₂Cr₂O₇, галогены, соли кислородсодержащих кислот хлора (например, KClO₃) и некоторыми другими.



2) Перекись водорода восстанавливается до H₂O типичными восстановителями: KI (HI, йодиды), K₂SO₃ (SO₂, сульфиты), KNO₂ (нитриты), PbS (H₂S, сульфиды), соединения Cr⁺³ в щелочной среде, соединения Fe⁺², NH₃ и некоторыми другими.

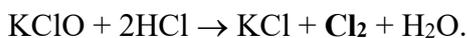
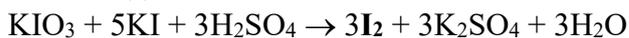


Правило 5. Галогены

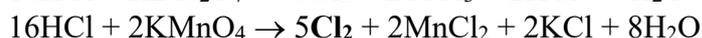
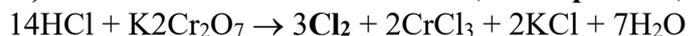
1) Простые вещества галогены и соединения галогенов в любой положительной степени окисления восстанавливаются, как правило, до галогенид-ионов (т.е. до степени окисления -1):



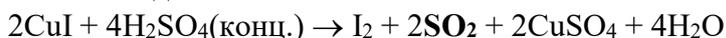
Исключением являются реакции сопропорционирования, в которых галогены в положительной степени окисления восстанавливаются до простых веществ, а не до галогенид-ионов:



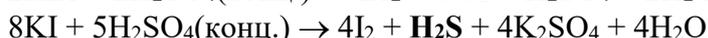
2) Галогенид-ионы окисляются, как правило, до простых веществ: Cl₂, Br₂, I₂:



3) Йодид меди восстанавливает серную кислоту до SO₂, тогда как йодиды активных металлов до H₂S:

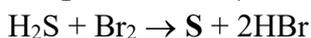
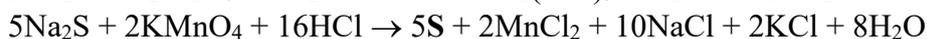


4) Концентрированной серной кислотой окисляются только бромид- и йодид-ионы. В первом случае образуется SO₂, во втором H₂S:

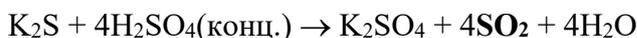
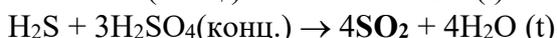
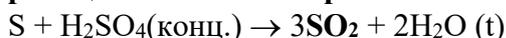


Правило 6. Сера

1) Сульфид-ионы обычно окисляются до S типичными окислителями: Br₂, I₂, растворами солей K₂Cr₂O₇, KMnO₄ и др.:



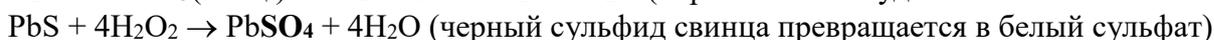
2) С H₂SO₄(к) сероводород и сульфиды реагируют с образованием SO₂, аналогично реакции кислоты с серой:



В этой реакции сульфид-ион окисляется до SO₂: S⁻² -6e → S⁺⁴.

Часть сульфат-ионов восстанавливается также до SO₂ и часть остается для образования соли K₂SO₄.

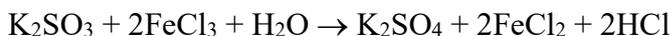
3) Окисление H₂S и сульфидов до сульфат-ионов протекает в реакциях с такими окислителями, как Cl₂ в воде, H₂O₂, HNO₃(конц.) при нагревании:



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



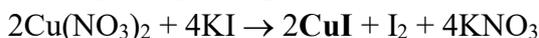
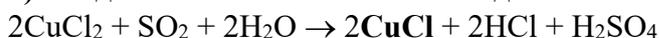
Соединения Fe^{+3} также окисляют сульфиты до сульфатов (эти реакции встречаются в вариантах Ю.Н. Медведева):



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

Правило 7. Медь

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



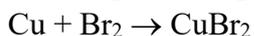
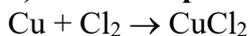
В реакции с аммиаком выделяется металлическая медь:



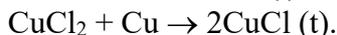
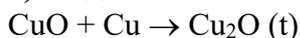
2) Йодиды меди реагируют с $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к})$ с образованием SO_2 , тогда как йодиды щелочных металлов с образованием H_2S :



3) Медь по-разному реагирует с галогенами:

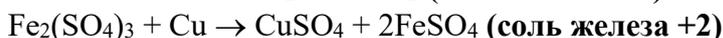
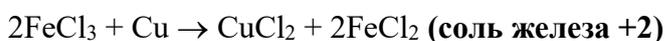
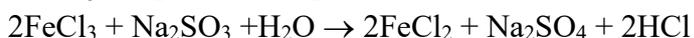
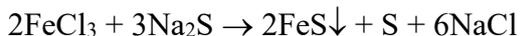


4) Медь в степени окисления +2 восстанавливается самой медью:

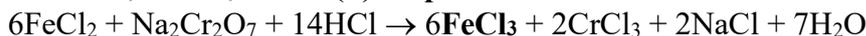


Правило 8. Железо

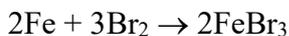
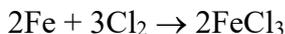
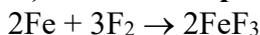
1) Соединения Fe^{+3} окисляют соединения S^{-2} , S^{+4} , I^- и некоторые слабые металлы (восстанавливаясь до Fe^{+2}):



2) В кислой среде соединения Fe^{+2} окисляются такими окислителями, как KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HNO_3 , $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к})$ и др. до солей Fe^{+3} :



3) Железо по-разному реагирует с галогенами:

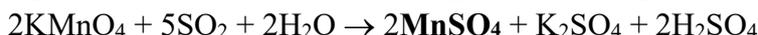


4) Соединения Fe^{+2} , Fe^{+3} также могут быть окислены до степени окисления +6 (до ферратов, например, Na_2FeO_4) очень сильными окислителями, но на ЕГЭ знание этих реакций не проверяется (источник: вебинары от разработчиков экзамена):



Правило 9. Марганец

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



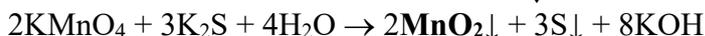
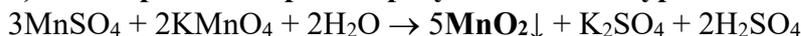
2) В щелочной среде образуется манганат-ион MnO_4^{2-} (зеленого цвета):



3) В водном растворе манганаты диспропорционируют (зеленый раствор становится фиолетовым и выпадает бурый осадок):

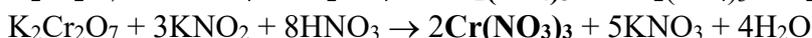


4) В нейтральной среде образуется осадок бурого цвета MnO_2 :



Правило 10. Хром

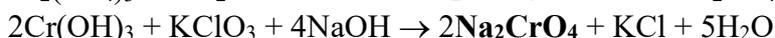
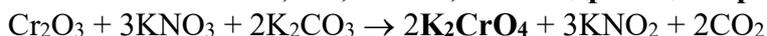
1) Восстановление дихроматов в кислой среде протекает с образованием солей Cr^{+3} :



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

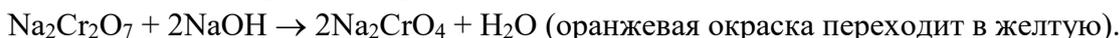


3) Окисление соединений Cr⁺³ очень сильными окислителями с щелочами или с карбонатами щелочных металлов протекает с образованием хроматов (типичные окислители: KNO₃, Cl₂, KClO₃, H₂O₂ и др. в щел. среде):



4) Соединения Cr⁺⁶ в различных средах:

В щелочной среде устойчивы соли хромовой кислоты (хроматы, желтого цвета), например, K₂CrO₄:

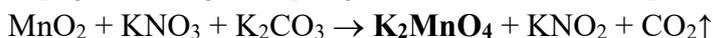
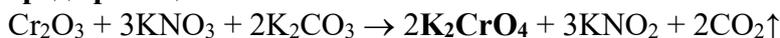


В кислотной среде устойчивы соли дихромовой кислоты (дихроматы, оранжевого цвета), например, K₂Cr₂O₇:

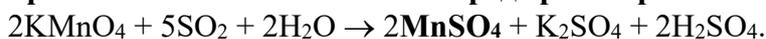


Правило 11. Среда раствора

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



2) Если в реакцию вступает оксид серы (IV) SO₂ в нейтральном растворе, то реакция протекает аналогично кислой среде раствора:



Большое количество **реакций разложения** также являются окислительно-восстановительными.

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>