Окислительно-восстановительные реакции в задании 30 ЕГЭ по химии

Для выполнения заданий 30, 31 используйте следующий перечень веществ:

перманганат калия, гидрокарбонат калия, сульфит натрия, сульфат бария, гидроксид калия. Допустимо использование водных растворов веществ.

Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

ОКИСЛИТЕЛЬ

ВОССТАНОВИТЕЛЬ

Теоретические сведения.

Перманганат калия как окислитель.

$KMnO_4$ + восстановители $\rightarrow$		
в кислой среде Mn^{+2}	в нейтральной среде Mn^{+4}	в щелочной среде Mn^{+6}
(соль той кислоты, которая участвует в реакции) $MnSO_4$, $MnCl_2$	$MnO_2 \downarrow$	Манганат (K_2MnO_4 или $KNaMnO_4$, Na_2MnO_4) -

Дихромат и хромат как окислители.

$K_2Cr_2O_7$ (кислая и нейтральная среда), K_2CrO_4 (щелочная среда) + восстановители $\rightarrow$ всегда получается Cr^{+3}		
кислая среда	нейтральная среда	щелочная среда
Соли тех кислот, которые участвуют в реакции: $CrCl_3$, $Cr_2(SO_4)_3$	$Cr(OH)_3$	$K_3[Cr(OH)_6]$ в растворе, K_3CrO_3 или $KCrO_2$ в расплаве

Повышение степеней окисления хрома и марганца.

Cr^{+3} + очень сильные окислители $\rightarrow$ Cr^{+6} (всегда независимо от среды!)		
Cr_2O_3, $Cr(OH)_3$, соли, гидроксокомплексы	+ очень сильные окислители: а) KNO_3, кислородсодержащие соли хлора (в щелочном расплаве) б) Cl_2, Br_2, H_2O_2 (в щелочном растворе)	**Щелочная среда:** образуется **хромат** K_2CrO_4
$Cr(OH)_3$, соли	+ очень сильные окислители в кислой среде (HNO_3 или CH_3COOH) : PbO_2, $KBiO_3$	**Кислая среда:** образуется **дихромат** $K_2Cr_2O_7$ или **дихромовая кислота** $H_2Cr_2O_7$

$Mn^{+2,+4}$ — оксид, гидроксид, соли	+ очень сильные окислители: KNO_3, кислородсодержащие соли хлора (в расплаве)	**Щелочная среда:** Mn^{+6} K_2MnO_4 — манганат
Mn^{+2} — соли	+ очень сильные окислители в кислой среде (HNO_3 или CH_3COOH) : PbO_2, $KBiO_3$	**Кислая среда:** Mn^{+7} $KMnO_4$ — перманганат $HMnO_4$ — марганцевая кислота

Реакции диспропорционирования — это реакции, в которых **один и тот же** элемент является и окислителем, и восстановителем, одновременно и повышая, и понижая свою степень окисления:

$$3Cl_2 + 6KOH \xrightarrow{t^\circ} 5KCl + KClO_3 + 3H_2O$$

Диспропорционирование неметаллов — серы, фосфора, галогенов (кроме фтора).

Сера + щёлочь $\longrightarrow$ 2 соли, сульфид и сульфит металла (реакция идёт при кипячении)	$S^0 \rightarrow S^{-2}$ и S^{+4}
Фосфор + щелочь $\longrightarrow$ фосфин PH_3 и соль **гипофосфит** KH_2PO_2 (реакция идёт при кипячении)	$P^0 \rightarrow P^{-3}$ и P^{+1}
Хлор, бром, иод + вода (без нагревания) $\longrightarrow$ 2 кислоты, HCl, $HClO$ Хлор, бром, иод + щелочь (без нагревания) $\longrightarrow$ 2 соли, KCl и $KClO$ и вода	$Cl_2^0 \rightarrow Cl^-$ и Cl^+
Бром, иод + вода (при нагревании)$\longrightarrow$ 2 кислоты, HBr, $HBrO_3$ Хлор, бром, иод + щелочь (при нагревании)$\longrightarrow$ 2 соли, KCl и $KClO_3$ и вода	$Cl_2^0 \rightarrow Cl^-$ и Cl^{+5}

Диспропорционирование оксида азота (IV) и солей.

NO_2 + вода $\longrightarrow$ 2 кислоты, азотная и азотистая NO_2 + щелочь $\longrightarrow$ 2 соли, нитрат и нитрит	$N^{+4} \rightarrow N^{+3}$ и N^{+5}
$K_2SO_3 \xrightarrow{t^\circ}$ сульфид и сульфат калия	$S^{+4} \rightarrow S^{-2}$ и S^{+6}
$KClO_3 \xrightarrow{t^\circ}$ 2 соли, хлорид и перхлорат $KClO_4$	$Cl^{+5} \rightarrow Cl^-$ и Cl^{+7}

ОКИСЛИТЕЛИ

Кислородсодержащие кислоты:

H_2SO_4, HNO_3, $HMnO_4$

и их соли: Na_2SO_4, $KMnO_4$, K_2CrO_4

Кислородсодержащие кислоты галогенов:

$HClO$, $HClO_3$, $HBrO_3$

ОКИСЛИТЕЛИ

Галогены в любой среде

Перекись в кислой среде

ВОССТАНОВИТЕЛИ

H_2O_2

до O_2

ВОССТАНОВИТЕЛИ

Бескислородные кислоты: HCl, HBr, HJ, H_2S

Гидриды щелочных

и щелочно-земельных металлов: NaH, CaH_2

Металлы в низшей степени окисления:

Sn^{2+}, Fe^{2+}, Cu^{+}

ВОССТАНОВИТЕЛИ

Mn^{2+}

в кислой среде - марганцовая кислота, соли

в щелочной среде - манганаты

СЕРА

$$S + 2H_2SO_4(\text{конц.}) = 3SO_2 \uparrow + 2H_2O$$

$$6HNO_{3(\text{конц.})} + S = H_2SO_4 + 6NO_2 \uparrow + 2H_2O$$

$$S + 2HNO_{3(\text{разб.})} = H_2SO_4 + 2NO$$

$$K_2Cr_2O_7 + S = Cr_2O_3 + K_2SO_4$$

$$3S + 6NaOH = Na_2SO_3 + 2Na_2S + 3H_2O$$

$$3S + 2H_2O(\text{пар}) = 2H_2S + SO_2$$

ПРИМЕРЫ

$$H_2O_2 + 2KI + H_2SO_4 = I_2 \downarrow + K_2SO_4 + 2H_2O$$

$$H_2O_2 + Na_2SO_3 = Na_2SO_4 + H_2O$$

$$Mn(OH)_2 + H_2O_2 = MnO_2 + 2H_2O$$

$$PbS + 4H_2O_2 = PbSO_4 + 4H_2O$$

ПРИМЕРЫ

$$2KMnO_4 + 5H_2O_2 + 3H_2SO_4 = 5O_2 \uparrow + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

$$Cl_2 + H_2O_2 + 2NaOH = 2NaCl + 2H_2O + O_2 \uparrow$$

$$AgNO_3 + H_2O_2 = 2Ag + O_2 \uparrow + 2HNO_3$$

$$KIO_4 + H_2O_2 = KIO_3 + H_2O + O_2 \uparrow$$

№ задания	Критерии оценивания, в которых обозначены элементы ответа	Рекомендации по оцениванию отдельных элементов ответа и решению возможных проблемных ситуаций
30	Ответ правильный и полный: • выбраны вещества, и записано уравнение окислительно-восстановительной реакции; • составлен электронный баланс, указан окислитель и восстановитель	Основные элементы ответа ***1. Ставится 1 балл если выбраны вещества из списка, и составлено молекулярное уравнение окислительно-восстановительной реакции между ними:*** • из приведённого в условии списка веществ выбраны те вещества, между которыми протекает окислительно-восстановительная реакция; • правильно составлены формулы продуктов этой окислительно-восстановительной реакции; • расставлены все коэффициенты в уравнении (при этом допустимо использование кратных коэффициентов, в том числе и дробных).

		Дополнительные рекомендации, которые необходимо учитывать в случае проблемных ситуаций: – в качестве исходных веществ (окислителя и восстановителя) могут быть использованы только вещества из предложенного списка (вода используется в качестве среды протекания реакций); – реакции разложения сложных веществ не могут быть приняты в качестве верного ответа, так как по условию задания требуется выбрать «вещества, ***между которыми***…»)

2. Ставится 1 балл за составление электронного баланса при условии, если:

- правильно указаны степени окисления элемента-окислителя и элемента-восстановителя, участвующих в процессах окисления и восстановления;
- электронный баланс можно считать составленным верно в случае, если любым способом будет показано, что число отданных восстановителем электронов, равно числу электронов, принимаемых окислителем: это могут быть коэффициенты в уравнении реакции; могут быть указаны множители за вертикальной чертой; может присутствовать словесная запись о числе отданных и присоединённых электронов; может быть использован метод полуреакций (электронно-ионный баланс);
- указан окислитель и восстановитель.

		Дополнительные рекомендации, которые необходимо учитывать в случае проблемных ситуаций. – степень окисления 0 может не указываться экзаменуемым; – если степень окисления не указана, то считать её равной 0; – считать верными записи, подобные следующим «Cl^{-1}», «Cl^{-}» , «$2Cr^{3+}$», «Cr^{+6}», которые экзаменуемый использовал при указании степени окисления; – считать неверными записи, подобные

следующим «N_2^{3-}», «Cr_2^{6+}» (или «N_2^{-3}» «Cr_2^{+6}»);

- наличие в ответе экзаменуемого *взаимоисключающих суждений* или обозначений следует рассматривать как факт несформированности умения применять данные знания (например, знаки «+» и «–» в записи электронного баланса не соответствуют природе окислителя или восстановителя).

Экзаменуемый может:

- в качестве окислителя и восстановителя указать элементы в соответствующей строчке электронного баланса, или отдельно выписать формулы /названия веществ.
- обозначить окислитель и восстановитель даже одной буквой («В» и «О»).

В случае если выбраны вещества из списка, между которыми **невозможно** протекание окислительно-восстановительной реакции, то за молекулярное уравнение ставится 0 баллов и электронный баланс не оценивается – 0 баллов.

В случае если выбраны вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, но **допущена(-ы) ошибка(-и) в определении состава продуктов реакции** (к примеру, не учтён характер среды раствора), то за первый элемент ответа (уравнение реакции) ставится 0 баллов, а электронный баланс оценивается применительно к составленному экзаменуемым уравнению реакции.

Если в ответе к данному заданию будут приведены уравнения нескольких реакций, то проверяется только первое из них.