

ОБЪЕДИНЕННАЯ
ИЗДАТЕЛЬСКАЯ ГРУППА



Организация подготовки к ЕГЭ по химии: окислительно-восстановительные реакции

Лидия Ивановна Асанова

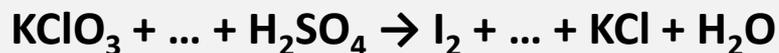
к.п.н., доцент кафедры естественнонаучного образования
ГБОУ ДПО «Нижегородский институт развития образования»

Задания 10, 30. «Реакции окислительно-восстановительные»

Проверяемые элементы содержания	Требования к уровню подготовки выпускников
<ul style="list-style-type: none">✓ Степень окисления химических элементов.✓ Окислитель и восстановитель.✓ Реакции окислительно-восстановительные	<p>Определять</p> <ul style="list-style-type: none">✓ степень окисления химических элементов в соединении;✓ окислитель и восстановитель. <p>Применять основные положения химических теорий для анализа строения и свойств веществ.</p> <p>Объяснять</p> <ul style="list-style-type: none">✓ сущность окислительно-восстановительных реакций. <p>Составлять</p> <ul style="list-style-type: none">✓ уравнения химических реакций

Задание 30 (пример 1)

Составьте уравнение реакции, используя для расстановки коэффициентов метод электронного баланса:



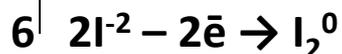
Определите окислитель и восстановитель.

Содержание верного ответа и указания по оцениванию

(допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысла)

Баллы

Вариант ответа:



Иод в степени окисления -1 (или KI) является восстановителем, а хлор в степени окисления $+5$ (или KClO_3) – окислителем.



Ответ правильный и полный, содержит следующие элементы:

- определена степень окисления элементов, которые являются окислителем и восстановителем в реакции;
- указаны окислитель и восстановитель (элементы или вещества); записаны процессы окисления и восстановления, и на их основе составлен электронный (электронно-ионный) баланс;
- определены недостающие в уравнении реакции вещества, расставлены все коэффициенты

3

Правильно записаны два элемента ответа

2

Правильно записан один элемент ответа

1

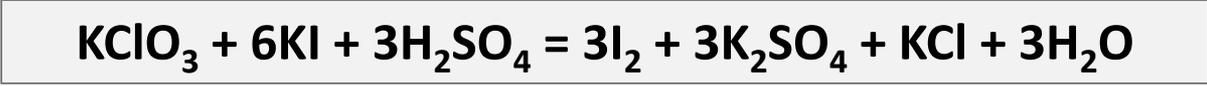
Все элементы ответа записаны неверно

0

Максимальный балл

3

Задание 30 (пример 1)



Работа 1

$\text{KClO}_3 + 6\text{KI} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$
 ок-лв. $\text{Cl}^{+5} + 6\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^{-1} \quad | \quad 6 \quad | \quad 6 \quad | \quad 1$
 вос-лв $2\text{I}^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow \text{I}_2^0 \quad | \quad 2 \quad | \quad 6 \quad | \quad 3$
 КClO₃ - окислитель, а KI - восстановитель.

2 балла

Работа 2

$\text{KClO}_3 + 6\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cl}^{+5} + 6\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^{-1} \quad | \quad 6 \quad | \quad 6 \quad | \quad 1$
 $2\text{I}^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow \text{I}_2^0 \quad | \quad 2 \quad | \quad 6 \quad | \quad 3$

0 баллов

Работа 3

$\text{KClO}_3 + 6\text{KI} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{I}_2 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{I}^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow \text{I}_2^0 \quad | \quad 6 \quad | \quad 3 \quad | \quad \text{в-лв}$
 $\text{Cl}^{+5} + 6\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^{-1} \quad | \quad 6 \quad | \quad 1 \quad | \quad \text{о-лв}$

3 балла

Задание 30 (пример 2)

Составьте уравнение реакции, используя для расстановки коэффициентов метод электронного баланса:



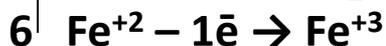
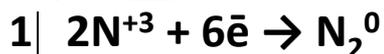
Определите окислитель и восстановитель.

Содержание верного ответа и указания по оцениванию

(допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысла)

Баллы

Вариант ответа:



Азот в степени окисления +3 (или KNO_2) является окислителем, а железо в степени окисления +2 (или FeCl_2) – восстановителем.



Ответ правильный и полный, содержит следующие элементы:

- определена степень окисления элементов, которые являются окислителем и восстановителем в реакции;
- указаны окислитель и восстановитель (элементы или вещества); записаны процессы окисления и восстановления, и на их основе составлен электронный (электронно-ионный) баланс;
- определены недостающие в уравнении реакции вещества, расставлены все коэффициенты

3

Правильно записаны два элемента ответа

2

Правильно записан один элемент ответа

1

Все элементы ответа записаны неверно

0

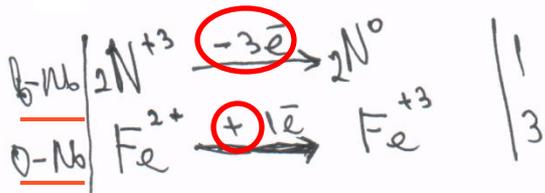
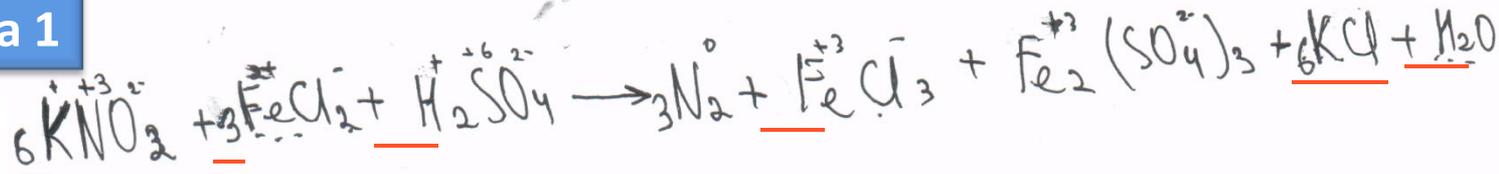
Максимальный балл

3

Задание 30 (пример 2)

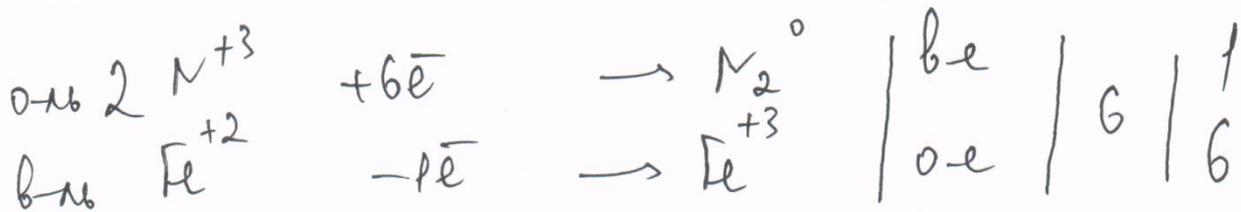
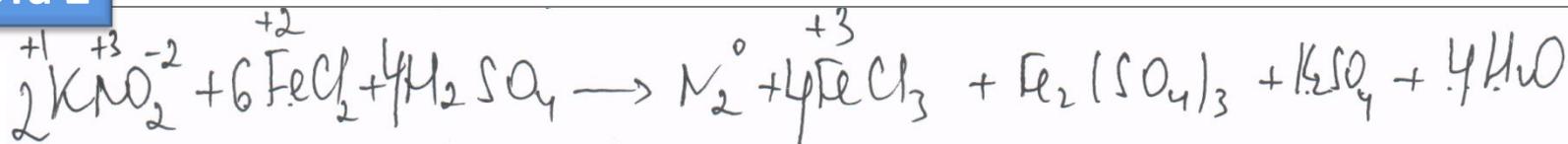


Работа 1



0 баллов

Работа 2



Окислитель: KNO_2
 Восстановитель: FeCl_2

3 балла

Задание 30 (пример 3)

Составьте уравнение реакции, используя для расстановки коэффициентов метод электронного баланса:



Определите окислитель и восстановитель.

Содержание верного ответа и указания по оцениванию

(допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысла)

Баллы

Вариант ответа:



Азот в степени окисления +3 (или KNO_2) является окислителем, а хром в степени окисления +2 (или CrSO_4) – восстановителем.



Ответ правильный и полный, содержит следующие элементы:

- определена степень окисления элементов, которые являются окислителем и восстановителем в реакции;
- указаны окислитель и восстановитель (элементы или вещества); записаны процессы окисления и восстановления, и на их основе составлен электронный (электронно-ионный) баланс;
- определены недостающие в уравнении реакции вещества, расставлены все коэффициенты

3

Правильно записаны два элемента ответа

2

Правильно записан один элемент ответа

1

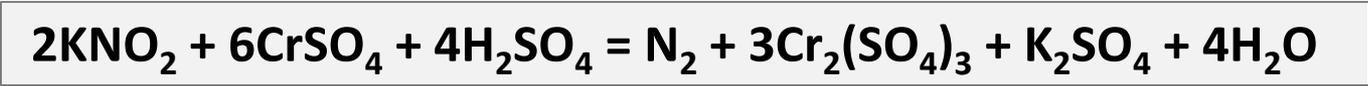
Все элементы ответа записаны неверно

0

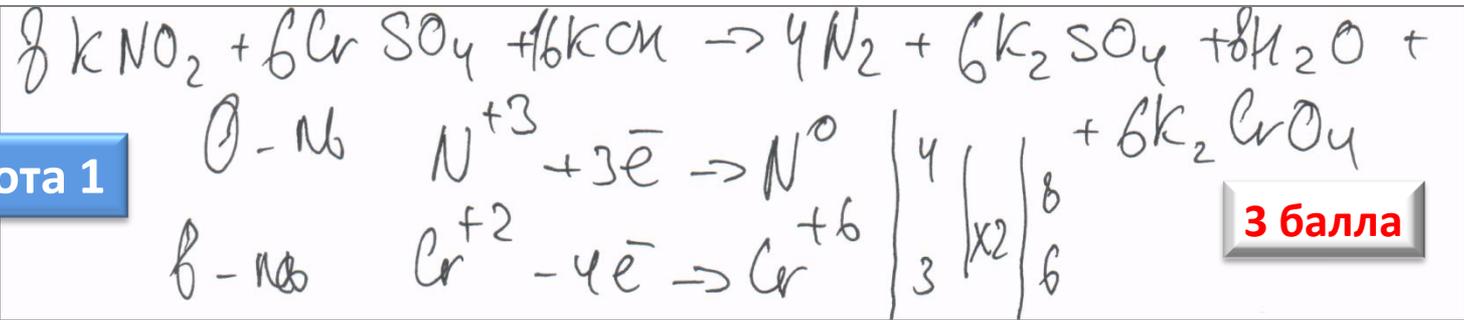
Максимальный балл

3

Задание 30 (пример 3)

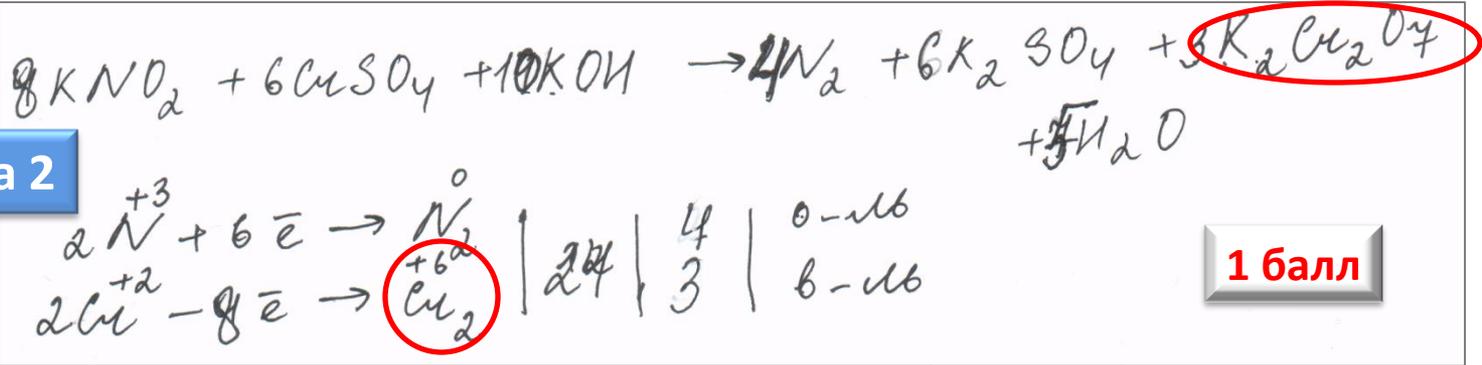


Работа 1



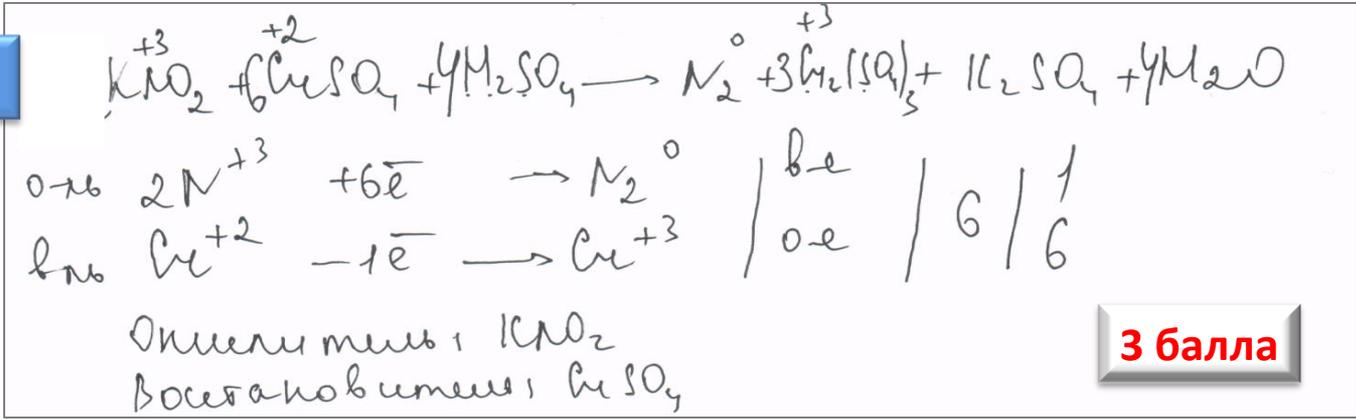
3 балла

Работа 2



1 балл

Работа 3



3 балла

Основные принципы организации подготовки обучающихся к экзамену

Подготовка к экзамену должна осуществляться в процессе преподавания учебного предмета.

Нельзя сводить подготовку к экзамену только к тренировке в выполнении заданий, аналогичных заданиям экзаменационной работы!

Главная задача подготовки к экзамену — целенаправленная работа по повторению, систематизации и обобщению изученного материала, по приведению в систему знаний ключевых понятий курса химии.

Необходим опыт проведения реального химического эксперимента!

Какие важнейшие понятия и правила темы «ОВР» следует усвоить обучающимся?

Правила для определения степеней окисления атомов

- В **простых веществах** степень окисления элементов равна нулю
- **Высшая (максимальная) степень окисления** элементов II—VII групп, как правило, равна номеру группы, в которой находится элемент в периодической таблице Д.И. Менделеева
- **Низшая (минимальная) степень окисления** металлов равна нулю. Низшая степень окисления неметаллов обычно равна: – (8 – номер группы, в которой находится элемент)
- Значения степеней окисления элемента между высшей и низшей степенями окисления называются **промежуточными**
- Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в нейтральной молекуле равна нулю, а в сложном ионе – заряду иона

Правила для определения степеней окисления атомов

- Некоторые элементы во всех сложных соединениях имеют **постоянную степень окисления:**

Элементы с постоянной степенью окисления	Степень окисления
Щелочные металлы: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	+1
Все элементы II группы, кроме Hg: Be, Mg, Ca, Sc, Ba, Ra, Zn, Cd	+2
Алюминий Al	+3
Фтор F	-1

Правила для определения степеней окисления атомов

- **Водород и кислород** в большинстве сложных соединений имеют постоянные степени окисления, но есть исключения:

Элемент	Степень окисления в большинстве соединений	Исключения
Н	+1	Гидриды активных металлов: LiH, NaH, KH, CaH ₂ и др. – степень окисления водорода равна -1
О	-2	Пероксиды водорода и металлов: H ₂ O ₂ , Na ₂ O ₂ , BaO ₂ и др. – степень окисления кислорода равна -1. Фторид кислорода OF₂ – степень окисления кислорода равна +2

- Все остальные элементы имеют в сложных соединениях **переменные степени окисления**

Важнейшие окислители и восстановители

	Только окислители	Только восстановители	И окислители, и восстановители
Степень окисления элемента	высшая	низшая	промежуточная
Примеры	<p>N⁺⁵: HNO₃ и нитраты;</p> <p>S⁺⁶: H₂SO₄ и сульфаты;</p> <p>Cr⁺⁶: хроматы и бихроматы;</p> <p>Mn⁺⁷: KMnO₄;</p> <p>Pb⁺⁴ : PbO₂</p>	<p>N⁻³: NH₃ и его производные;</p> <p>S⁻²: H₂S и сульфиды;</p> <p>Cl⁻¹, Br⁻¹, I⁻¹: HCl, HBr, HI и соответствующие галогениды</p>	<p>Простые вещества-неметаллы: N₂, S, H₂, P, C и др.</p> <p>S⁺⁴: SO₂ и сульфиты;</p> <p>N⁺⁴: NO₂;</p> <p>Mn⁺⁴: MnO₂</p>

Процесс окисления всегда сопровождается процессом восстановления!

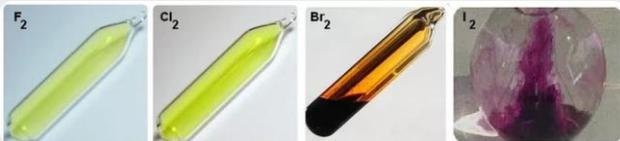
Важнейшие окислители

Окислители

Продукты реакции. Примеры

1. Простые вещества-неметаллы

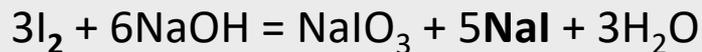
Галогены F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2



В кислой среде: галогеноводороды HF, HCl, HBr, HI :



В щелочной среде: соли галогеноводородных кислот:



Кислород O_2

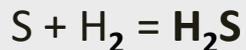
O^{-2} (как правило):



Сера S



С водородом и металлами при нагревании сероводород H_2S и **сульфиды** (соответственно):



Важнейшие окислители

Окислители

Продукты реакции. Примеры

2. Кислородсодержащие кислоты и их соли, в состав которых обычно входят атомы элементов в высшей степени окисления

Азотная кислота
 HNO_3



Чем активнее восстановитель и чем меньше концентрация кислоты, тем глубже протекает восстановление азота:



Важнейшие окислители

Окислители	Продукты реакции. Примеры
<p>Концентрированная азотная кислота HNO_3</p>	<p>С малоактивными металлами и с неметаллами преимущественно образуется NO_2 (бурый газ):</p> $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{P} + 5\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 
<p>Разбавленная азотная кислота HNO_3</p>	<p>С малоактивными металлами преимущественно образуется NO:</p> $\text{Cu} + 8\text{HNO}_3(\text{разб.}) = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ <p>С активными металлами преимущественно образуется N_2O или N_2 (в действительности — смесь продуктов восстановления азотной кислоты!):</p> $4\text{Zn} + 10\text{HNO}_3(\text{разб.}) = 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$ $5\text{Zn} + 12\text{HNO}_3(\text{разб.}) = 5\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
<p>Очень разбавленная азотная кислота HNO_3</p>	<p>С активными металлами возможно образование NH_3 (NH_4NO_3):</p> $4\text{Mg} + 10\text{HNO}_3(\text{оч.разб.}) = 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

Важнейшие окислители

Окислители	Продукты реакции. Примеры
Нитрат-ион NO_3^-	<p>В растворах под действием активных металлов — NH_3, в расплавах — соответствующие нитриты:</p> <p>в растворе: $4\text{Zn} + \text{KNO}_3 + 7\text{KOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 4\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{NH}_3$</p> <p>в расплаве: $\text{Zn} + \text{NaNO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$</p>

Важнейшие окислители

Окислители

Концентрированная
серная кислота H_2SO_4



Продукты реакции. Примеры

Чем активнее восстановитель и чем выше концентрация кислоты, тем глубже протекает восстановление серы:

<i>концентрация кислоты</i>		
—————→		
SO_2	S	H_2S
+ 4	0	- 2
—————		
<i>активность восстановителя</i>		
—————→		

Важнейшие окислители

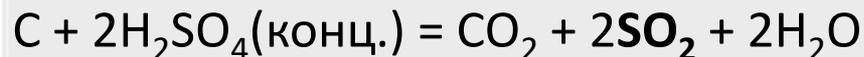
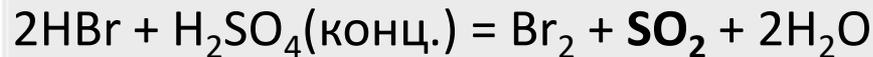
Окислители

Продукты реакции. Примеры

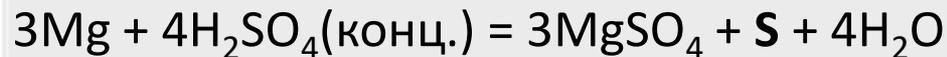
Концентрированная
серная кислота H_2SO_4



С малоактивными металлами (Cu, Ag и др.), HBr и некоторыми неметаллами (C, S) — SO_2 :



С активными металлами (Zn, Mg, Al, Ca и др.) — свободная сера **S** или сероводород H_2S :



Важнейшие окислители

Окислители

Продукты реакции. Примеры

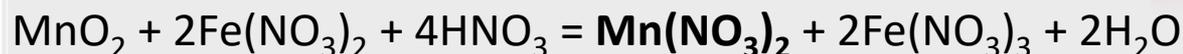
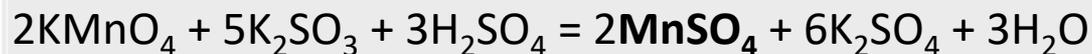
Перманганат калия
 KMnO_4 ,

манганат калия
 K_2MnO_4 ,

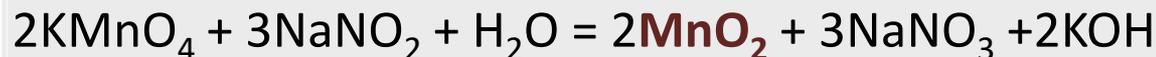
оксид марганца(IV)
 MnO_2



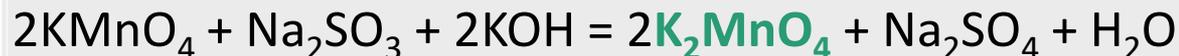
В кислой среде — соли Mn^{2+} (обесцвечивание):



В нейтральной или слабощелочной среде KMnO_4 и K_2MnO_4 восстанавливаются до MnO_2 (бурый осадок)



В сильнощелочной среде — K_2MnO_4 (раствор зеленого цвета):



Продукты восстановления KMnO_4 в различных средах

KMnO_4



Среда	Схема полуреакции
Кислая	$\text{Mn}^{+7} + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{+2}$ (обесцвечивание) $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
Нейтральная	$\text{Mn}^{+7} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{+4}$ $\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 \downarrow + 4\text{OH}^-$ бурый осадок
Щелочная	$\text{Mn}^{+7} + \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{+6}$ $\text{MnO}_4^- + \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$ раствор зеленого цвета

Важнейшие окислители

Окислители

Продукты реакции. Примеры

Хроматы (K_2CrO_4)



и бихроматы
($K_2Cr_2O_7$)

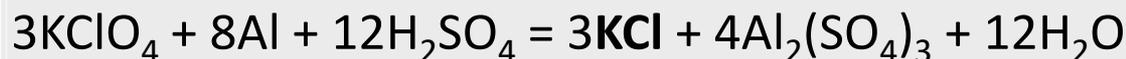
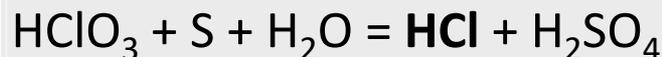


В кислой среде — соединения Cr^{+3} (соответствующие соли $CrCl_3$, $Cr_2(SO_4)_3$, $Cr(NO_3)_3$):



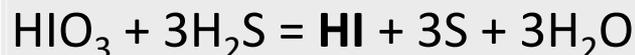
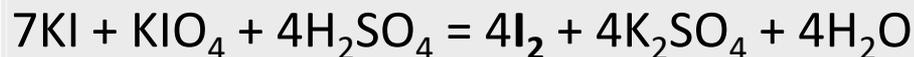
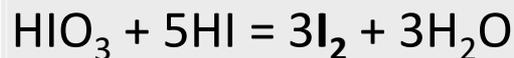
Кислородсодержащие
кислоты хлора и брома
($HClO$, $HClO_3$, $HClO_4$,
 $HBrO_3$) и их соли

Ионы Cl^- и Br^- :



Кислородсодержащие
кислоты иода (HIO_3 ,
 HIO_4) и их соли

Иод I_2 , под действием более сильных восстановителей образует иодид-ион I^- :



Важнейшие окислители

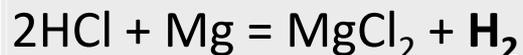
Окислители

Продукты реакции. Примеры

3. Ион H^+ и катионы металлов в высшей степени окисления (Fe^{3+} , Cu^{2+} , Hg^{2+} и др.)

Ион H^+

Водород H_2 :



Катионы металлов в высшей степени окисления (Fe^{3+} , Cu^{2+} , Hg^{2+})

Ионы с более низкой степенью окисления:



Важнейшие восстановители

Восстановители

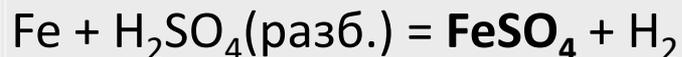
Продукты реакции. Примеры

1. Активные металлы (щелочные, щелочноземельные, Zn, Al, Fe и др.) и некоторые неметаллы (H₂, C, P, Si)

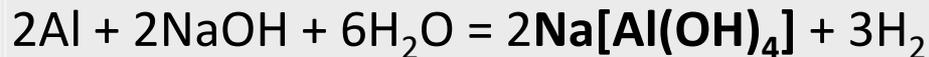
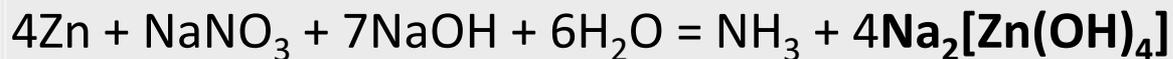
Активные металлы



В кислой среде — соответствующие катионы (соли):



В щелочной среде металлы Zn и Al — соответственно гидроксоцинкаты или гидроксоалюминаты:

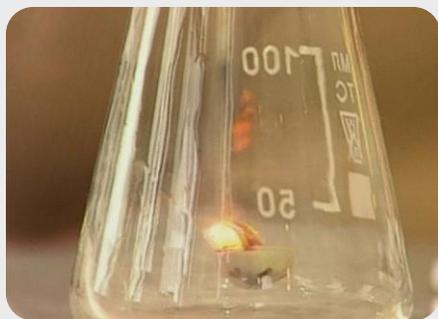


Важнейшие восстановители

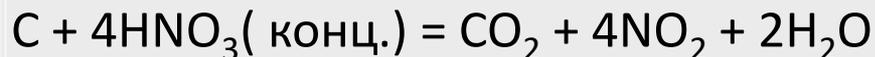
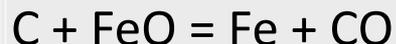
Восстановители

Продукты реакции. Примеры

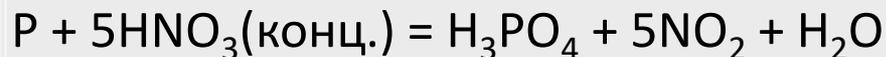
Неметаллы



Углерод — **CO** или **CO₂**:



Фосфор под действием сильных окислителей окисляется до **H₃PO₄**:



Важнейшие восстановители

Восстановители

Продукты реакции. Примеры

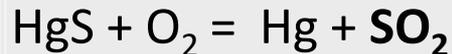
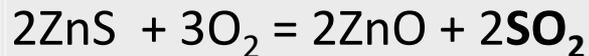
2. Бескислородные кислоты (HCl, HBr, HI, H₂S) и их соли; гидриды щелочных и щелочноземельных металлов (NaN, CaH₂ и др.)

Бескислородные кислоты (HCl, HBr, HI, H₂S) и их соли

Нейтральные атомы или молекулы, способные в некоторых случаях к дальнейшему окислению:

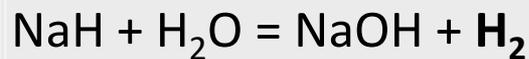


При обжиге **сульфидов p- и d- элементов** — SO₂:



Гидриды щелочных и щелочноземельных металлов

Водород H₂:



Важнейшие восстановители

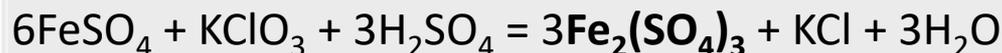
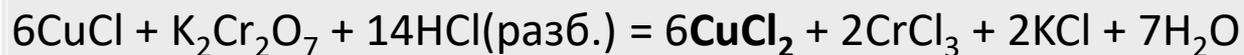
Восстановители

Продукты реакции. Примеры

3. Катионы металлов в низшей степени окисления (Fe^{2+} , Cu^+ , Sn^{2+} и др.)



Соединения с более высокой степенью окисления металла:



Катион Cr^{3+} проявляет сильную восстановительную активность в щелочной среде, окисляясь до хромат-иона CrO_4^{2-} (но не до бихромат-иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$!):



зеленый

жёлтый

Окислительно-восстановительная двойственность

Окислитель

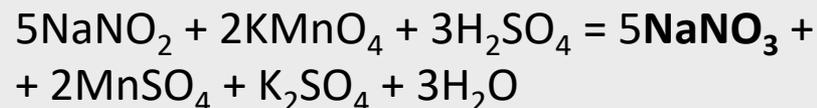
Восстановитель

Азотистая кислота HNO_2 и нитриты

Под действием сильных восстановителей (H_2S , HI , KI) восстанавливаются, как правило, до **NO** (иногда — до других соединений азота в более низких степенях окисления):

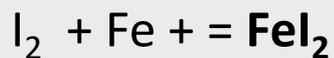
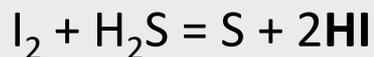


Под действием сильных окислителей (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KClO_3 и др.) окисляются до **азотной кислоты HNO_3** или её солей:

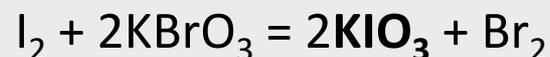
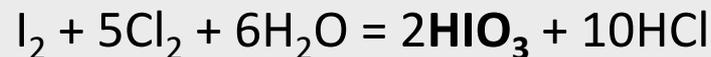


Иод в свободном состоянии

Восстанавливается до I^{-1} :



Под действием сильных окислителей (Cl_2 , HNO_3 , KBrO_3 и др.) окисляется до **иодноватой кислоты HIO_3** или её солей:



Окислительно-восстановительная двойственность

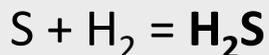
Окислитель

Восстановитель

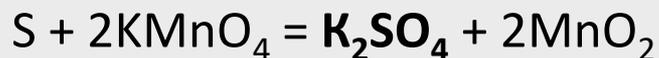
Сера в свободном состоянии и соединения серы в степени окисления +4 (SO_2 , H_2SO_3 , сульфиты)

Сера S

Водородом H_2 и металлами восстанавливается до S^{-2} :

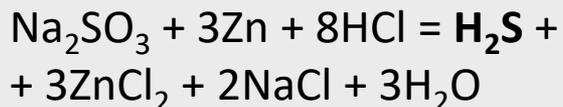
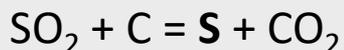


Под действием O_2 , Cl_2 , конц. H_2SO_4 , конц. HNO_3 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и др. окисляется до S^{+4} или S^{+6} :

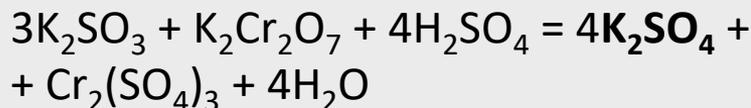
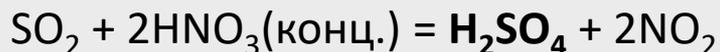


SO_2 , H_2SO_3 и сульфиты

Сероводородом H_2S , углеродом C, активными металлами восстанавливаются до S^0 или S^{-2} :



Под действием сильных окислителей (O_2 , KClO_3 , HClO_4 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, конц. HNO_3 и др.) окисляются до S^{+6} :



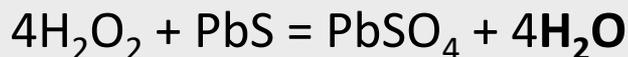
Окислительно-восстановительная двойственность

Окислитель

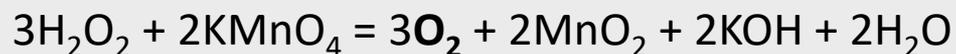
Восстановитель

Пероксид водорода H_2O_2

Восстанавливается до
кислорода O^{-2} :



Окисляется до кислорода O_2 :



Типы ОВР

Тип ОВР	Примеры
1. Межмолекулярные: элемент-окислитель и элемент-восстановитель входят в состав молекул различных веществ	$\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} = 2\text{HI} + \text{S}$
2. Внутримолекулярные: элемент-окислитель и элемент-восстановитель входят в состав одного вещества	$2\text{NaNO}_3 = 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2$
3. Реакции конпропорционирования: функции окислителя и восстановителя выполняет один и тот же элемент в разных степенях окисления, который входит в состав разных веществ или в состав одного и того же вещества	$5\text{HI} + \text{HIO}_3 = 3\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>(межмолекулярное конпропорционирование)</p> $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>(внутримолекулярное конпропорционирование)</p>

Типы ОВР

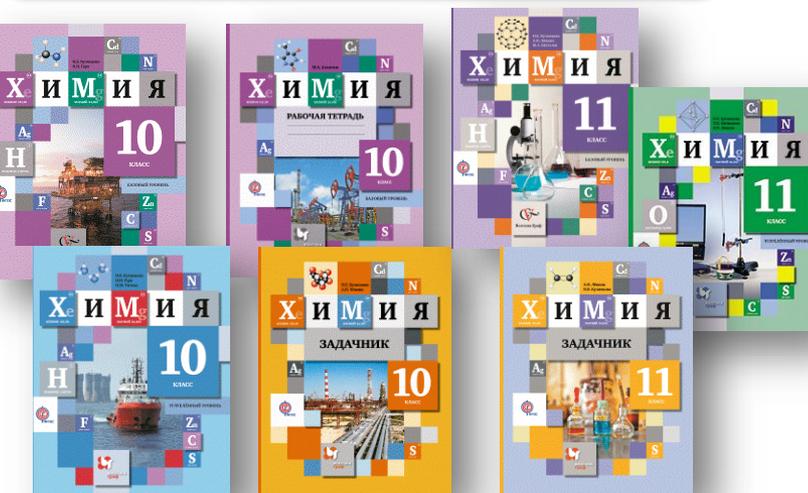
Тип ОВР	Примеры
<p>4. Реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления):</p> <p>атомы одного и того же элемента в одной и той же степени окисления являются и окислителем и восстановителем.</p> <p>Характерны для соединений, в которых элемент находится в промежуточной степени окисления</p>	$2\text{H}_2\text{O}_2 = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
	$3\text{S} + 6\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{K}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$
	$\text{Г}_2 - \text{Cl}_2 \text{ или } \text{Br}_2:$ $3\text{Г}_2 + 6\text{NaOH} = \text{NaClO}_3 + 5\text{NaCl} + 3\text{H}_2\text{O} \text{ (при нагревании)}$
	$\text{Г}_2 + 2\text{NaOH} = \text{NaClO} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \text{ (на холоде)}$
	$3\text{I}_2 + 6\text{NaOH} = \text{NaIO}_3 + 5\text{NaI} + 3\text{H}_2\text{O}$
	$\text{P}_4 + 3\text{KOH} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{PH}_3 + 3\text{KH}_2\text{PO}_2$
	$2\text{NO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{NaNO}_3 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
	$3\text{HNO}_2 = \text{HNO}_3 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
	$4\text{K}_2\text{SO}_3 = 3\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S} \text{ (600}^\circ\text{C)}$

УМК «ХИМИЯ. 10-11 классы»

О.С. Габриеляна и др.

УМК «ХИМИЯ. 10-11 классы»

Н.Е. Кузнецовой и др.



УМК «ХИМИЯ. 10-11 классы»

В.В. Еремина и др.



Возможности УМК «Химия» для подготовки к экзамену по теме «ОВР»

§24

Окислительно-восстановительные реакции

?

Что такое степень окисления?

Какие реакции относятся к окислительно-восстановительным?

Какие вещества являются окислителями, а какие — восстановителями?

Какие типы окислительно-восстановительных реакций вы знаете?

ОБЪЕДИНЕННАЯ
ИЗДАТЕЛЬСКАЯ ГРУППА

ДРОФА

ВЕНТАНА
ГРАФ

Кроме кислотно-основных взаимодействий, в основе которых лежит обмен протонами между живыми организмами, а также в химической промышленности важное значение имеют окислительно-восстановительные реакции.

Важнейшим признаком ОВР является изменение степеней окисления элементов.

Степень окисления соответствует заряду атома данного элемента в химическом соединении, если бы все электронные пары, за счёт которых этот атом связан с другими атомами, полностью сместились к атомам элементов с большей электроотрицательностью. Напомним правила вычисления степени окисления.

Правила вычисления степени окисления

1. Степень окисления атомов в простых веществах всегда равна нулю: H_2^0 , Cl_2^0 , Fe^0 .

2. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, всегда равна нулю, а в сложном ионе эта сумма равна заряду иона.

3. Постоянную степень окисления в соединениях имеют: щелочные металлы (+1), щёлочноземельные металлы (+2), фтор (-1).

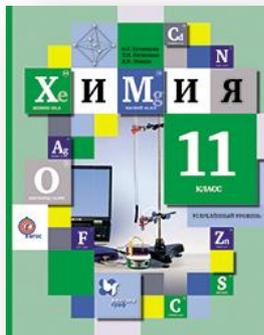
4. Степень окисления водорода в большинстве соединений равна +1, но в гидридах металлов (NaH , CaH_2) степень окисления водорода -1.

5. Для кислорода характерна степень окисления -2, однако в соединении со фтором степень окисления кислорода +2, а в пероксидах, содержащих группу $-\text{O}-\text{O}-$, степень окисления кислорода -1.

6. Для атомов любых элементов положительная степень окисления не может превышать величину, равную номеру группы Периодической системы Д.И. Менделеева, в которой находится данный элемент.

Например, в соединении $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ степень окисления хрома (x) равна:

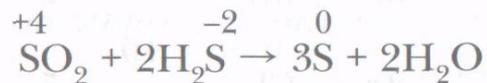
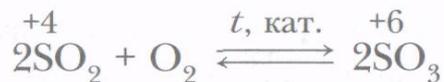
$$2 \cdot (+1) + 2 \cdot (x) + 7 \cdot (-2) = 0, \quad x = +6$$



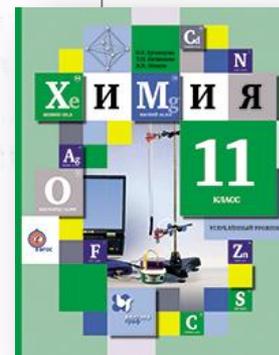
Возможности УМК «Химия» для подготовки к экзамену по теме «ОВР»

Проблема. Можно ли предсказать окислительно-восстановительные свойства вещества?

Предсказать окислительно-восстановительные свойства вещества возможно, зная степени окисления входящих в него атомов. Вещества, содержащие атомы элементов с максимальной степенью окисления, могут быть только окислителями за счёт этих атомов. Например, KMnO_4 за счёт атомов Mn может быть только окислителем. Соединения, содержащие атомы элементов с минимальной степенью окисления, наоборот, могут быть только восстановителями за счёт этих атомов, например NH_3 — за счёт азота, H_2S — за счёт серы. Соединения, содержащие атомы элементов с промежуточной степенью окисления, могут быть как окислителями, так и восстановителями в зависимости от реагента, с которым взаимодействуют, а также от условий проведения реакций, например SO_2 , NO_2 . Считается, что для таких веществ характерна **окислительно-восстановительная двойственность**. Например, для SO_2 возможны реакции, в которых сера в степени окисления +4 является как восстановителем, так и окислителем:



Обобщим сведения о наиболее известных окислителях и восстановителях.



Возможности УМК «Химия» для подготовки к экзамену по теме «ОВР»

Таблица 22. Основные типы ОВР

Типы реакций	Характеристика	Примеры
Межмолекулярные	Окислителем и восстановителем являются различные вещества	$\overset{0}{\text{Mg}} + 2\overset{+1}{\text{HCl}} = \overset{+2}{\text{Mg}}\overset{-2}{\text{Cl}_2} + \overset{0}{\text{H}_2}\uparrow$

ОБЪЕДИНЕННАЯ
ИЗДАТЕЛЬСКАЯ ГРУППА



Таблица 23. Факторы, влияющие на направление ОВР

Факторы	Примеры	Примечание
Концентрация реагента	$\overset{0}{\text{Zn}} + \overset{+6}{\text{H}_2\text{SO}_4} (\text{разб.}) = \overset{+2}{\text{Zn}}\overset{-2}{\text{SO}_4} + \overset{0}{\text{H}_2}\uparrow$ $\overset{0}{\text{Zn}} + 2\overset{+6}{\text{H}_2\text{SO}_4} (\text{конц.}) = \overset{+2}{\text{Zn}}\overset{-2}{\text{SO}_4} + \overset{+4}{\text{SO}_2}\uparrow + 2\overset{+1}{\text{H}_2\text{O}}$	Разбавленная серная кислота является окислителем за счёт ионов водорода, а концентрированная – за счёт атомов серы кислотного остатка в степени окисления +6
Температура	$\overset{0}{\text{Cl}_2} + 2\overset{-1}{\text{KOH}} = \overset{+1}{\text{KClO}} + \overset{-2}{\text{H}_2\text{O}}$ $3\overset{0}{\text{Cl}_2} + 6\overset{-1}{\text{KOH}} \xrightarrow{t} 5\overset{-1}{\text{KCl}} + \overset{+5}{\text{KClO}_3} + 3\overset{+1}{\text{H}_2\text{O}}$	При нагревании окисление хлора происходит более глубоко, до степени окисления +5
Катализатор	$\overset{-3}{4\text{NH}_3} + \overset{0}{3\text{O}_2} = \overset{0}{2\text{N}_2} + \overset{-2}{6\text{H}_2\text{O}}$ $\overset{-3}{4\text{NH}_3} + \overset{0}{5\text{O}_2} \xrightarrow{\text{кат.}} \overset{+2}{4\text{NO}} + \overset{-2}{6\text{H}_2\text{O}}$	Катализатор способствует более глубокому окислению азота в аммиаке
Характер среды	$\overset{+7}{2\text{KMnO}_4} + \overset{+4}{5\text{Na}_2\text{SO}_3} + 3\overset{+2}{\text{H}_2\text{SO}_4} = \overset{+2}{2\text{MnSO}_4} + \overset{+6}{5\text{Na}_2\text{SO}_4} + 3\overset{+1}{\text{H}_2\text{O}} + \overset{-2}{\text{K}_2\text{SO}_4}$ $\overset{+7}{2\text{KMnO}_4} + \overset{+4}{3\text{Na}_2\text{SO}_3} + \overset{+1}{\text{H}_2\text{O}} = \overset{+4}{2\text{MnO}_2}\downarrow + \overset{+6}{3\text{Na}_2\text{SO}_4} + 2\overset{+1}{\text{KOH}}$ $\overset{+7}{2\text{KMnO}_4} + \overset{+4}{\text{Na}_2\text{SO}_3} + 2\overset{+1}{\text{KOH}} = \overset{+6}{2\text{K}_2\text{MnO}_4} + \overset{+6}{\text{Na}_2\text{SO}_4} + \overset{+1}{\text{H}_2\text{O}}$	+7 Mn восстанавливается до +2 в кислой среде до Mn ²⁺ , в нейтральной среде – до MnO ₂ , в щелочной среде – до Mn ⁺⁶

Возможности УМК «Химия» для подготовки экзамену по теме «ОВР»

Закономерности протекания ОВР

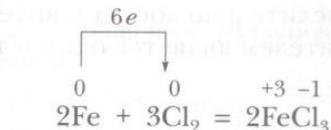
- В ходе ОВР сохраняется единство и неразрывность процессов окисления и восстановления.
- Общее число электронов в реакционной системе остаётся неизменным.
- Самопроизвольное осуществление ОВР всегда направлено в сторону превращения сильного окислителя в слабый сопряжённый восстановитель или сильного восстановителя в слабый сопряжённый окислитель.
- При наличии в системе двух или более окислителей и восстановителей преимущественно реагируют более сильные окислители и восстановители.



Возможности УМК «Химия» для подготовки к экзамену по теме «ОВР»

6.4. Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – реакции, в ходе которых изменяются степени окисления атомов вследствие перехода электронов от атомов одних элементов к атомам других. Например:



восстано- окис-
витель литель

Окислитель – вещество, в котором содержатся атомы, молекулы или ионы, принимающие электроны.

Восстановитель – вещество, в котором содержатся атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны.

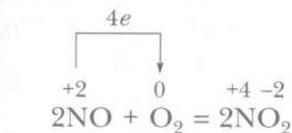
Окислителем и восстановителем могут также называть элементы, атомы которых отдают или принимают электроны. Если элемент является *окислителем* – его степень окисления *понижается*; если элемент является *восстановителем* – его степень окисления *повышается*.

Окисление – процесс отдачи электронов.

Восстановление – процесс приема электронов.

Типы ОВР

Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции – реакции, в которых окислителем и восстановителем являются разные вещества. Например:



восстано- окис-
витель литель

Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции – реакции, в которых одно и то же вещество является и окислителем, и восстановителем.

ОБЪЕДИНЕННАЯ
ИЗДАТЕЛЬСКАЯ ГРУППА

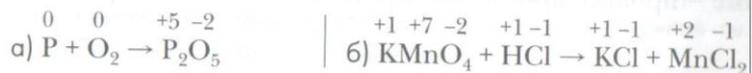


Возможности УМК «Химия» для подготовки к экзамену по теме «ОВР»

Метод электронного баланса основан на составлении схем окислительного и восстановительного процесса и определении общего числа электронов, перемещающихся от восстановителя к окислителю.

Пример 1. Рассмотрим метод электронного баланса на примере реакции взаимодействия перманганата калия с концентрированной серной кислотой.

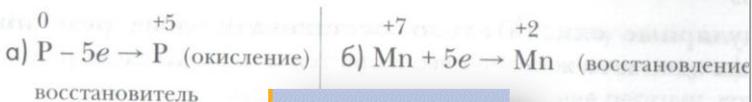
1) Запишем схемы реакций, вычислим степени окисления и определим элементы, у которых они меняются:



2) Составим схемы, отражающие процессы перехода электронов:



3) Определим, какой процесс является окислением, а какой — восстановлением, какой элемент является окислителем, а какой — восстановителем:



Метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций) основан на раздельном составлении ионных уравнений для процессов окисления и восстановления — полуреакций — с последующим их суммированием в общее ионное уравнение.

При составлении схем полуреакций рассматриваются реально существующие в растворах электролитов ионы и учитывается влияние среды на направление осуществления окислительно-восстановительного процесса.

При составлении схем полуреакций учитывают следующее:

- Если в левой части схемы полуреакции суммарное число атомов кислорода меньше, чем в правой, то недостаток атомов кислорода восполняется:
 - а) в кислой и нейтральной среде — молекулами воды, при этом высвобождаются ионы водорода:



- б) в щелочной среде — гидроксид-ионами, в результате образуется вода:



- Если в левой части схемы полуреакции суммарное число атомов кислорода больше, чем в правой, то их избыток связывается:

- а) в кислой среде — ионами водорода, в результате чего образуется вода:



- б) в щелочной и нейтральной средах — молекулами воды, в результате чего образуются гидроксид-ионы:

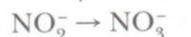


Пример 3. С помощью метода электронного баланса составьте уравнение реакции окисления нитрита натрия перманганатом калия в присутствии серной кислоты.

1. Запишем схему реакции:



2. Определим ионы, участвующие в окислительно-восстановительном процессе:

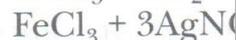
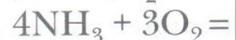
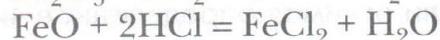
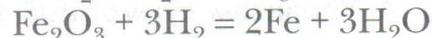
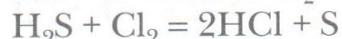
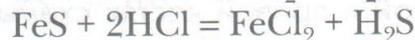
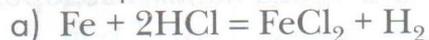


3. Составим основу схемы полуреакций окисления и восстановления, уравнивая число атомов каждого из элементов в левой и правой частях схемы:

Возможности УМК «Химия» для подготовки к экзамену по теме «ОВР»

Вопросы и задания

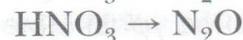
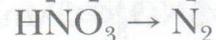
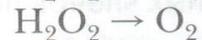
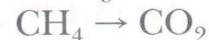
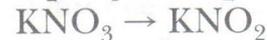
6–143. Из приведенного списка выберите уравнения окислительно-восстановительных реакций. Укажите элементы, атомы которых изменяют степени окисления в ходе реакций.



6–145. В данных переходах определите число электронов, приобретаемых или отдаваемых атомами элементов, назовите процесс (окисление или восстановление).

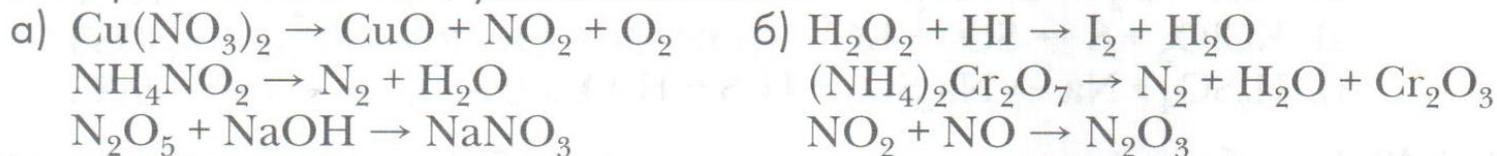


6–146. По данным схемам превращений веществ составьте схемы перехода электронов для элементов, у которых изменяются степени окисления атомов.

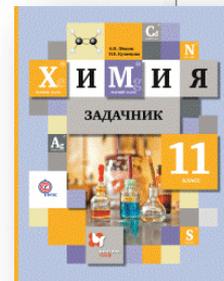
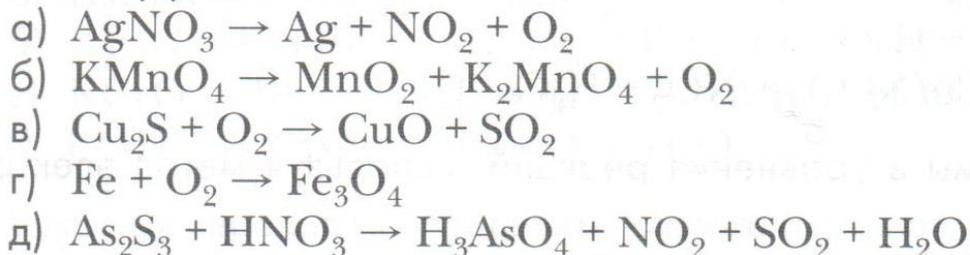


Возможности УМК «Химия» для подготовки к экзамену по теме «ОВР»

6–155. Из данного перечня выберите схемы окислительно-восстановительных реакций, преобразуйте данные схемы в уравнения реакций, используя метод электронного баланса, укажите тип ОВР:



6–156. Составьте схемы электронного баланса к данным схемам реакций. Расставьте коэффициенты:



6–158. Приведите примеры веществ, для которых характерна окислительно-восстановительная двойственность. Дайте пояснения к примерам.

6–159. Из приведенного перечня выберите формулы веществ, для которых характерна окислительно-восстановительная двойственность: SO_2 , SO_3 , H_2S , H_2SO_4 , S. Объясните, почему выбранные вами вещества обладают окислительно-восстановительной двойственностью, и составьте уравнения реакций, доказывающих наличие данного свойства.

Возможности УМК «Химия» для подготовки к экзамену по теме «ОВР»



6–161. Составьте уравнения следующих реакций, используя метод электронно-ионного баланса (среда кислая).

Вариант 2

- а) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
- б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
- в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl (конц.)} = \text{Cl}_2 \uparrow + \dots$
- г) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \dots$
- д) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} = \text{SnCl}_4 + \dots$
- е) $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \dots$
- ж) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$

6–162. Составьте уравнения следующих реакций, используя метод электронно-ионного баланса (среда нейтральная):

- а) $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
- б) $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
- в) $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
- г) $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$
- д) $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{KNO}_3 + \dots$
- е) $\text{KMnO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{KNO}_3 + \dots$
- ж) $\text{Ni(OH)}_2 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} = \dots$
- з) $\text{HClO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \dots$

6–163. Составьте уравнения следующих реакций, используя метод электронно-ионного баланса (среда щелочная):

- а) $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$
- б) $\text{KCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
- в) $\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$

Расширяем и углубляем знания об окислительно-восстановительных реакциях ...

6.7. Определение направления осуществления окислительно-восстановительных реакций

Окислительно-восстановительная реакция может самопроизвольно протекать в таком направлении, при котором электрохимическая система с более

высоким значением электродного потенциала, т. е. восстанавливает

В Приложениях 3 и 4 приводятся для различных электрохимических систем можно решить вопрос о самопроизвольно-восстановительных реакциях.

Важно учитывать, что значения стандартных электродных потенциалов и концентрации электролитов

Чем дальше находится та электрохимическая система в ряду, т. е. чем меньше ее окислительная способность, тем больше ее восстановительная способность.

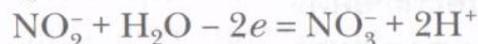
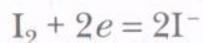
При протекании окислительно-восстановительной реакции исходных веществ падает потенциал окислителя падает потенциал восстановителя, т. е. потенциалы обоих процессов становятся равными наступает состояние химического равновесия.

Пример 1. Определите направление протекания реакции:
 $2\text{KBr} + \text{PbO}_2 + 4\text{HNO}_3 = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Запишем уравнение реакции:

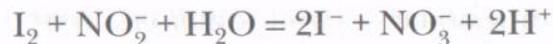
Пример 2. Установите направление осуществления реакции:



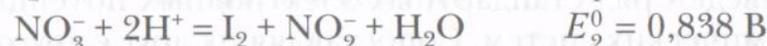
Схема электронно-ионного баланса:



Уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:



В Приложении 3 находим стандартные электродные потенциалы электрохимических систем, участвующих в реакции:



Окислителем всегда служит электрохимическая система с более высоким значением электродного потенциала. Поскольку здесь значение E_2^0 выше, чем E_1^0 , то при концентрациях 1 моль/л взаимодействующих веществ иодид-ион будет служить восстановителем и окисляться нитритом калия: реакция будет самопроизвольно протекать в сторону образования иода.

Вопросы и задания

6–189. Можно ли в водном растворе при стандартных условиях восстановить соль железа (III) до соли железа (II): а) бромидом калия; б) иодидом калия? Ответ обоснуйте.



Расширяем и углубляем знания об окислительно-восстановительных реакциях ...

6–192. Значение электродного потенциала зависит от температуры и от концентрации электролитов. Чтобы найти значение электродного потенциала того или иного процесса в условиях, отличных от стандартных, используют уравнение Нернста:

$$E = E^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$$

В этом уравнении:

E — равновесный потенциал окислительно-восстановительного электрода, В;

E° — стандартный потенциал этого электрода, В;

R — универсальная газовая постоянная, 8,314 Дж/(моль · К);

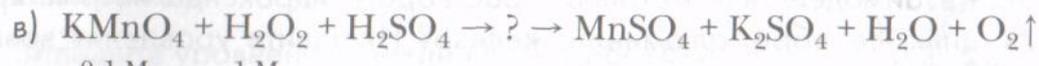
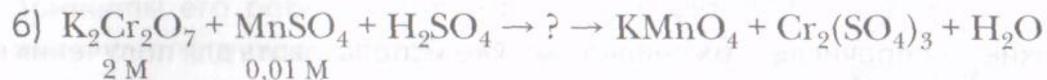
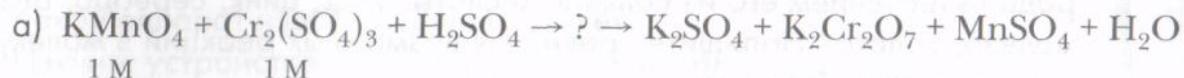
T — температура, К;

n — число электронов в уравнении электродной реакции;

F — число Фарадея, равное 96 485 Кл/моль;

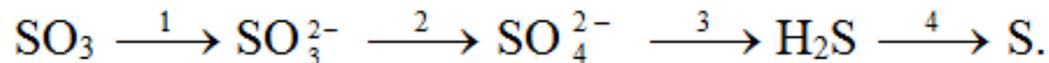
$[\text{Ox}]$, $[\text{Red}]$ — концентрация окисленной и восстановительной форм в электродной реакции.

Используя Приложение 4 и уравнение Нернста, определите, возможны ли следующие окислительно-восстановительные процессы, схемы которых приведены ниже при тех концентрациях растворов электролитов, которые указаны под формулами ($t = 25^{\circ}\text{C}$):



Задания по теме «ОВР» в формате ЕГЭ

Дана схема превращений:



Определите, на каких стадиях сера проявляет восстановительные свойства.

Ответ:

--	--

Установите соответствие между уравнением реакции и веществом-окислителем, участвующим в данной реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

- А) $\text{C} + 2\text{S} = \text{CS}_2$
- Б) $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{S} = 3\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- В) $\text{C} + \text{Si} = \text{SiC}$
- Г) $9\text{C} + 2\text{Al}_2\text{O}_3 = \text{Al}_4\text{C}_3 + 6\text{CO}$

ОКИСЛИТЕЛЬ

- 1) Si
- 2) C
- 3) S
- 4) Al_2O_3
- 5) H_2SO_4

Ответ:

А	Б	В	Г



Задания по теме «ОВР» в формате ЕГЭ

Установите соответствие между уравнением реакции и свойством элемента азота, которое он проявляет в этой реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

СВОЙСТВО АЗОТА

- | | |
|--|--|
| А) $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$ | 1) окислитель |
| Б) $2\text{NO}_2 + \text{O}_3 = \text{N}_2\text{O}_5 + \text{O}_2$ | 2) восстановитель |
| В) $10\text{NO}_2 + 8\text{P} = 5\text{N}_2 + 4\text{P}_2\text{O}_5$ | 3) и окислитель, и восстановитель |
| Г) $\text{HNO}_2 + \text{KOH} = \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | 4) не проявляет окислительно-восстановительных свойств |

Ответ:

А	Б	В	Г

Установите соответствие между схемой реакции и изменением степени окисления окислителя в ней.

СХЕМА РЕАКЦИИ

ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ
ОКИСЛЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЯ

- | | |
|--|--|
| А) $\text{FeO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$ | 1) $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^0$ |
| Б) $\text{H}_2 + \text{Na} \rightarrow \text{NaH}$ | 2) $\text{S}^{-2} \rightarrow \text{S}^{+6}$ |
| В) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ | 3) $\text{O}^- \rightarrow \text{O}^{-2}$ |
| Г) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{PbS} \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ | 4) $\text{O}^- \rightarrow \text{O}^0$ |
| | 5) $\text{H}^0 \rightarrow \text{H}^-$ |
| | 6) $\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^-$ |

Ответ:

А	Б	В	Г



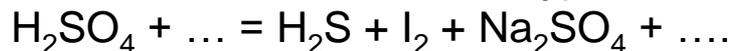
Задания по теме «ОВР» в формате ЕГЭ

Используя метод электронного баланса, составьте уравнение химической реакции:



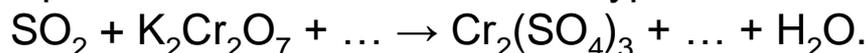
Укажите окислитель и восстановитель.

Используя метод электронного баланса, составьте уравнение химической реакции:



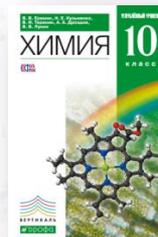
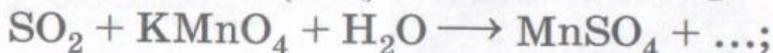
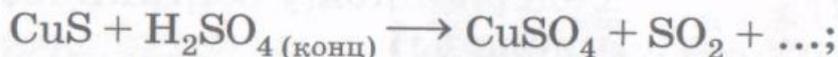
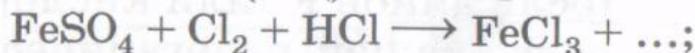
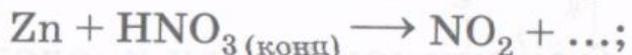
Укажите окислитель и восстановитель.

Используя метод электронного баланса, составьте уравнение химической реакции:



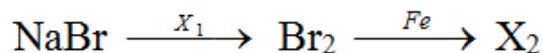
Укажите окислитель и восстановитель.

8. Допишите продукты реакций и расставьте коэффициенты методом электронно-ионного баланса:



Применяем знания о закономерностях протекания окислительно-восстановительных реакций при выполнении различных заданий!

В схеме превращений



веществами X_1 и X_2 соответственно являются

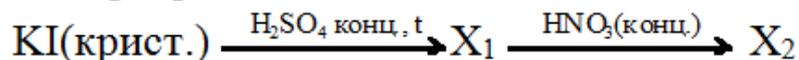
- | | |
|-----------------------------------|--------------------|
| 1) H_2SO_4 (разб) | 4) FeBr_2 |
| 2) I_2 | 5) FeBr_3 |
| 3) Cl_2 | |

Ответ:

X_1	X_2



В схеме превращений



веществами X_1 и X_2 соответственно являются

- | | |
|---------------------------|-------------------|
| 1) HI | 4) HIО |
| 2) I_2 | 5) HIО_3 |
| 3) I_2O_7 | |

Ответ:

X_1

Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых оно может взаимодействовать.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

- А) Al
- Б) CO_2
- В) HCl
- Г) FeCl_3

РЕАГЕНТЫ

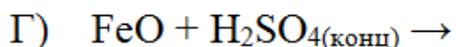
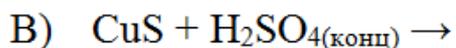
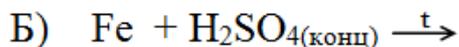
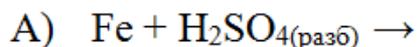
- 1) $\text{Na}_2\text{CO}_3, \text{Cu}, \text{KNO}_3$
- 2) $\text{C}, \text{CaO}, \text{Mg}$
- 3) $\text{Fe}, \text{NaOH}, \text{Na}_2\text{S}$
- 4) $\text{S}, \text{HNO}_3, \text{KOH}$
- 5) $\text{Na}_3\text{PO}_4, \text{Ag}, \text{H}_2\text{SO}_4$



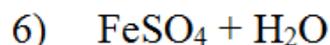
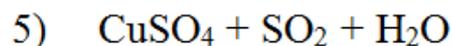
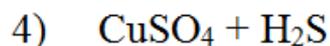
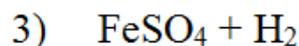
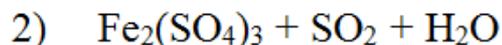
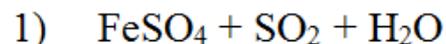
Применяем знания о закономерностях протекания окислительно-восстановительных реакций при выполнении различных заданий!

Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА



ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ



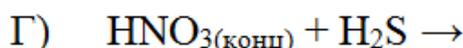
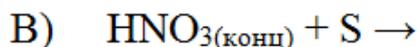
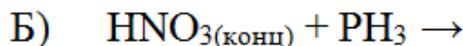
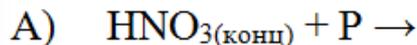
Ответ:

А	Б	В	Г

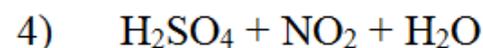
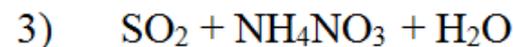
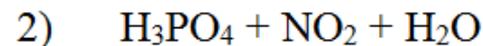
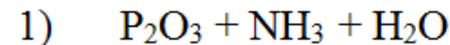


Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами, преимущественно образующимися при их взаимодействии.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА



ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

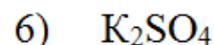
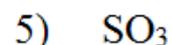
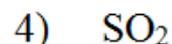
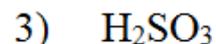
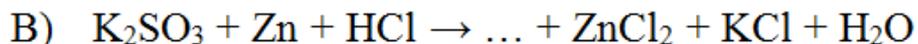
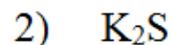
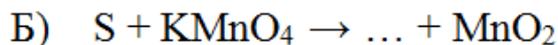
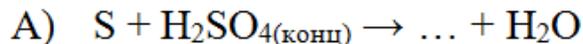


Применяем знания о закономерностях протекания окислительно-восстановительных реакций при выполнении различных заданий!

Установите соответствие между схемой реакции и формулой недостающего в ней вещества.

СХЕМА РЕАКЦИИ

**ФОРМУЛА
НЕДОСТАЮЩЕГО
ВЕЩЕСТВА**



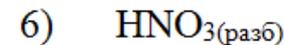
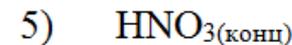
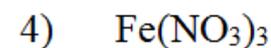
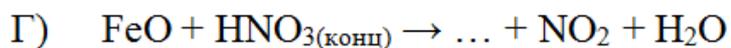
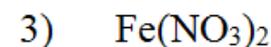
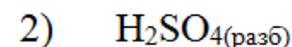
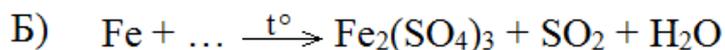
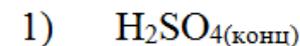
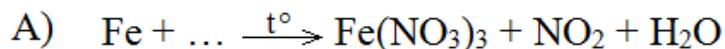
Ответ:

А	Б

Установите соответствие между схемой реакции и формулой недостающего в ней вещества.

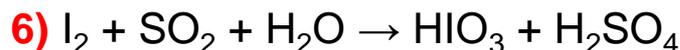
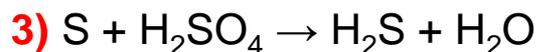
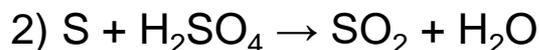
СХЕМА РЕАКЦИИ

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА



Применяем знания о закономерностях протекания окислительно-восстановительных реакций при выполнении различных заданий!

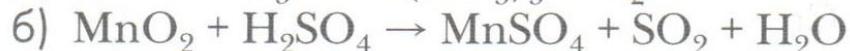
Исходя из теории окислительно-восстановительных процессов, укажите схемы невозможных реакций.



Ответ обоснуйте. Преобразуйте схемы возможных процессов в уравнения реакций. Укажите окислитель и восстановитель.



6–157. В кабинете химии была найдена шпаргалка нерадивого ученика. На ней были написаны схемы реакций. Исправьте ошибки в этих схемах и объясните, почему невозможны процессы, представленные этими схемами:



Применяем знания о закономерностях протекания окислительно-восстановительных реакций при выполнении различных заданий!

С1. На графике (рис. 8) представлена зависимость состава продуктов взаимодействия азотной кислоты с железом от концентрации кислоты.

ОБЪЕДИНЕННАЯ
ИЗДАТЕЛЬСКАЯ ГРУППА

дрофд

вентана
граф

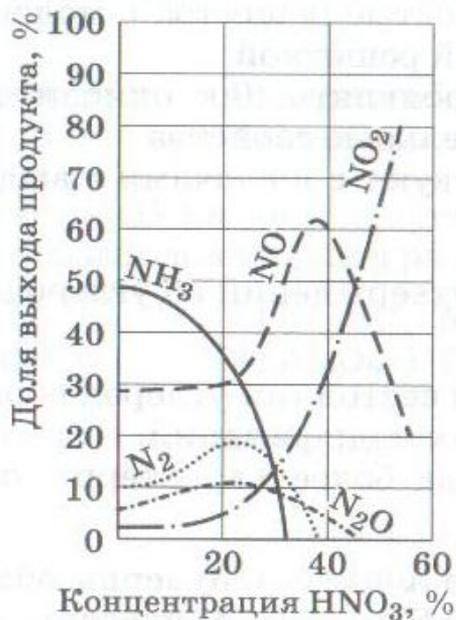


Рис. 8



Составьте уравнения реакций в соответствии со схемой изменения степеней окисления атомов углерода:
 $C^0 \rightarrow C^{-4} \rightarrow C^{-4} \rightarrow C^{+4} \rightarrow C^{+2} \rightarrow C^{-2}$.

Составьте уравнения реакций в соответствии со схемой изменения степеней окисления атомов серы:
 $S^{-2} \rightarrow S^0 \rightarrow S^{-2} \rightarrow S^{+6} \rightarrow S^{+4} \rightarrow S^{+4}$.

Используя график, определите, какие продукты образуются при взаимодействии 50%-й азотной кислоты с железом. Образование какого продукта является преимущественным? Составьте уравнения реакций взаимодействия 50%-й азотной кислоты с железом.

Медную пластинку поместили в 12,1%-й раствор нитрата железа (III) массой 200 г. Через некоторое время массовая доля нитрата железа (III) стала равна массовой доле образовавшейся в результате реакции соли меди. Определите массу меди, вступившей в реакцию.

Применяем знания о закономерностях протекания окислительно-восстановительных реакций при выполнении различных заданий!

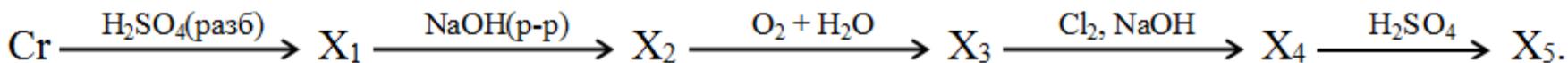
Раствор, полученный в результате взаимодействия фосфора с концентрированной азотной кислотой, полностью нейтрализовали гидроксидом кальция. Выпавший осадок отделили от раствора и смешали с оксидом кремния (IV) и углем. Смесь прокалили в электрической печи без доступа воздуха. Полученное в результате реакции простое вещество обработали водным раствором гидроксида бария при нагревании.

Запишите уравнения описанных реакций.

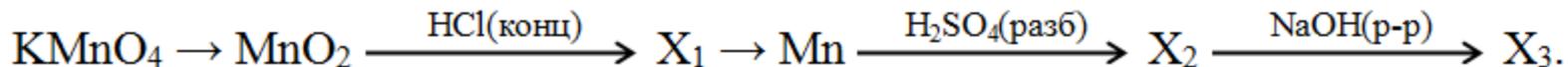
Даны вещества: углерод, оксид азота(IV), оксид серы (IV), водный раствор гидроксида калия.

Напишите уравнения четырёх возможных реакций между этими веществами, не повторяя пары реагентов.

Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения с участием хрома и его соединений:



Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения с участием соединений марганца:



ОБЪЕДИНЕННАЯ
ИЗДАТЕЛЬСКАЯ ГРУППА



Спасибо за внимание!

Лидия Ивановна Асанова
asanovali@yandex.ru

910-391-46-47