

МЕЖГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ  
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«БЕЛОРУССКО-РОССИЙСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Технологии металлов»

# ХИМИЯ

*Методические рекомендации к практическим занятиям  
для студентов всех специальностей  
и направлений подготовки  
очной и заочной форм обучения*

## ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ



Могилев 2023

УДК 54  
ББК 24.1  
Х46

Рекомендовано к изданию  
учебно-методическим отделом  
Белорусско-Российского университета

Одобрено кафедрой «Технологии металлов» «26» января 2023 г.,  
протокол № 8

Составитель канд. биол. наук, доц. И. А. Лисовая

Рецензент канд. техн. наук О. В. Благодарная

В методических рекомендациях рассмотрены основные вопросы раздела  
«Окислительно-восстановительные реакции». Представлены примеры решения  
типовых задач. Приведены условия заданий для самостоятельной работы.

Учебное издание

## ХИМИЯ

Ответственный за выпуск	Д. И. Якубович
Корректор	И. В. Голубцова
Компьютерная верстка	Н. П. Полевничая

Подписано в печать . Формат 60×84/16. Бумага офсетная. Гарнитура Таймс.  
Печать трафаретная. Усл. печ. л. . Уч.-изд. л. . Тираж 26 экз. Заказ №

Издатель и полиграфическое исполнение:  
Межгосударственное образовательное учреждение высшего образования  
«Белорусско-Российский университет».

Свидетельство о государственной регистрации издателя,  
изготовителя, распространителя печатных изданий  
№ 1/156 от 07.03.2019.

Пр-т Мира, 43, 212022, г. Могилев.

© Белорусско-Российский  
университет, 2023

## Содержание

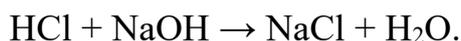
Введение.....	4
1 Степень окисления.....	5
2 Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций....	7
3 Важнейшие окислители и восстановители.....	10
4 Окислительно-восстановительная двойственность.....	11
5 Контрольные вопросы и задачи.....	11
Список литературы.....	15

## Введение

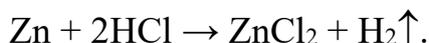
Среди разнообразных процессов и явлений, протекающих в окружающем нас мире, важное место занимают окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Например, такие жизненно важные процессы, как дыхание и фотосинтез, включают стадии окисления и восстановления. Процессы сжигания обеспечивают основную часть энергопотребления человечества и работу транспорта. Химическая энергетика, металлургия, разнообразные процессы химической промышленности, включая электролиз, – вот неполный перечень тех областей, где ОВР играют ключевую роль. Без изучения ОВР невозможно понять современную неорганическую химию.

Все химические реакции можно разбить на две группы. В реакциях первой группы степень окисления всех элементов, входящих в состав реагирующих веществ, остается неизменной, а в реакциях второй группы степень окисления одного или нескольких элементов изменяется.

В качестве примера реакций первой группы можно привести реакцию нейтрализации:



Примером реакции второй группы может служить взаимодействие металла с кислотой:



Если при реакции нейтрализации ни один элемент не изменяет своей степени окисления, то во втором примере степень окисления цинка изменяется от 0 до +2, а водорода – от +1 до 0.

Реакции, в результате которых изменяются степени окисления элементов, называются **окислительно-восстановительными**.

## 1 Степень окисления

**Степень окисления (СО)** – формальный заряд, который можно приписать атому, входящему в состав какой-либо частицы (молекулы, иона), исходя из предположения о чисто ионном характере связи в данной частице (частица состоит из ионизированных атомов). Следует помнить, что величина СО выражается не в кулонах, а в количестве отданных (принятых) электронов.

При записи степени окисления у символа элемента справа вверху указывают сначала знак, а затем цифру, в то время как для реально существующих ионов и эффективных зарядов атомов указывают сначала цифру, а потом знак. Например, запись  $\text{Ca}^{+2}$  формально означает кальций в степени окисления +2, а запись  $\text{Ca}^{2+}$  отвечает реально существующему иону кальция с зарядом 2+.

### 1.1 Правила расчета степени окисления

#### Правило 1

**В соединениях с ионной связью степени окисления элементов равны зарядам ионов.** Например:

$\text{Na}^{+1}\text{Cl}^{-1}$  Степень окисления натрия = +1  
Степень окисления хлора = -1

$\text{Ca}^{+2}\text{F}_2^{-1}$  Степень окисления кальция = +2  
Степень окисления фтора = -1

#### Правило 2

**В соединениях с ковалентной неполярной связью – в молекулах простых веществ – степени окисления элементов равны нулю.**

Например:  $\text{H}_2^0$ ,  $\text{Cl}_2^0$ ,  $\text{F}_2^0$ ,  $\text{Si}^0$ ,  $\text{C}^0$ ,  $\text{S}^0$ ,  $\text{Al}^0$ ,  $\text{Zn}^0$ ,  $\text{Cr}^0$ , ... .

#### Правило 3

**В соединениях с ковалентной полярной связью степень окисления элемента – это условный заряд его атома в молекуле, если считать, что молекула состоит из ионов, т. е. рассматривать ковалентные полярные связи как ионные.** При этом считают, что общие электронные пары полностью переходят к атомам элементов с большей электроотрицательностью (ЭО).

Например, в молекуле хлороводорода  $\text{HCl}$  связь  $\text{H} : \text{Cl}$  ковалентная полярная. Если общая электронная пара полностью перейдет к атому хлора ( $\text{ЭО}_{\text{Cl}} > \text{ЭО}_{\text{H}}$ ), то связь станет ионной. На атоме  $\text{H}$  появится заряд +1, на атоме хлора будет заряд -1. Следовательно, степени окисления атомов в молекуле равны:  $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{-1}$ .

Для установления степени окисления элементов в соединениях можно пользоваться значениями электроотрицательности элементов, которые, как правило, приведены в таблице Менделеева.

При образовании химической связи электроны смещаются к атому более электроотрицательного элемента. Так, относительная электроотрицательность фосфора равна 2,2, а йода – 2,6. Поэтому в соединении  $PI_3$  общие электроны смещены к атомам йода, и степени окисления фосфора и йода равны соответственно +3 и –1. Однако в нитриде йода  $I_3N$  степени окисления азота и йода равны –3 и +1, поскольку электроотрицательность азота (3,0) выше электроотрицательности йода (2,6).

#### **Правило 4**

Любая молекула является электронейтральной. Поэтому **алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле всегда равна нулю, в ионе – заряду иона.**

Некоторые элементы во всех сложных веществах имеют постоянную степень окисления.

#### **1 Элементы с постоянной степенью окисления**

Элемент	Степень окисления
Щелочные металлы: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	+1
Элементы II группы (кроме Hg): Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn, Cd	+2
Алюминий Al	+3
Фтор F	–1

**2 Водород и кислород в большинстве сложных веществ имеют постоянные степени окисления, но есть исключения.**

Элемент	Степень окисления в большинстве соединений	<i>Исключения</i>
<b>H</b>	<b>+1</b>	Гидриды активных металлов: $NaN^{-1}$ , $KH^{-1}$ , $CaH^{-1}$
<b>O</b>	<b>–2</b>	Пероксиды водорода и металлов: $H_2O_2^{-1}$ , $Na_2O_2^{-1}$ Фторид кислорода: $O^{+2}F_2$

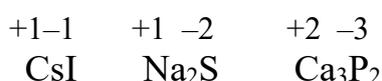
**3 Все другие элементы в различных соединениях имеют разные степени окисления, т. е. являются элементами с переменной степенью окисле-**

**ния.** Для элементов с непостоянной степенью окисления ее значение всегда трудно подсчитать, зная формулу соединения и учитывая, что сумма степеней окисления всех атомов в молекуле *равна нулю*. Если расчет ведется для элемента, входящего в состав молекулярного иона, то сумма степеней окисления всех атомов в этом ионе равна заряду иона.

Необходимо знать, что:

1) металлы во всех сложных соединениях имеют только положительные степени окисления;

2) неметаллы могут иметь и положительные, и отрицательные степени окисления. В соединениях с металлами и водородом степени окисления неметаллов всегда отрицательные. В бинарных ионных соединениях атомы неметалла, как правило, проявляют минимальные СО. Например:



3) высшая (максимальная) степень (ВСО) окисления элемента, как правило, равна номеру группы, в которой находится элемент в периодической системе;

4) низшая (минимальная) степень окисления (НСО) металлов равна нулю.

Низшая степень окисления неметаллов обычно равна номеру группы, в которой находится элемент, минус 8;

5) значения степеней окисления элемента между высшей и низшей степенями окисления называются промежуточными.

Знание степеней окисления элементов позволяет делать выводы о химических свойствах веществ, в состав которых входят эти элементы.

## 2 Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

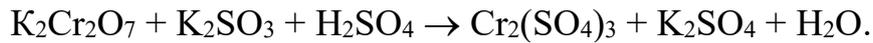
Существует два метода уравнивания ОВР: метод электронного баланса и метод полуреакций. Рассмотрим лишь первый из них.

### 2.1 Метод электронного баланса

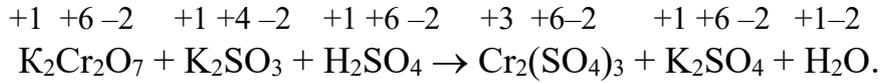
Метод электронного баланса уравнивания окислительно-восстановительных реакций заключается в выполнении следующего правила: *число электронов, отданных всеми частицами восстановителей, всегда равно числу электронов, присоединенных всеми частицами окислителей в данной реакции.*

Уравнивание окислительно-восстановительных реакций этим методом требует знания формул исходных веществ и продуктов реакции, умения рассчитывать степени окисления элементов в молекулах и ионах и строгого соблюдения очередности действий. Проиллюстрируем это на конкретном примере окисления сульфита калия дихроматом калия в кислой среде.

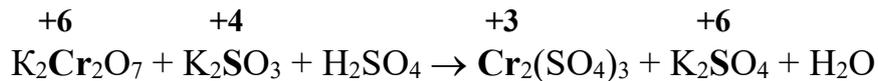
1 Записываем уравнение реакции:



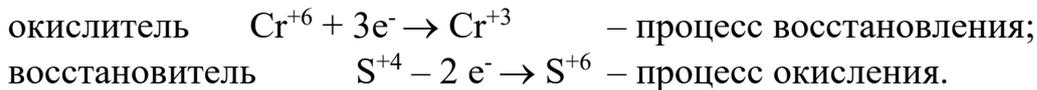
2 Определяем СО всех элементов:



3 Находим элементы, изменившие СО в процессе реакции:



и условно записываем процессы окисления и восстановления элементов в их соединениях:



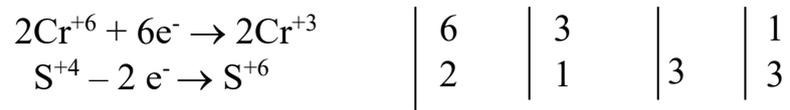
4 Затем составляется электронный баланс.

Для этого подсчитывают число электронов, которое нужно присоединить всеми атомами окислителя, входящими в состав молекулы-окислителя, и прибавляют их число в левой части схемы процесса восстановления.

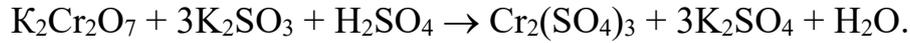
В данном примере хром из степени окисления +6 переходит в степень окисления +3, поэтому нужно прибавить три электрона (3e). Однако в молекуле окислителя  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  содержится два атома хрома. Тогда в соответствующей схеме указываются эти два атома хрома слева и справа и увеличивается в 2 раза число присоединяемых электронов. Аналогично поступают и с восстановителем, только теперь в левой части схемы отнимают электроны. В результате имеем



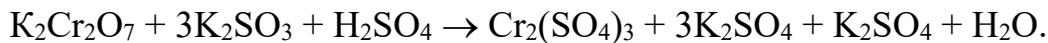
Электронный баланс достигается тогда, когда числа электронов в каждой из этих схем, взятых целое число раз, равны друг другу. Для этого находим наименьшее общее кратное для числа отданных и принятых электронов – это 6. Видно, что молекула окислителя присоединяет в 3 раза больше электронов, чем молекула восстановителя их отдает. Поэтому, чтобы соблюдался электронный баланс, второй процесс – окисление восстановителя – должен осуществляться в 3 раза чаще, чем первый. Это отражается коэффициентами справа от записанных схем:



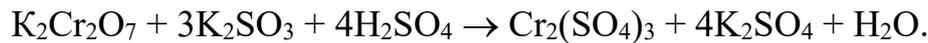
5 Полученные коэффициенты ставим перед окислителем и восстановителем в левой части уравнения и перед продуктами их восстановления и окисления – в правой части уравнения (коэффициент 1 не пишется):



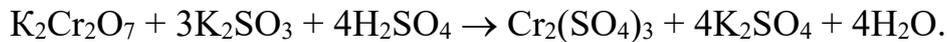
6 Далее сначала уравниваем ионы металла, не изменяющие своей степени окисления, а участвующие лишь в связывании анионов среды. В данном примере такими ионами являются ионы  $\text{K}^+$ , входившие в состав дихромата калия:



7 Определяем коэффициент перед средой. Средой является серная кислота, которая поставляет сульфатные группы  $\text{SO}_4^{2-}$  для связывания катионов в виде солей:



8 Уравниваем число атомов водорода за счет подбора коэффициента в правой части уравнения перед водой (коэффициент равен 4):

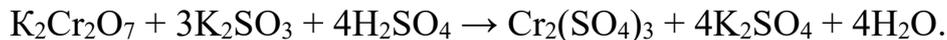


9 Проверяем правильность подбора коэффициентов подсчетом числа атомов кислорода слева и справа в уравнении реакции:

$$7 + 9 + 16 = 12 + 16 + 4$$

$$32 = 32.$$

Равенство имеется, значит, коэффициенты расставлены верно:



### 3 Важнейшие окислители и восстановители

Металлы проявляют в своих соединениях обычно положительную степень окисления, и низшая их степень окисления равна нулю. Иначе говоря, низшей степенью окисления они обладают только в свободном состоянии. Действительно, все свободные металлы способны, хотя и в различной степени, проявлять восстановительные свойства. На практике в качестве восстановителей

применяют алюминий, магний, натрий, калий, цинк и некоторые другие металлы. Если металлу присущи несколько степеней окисления, то те его соединения, в которых он проявляет низшую из них, также обычно являются восстановителями, например, соединения железа (II), олова (II), хрома (II), меди (I).

Окислителями могут быть те соединения металлов, в которых степень окисления металла велика – равна номеру группы, в которой находится металл, или близка к нему. На практике применяют, в частности, аммиачный раствор оксида серебра, аммиачный раствор сульфата меди (II), хлорид ртути (II), диоксид свинца  $PbO_2$ , хлорид железа (III), хромат и дихромат калия ( $K_2CrO_4$  и  $K_2Cr_2O_7$ ), перманганат калия  $KMnO_4$ , диоксид марганца  $MnO_2$ .

Неметаллы проявляют как положительную, так и отрицательную степень окисления. Естественно, что соединения, содержащие неметаллы в высших положительных степенях окисления, могут быть окислителями, а соединения, в которых неметалл проявляет отрицательную степень окисления, – восстановителями.

К широко применяемым в промышленности восстановителям относятся водород, углерод (в виде угля или кокса) и монооксид углерода  $CO$ .

К сильным окислителям принадлежат неметаллы верхней части VI и VII групп периодической системы. Сильные окислительные свойства этих веществ объясняются большой электроотрицательностью их атомов. Сильнее всего окислительные свойства выражены у фтора, но в практике чаще пользуются в качестве окислителей кислородом, хлором и бромом.

К соединениям, применяемым в качестве окислителей, относятся также кислоты. Наибольшее практическое значение имеют соляная, серная и азотная кислоты. При этом элементом-окислителем в соляной кислоте является водород, в азотной – азот, в разбавленной серной – водород, в концентрированной – сера. Поэтому уравнение процесса восстановления соляной и разбавленной серной кислот имеет вид:



Азотная кислота, в зависимости от ее концентрации, температуры и природы восстановителя, может восстанавливаться до различных степеней окисления азота. Одним из обычных продуктов ее восстановления является оксид азота  $NO$ :



При восстановлении концентрированной серной кислоты также могут образовываться различные продукты. Одним из них может быть диоксид серы:



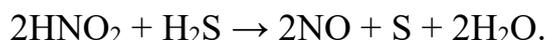
Из других соединений неметаллов, применяемых в качестве окислителей, можно указать на пероксид водорода, соли кислот, в которых кислотообразую-

щий элемент проявляет высокую степень окисления, – хлораты  $\text{KClO}_3$ , перхлораты  $\text{KClO}_4$ .

#### 4 Окислительно-восстановительная двойственность

Соединения высшей степени окисления, присущей данному элементу, могут в окислительно-восстановительных реакциях выступать только в качестве окислителей, степень окисления элемента может в этом случае только понижаться. Соединения низшей степени окисления могут быть, наоборот, только восстановителями; здесь степень окисления элемента может только повышаться. Если же элемент находится в промежуточной степени окисления, то его атомы могут, в зависимости от условий, как принимать, так и отдавать электроны. В первом случае степень окисления элемента будет понижаться, во втором – повышаться. Поэтому соединения, содержащие элементы в промежуточных степенях окисления, обладают окислительно-восстановительной двойственностью – способностью вступать в реакции как с окислителями, так и с восстановителями.

Так, азот образует соединения, в которых степень его окисления изменяется от  $-3$  (аммиак и соли аммония) до  $+5$  (азотная кислота и ее соли). Азот, входящий в состав аммиака, может выступать только в качестве восстановителя, азот азотной кислоты – только в качестве окислителя. Азотистая же кислота  $\text{HNO}_2$  и ее соли, где степень окисления азота равна  $+3$ , вступают в реакции как с сильными окислителями, так и с сильными восстановителями. В первом случае  $\text{HNO}_2$  окисляется до азотной кислоты, во втором – восстанавливается обычно до оксида азота  $\text{NO}$ . В качестве примеров окислительно-восстановительной двойственности азотистой кислоты можно привести реакции



Кроме азотистой кислоты, окислительно-восстановительной двойственностью обладают сера, йод, пероксид водорода и ряд других веществ.

#### 5 Контрольные вопросы и задачи

##### *Вопросы для контроля*

- 1 Чему равны степени окисления элементов в соединениях с ионной связью?
- 2 Чему равны степени окисления элементов в соединениях с неполярной ковалентной связью (в молекулах простых веществ)?
- 3 Что такое степень окисления элемента в соединениях с полярной ковалентной связью?

4 Чему равна алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле? Почему?

5 Какие элементы имеют постоянную степень окисления во всех сложных веществах?

6 Какие степени окисления имеют водород и кислород в большинстве сложных веществ? Какие вы знаете исключения?

7 Какие степени окисления (положительные или отрицательные) имеют атомы металлов и неметаллов в сложных веществах?

8 Чему равны высшие и низшие степени окисления элементов?

9 Какие степени окисления называются промежуточными?

### **Упражнения для самостоятельной работы**

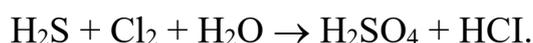
1 Определите степени окисления и валентности:

- фосфора в  $\text{PH}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Mg}_3\text{P}_2$ ;
- брома в  $\text{NaBr}$ ,  $\text{HBrO}$ ,  $\text{KBrO}_3$ ,  $\text{Br}_2\text{O}_5$ ;
- хрома в  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ;
- марганца в  $\text{MnO}$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{MnCl}_2$ ,  $\text{H}_2\text{MnO}_4$ ;
- серы в  $\text{CaS}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{BaSO}_4$ ;
- кремния в  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{SiCl}_4$ ;
- хлора в  $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ;
- железа в  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{S}_3$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{FeO}_4$ ;
- азота в  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{Ca}_3\text{N}_2$ .

Модель выполнения упражнения для самостоятельной работы № 1

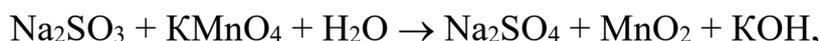
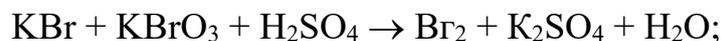
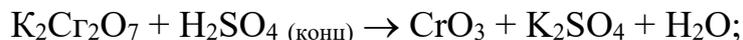
Соединения	Степень окисления азота	Графические формулы	Валентность азота
$\text{HNO}_2$	+3	$\text{H}-\text{O}-\text{NO}$	III
$\text{NH}_3$	-3	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \end{array}$	III
$\text{N}_2$	0	$\text{N}\equiv\text{N}$	III
$\text{Ca}_3\text{N}_2$	-3	$\text{Ca}=\text{N}-\text{Ca}-\text{N}=\text{Ca}$	III

2 Реакции протекают по схемам



Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Укажите для каждой реакции окислитель и восстановитель; какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

3 Какие из реакций, протекающих по схемам



являются окислительно-восстановительными? Расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Укажите для каждой реакции окислитель и восстановитель.

4 По степени окисления фосфора в соединениях  $\text{PH}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$  определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме

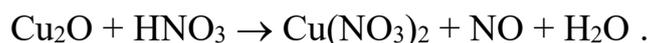


5 Реакции протекают по схемам



Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Укажите для каждой реакции окислитель и восстановитель; какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

6 Укажите, какой процесс – окисление или восстановление – происходит при следующих превращениях:  $\text{Mn}^{6+} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ ;  $\text{Cl}^{5+} \rightarrow \text{Cl}^-$ ;  $\text{N}^{3-} \rightarrow \text{N}^{5+}$ . Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, протекающей по схеме

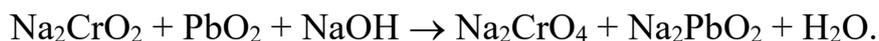


7 Реакции протекают по схемам



Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Укажите для каждой реакции окислитель и восстановитель; какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

8 Исходя из степени окисления хрома, иода и серы в соединениях  $K_2Cr_2O_7$ ,  $KI$ ,  $H_2SO_3$ , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, протекающей по схеме



9 Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, протекающих по схемам

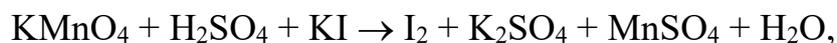
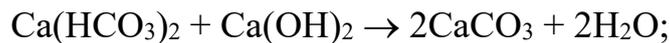


Укажите для каждой реакции окислитель и восстановитель, какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

10 Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, протекающих по схемам. Укажите для каждой реакции окислитель и восстановитель:

- 1)  $KClO_3 + Na_2SO_3 \rightarrow KCl + Na_2SO_4$ ;
- 2)  $KMnO_4 + HBr \rightarrow Br_2 + KBr + MnBr_2 + H_2O$ ;
- 3)  $P + HClO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + HCl$ ;
- 4)  $H_3AsO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3AsO_4 + K_2SO_4 + H_2O$ ;
- 5)  $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$ ;
- 6)  $FeS + HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_2 + S + NO + H_2O$ ;
- 7)  $HNO_3 + Zn \rightarrow N_2O + Zn(NO_3)_2 + H_2O$ ;
- 8)  $FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$ ;
- 9)  $K_2Cr_2O_7 + HBr \rightarrow Br_2 + CrBr_3 + KBr + H_2O$ ;
- 10)  $Au + HNO_3 + HCl \rightarrow AuCl_3 + NO + H_2O$ ;
- 11)  $KMnO_4 + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + KNO_3 + K_2SO_4 + H_2O$ ;
- 12)  $HBr + CrO_3 \rightarrow Br_2 + CrBr_3 + H_2O$ ;
- 13)  $Cd + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow CdSO_4 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$ ;
- 14)  $I_2 + NaOH \rightarrow NaIO + NaI + H_2O$ ;
- 15)  $MnSO_4 + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + Pb(NO_3)_2 + PbSO_4 + H_2O$ ;
- 16)  $H_2SO_3 + HClO_3 \rightarrow H_2SO_4 + HCl$ ;
- 17)  $FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + Na_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$ ;
- 18)  $I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HIO_3 + HCl$ ;
- 19)  $FeCO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + CO_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$ .

11 Какие из реакций, протекающих по схемам



являются окислительно-восстановительными?

Расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Укажите для каждой реакции окислитель и восстановитель.

### Список литературы

1 **Росин, И. В.** Химия : учебник и задачник для приклад. бакалавриата / И. В. Росин, Л. Д. Томина, С. Н. Соловьев. – Москва : Юрайт, 2019. – 420 с.

2 Общая химия. Теория и задачи : учебное пособие / Под ред. Н. В. Корovina, Н. В. Кулешова. – 5-е изд., стер. – Санкт-Петербург; Москва; Краснодар: Лань, 2021. – 492 с.

3 Химия: учебник для академ. бакалавриата / Ю. А. Лебедев [и др.]; под общ. ред. Г. Н. Фадеева. – 2-е изд., перераб. и доп. – Москва: Юрайт, 2019. – 431 с.