Оглавление

От авторов 4

Раздел 1. Окислительно-восстановительные реакции и реакции ионного обмена 7

Раздел 2. Реакции, подтверждающие взаимосвязь различных классов неорганических веществ 83

Раздел 3. Реакции, подтверждающие взаимосвязь органических соединений 133

Раздел 4. Расчётные задачи высокого уровня сложности: расчёты массы, объёма, количества вещества 157

Раздел 5. Нахождение молекулярной формулы органических веществ 190

Ответы 231

Задания раздела 1 231

Задания раздела 2 306

Задания раздела 3 396

Задания раздела 4 461

Задания раздела 5 579

Приложение. Взаимосвязь неорганических веществ 632

Примеры выполнения заданий 634

Использованная литература 639

Раздел 1
Окислительно-восстановительные реакции и реакции ионного обмена

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) — реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, входящих в реагенты и продукты.

Степень окисления — условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что все связи в соединении ионные (то есть электронные пары полностью смещены в сторону атомов с большей электроотрицательностью), а соединение — электронейтральное. Степень окисления может быть положительной, отрицательной, нулевой и даже дробной.

Окисление — процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. При окислении степень окисления увеличивается. Атом, молекула или ион, которые отдают электроны, называются восстановителями.

$H_2^0 - 2\bar{e} = 2H^{+1}$
$Zn^0 - 2\bar{e} = Zn^{+2}$

Восстановление — процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. Степень окисления при восстановлении уменьшается, а атом, молекула или ион, которые принимают электроны, называются окислителями.

$Br_2^0 + 2\bar{e} = 2Br^{-1}$
$Zn^{+2} + 2\bar{e} = Zn^0$

Окисление и восстановление — взаимосвязанные процессы.

Число электронов, отданных восстановителем в ОВР, всегда равно числу электронов, принятых окислителем.

Метод электронного баланса

Пример 1. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

$$Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$$

Определите окислитель и восстановитель.

Решение

1. Записываем схему реакции, например:

$$Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$$

2. Определяем степени окисления элементов и находим элементы, которые изменяют степени окисления:

$$\underline{Al}^0 + \underline{\underline{H}}^{+1}Cl^{-1} \rightarrow \underline{Al}^{+3}Cl_3^{-1} + \underline{\underline{H}}_2^0$$

Правила определения степени окисления:

— в простом веществе элемент имеет нулевую степень окисления (Al^0, S^0, O_2^0);

— водород в соединениях (исключение — гидриды металлов NaH^{-1}, CaH_2^{-1} и др.) имеет степень окисления +1;

— кислород в соединениях (исключение — пероксиды и соединения со фтором) имеет степень окисления −2;

— фтор в соединениях имеет степень окисления −1;

— степень окисления металлов в соединениях только положительная, у щелочных металлов +1, у щёлочно-земельных металлов, магния, цинка, бериллия и кадмия +2, у алюминия +3.

В соединении сумма степеней окисления всех элементов равна нулю, в ионе алгебраическая сумма степеней окисления равна заряду иона.

$K_2^{+1}\ Mn^{(x)}\ O_4^{-2}$

$2\cdot(+1) + x + 4\cdot(-2) = 0$

$x = +6$

$K_2^{+1}\ Mn^{+6}\ O_4^{-2}$

$K_2^{+1}\ Cr_2^{(x)}\ O_7^{-2}$

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

$x = +6$

$K_2^{+1}\ Cr_2^{+6}\ O_7^{-2}$

3. Записываем уравнения процессов окисления и восстановления. Обязательно учитываем количество атомов элементов, участвующих в процессах:

$Al^0 - 3\bar{e} = Al^{+3}$

$2H^{+1} + 2\bar{e} = H_2^0$

4. Находим множители, которые уравнивают число отданных и принятых электронов, и определяем коэффициенты при окислителе и восстановителе.

$Al^0 - 3\bar{e} = Al^{+3} \mid \cdot 2$ — процесс окисления, Al^0 — восстановитель
$2H^{+1} + 2\bar{e} = H_2^0 \mid \cdot 3$ — процесс восстановления, H^{+1} — окислитель

$$2Al^0 + 6H^{+1} = 2Al^{+3} + 3H_2^0$$

5. Переносим полученные коэффициенты с учётом числа атомов элементов, участвующих в процессах, в молекулярное уравнение и, используя закон сохранения массы, уравниваем его:

$$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2$$

Проверяем число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения:

В левой части		*В правой части*
2 атома Al	=	2 атома Al;
6 атомов H	=	6 атомов H;
6 атомов Cl	=	6 атомов Cl.

Вывод: реакция уравнена.

Метод полуреакций (электронно-ионный метод)

Метод основан на составлении уравнений для процессов окисления и восстановления реально существующих ионов или молекул с последующим их суммированием в общее уравнение. Ионы, которые **НЕ изменяются** в ходе реакции, в уравнениях полуреакций не рассматриваются.

Пример 2. Используя метод полуреакций, составьте уравнение реакции:

$$KMnO_4 + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + NaNO_3 + H_2O$$

Решение

1. Вычисляем степени окисления и находим, атомы каких элементов изменили свою степень окисления:

$$KMn^{+7}O_4 + NaN^{+3}O_2 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Mn^{+2}SO_4 + NaN^{+5}O_3 + H_2O$$

В ходе реакции ионы MnO_4^- восстанавливаются до ионов Mn^{2+} ($Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+2}$), а ионы NO_2^- окисляются до NO_3^- ($N^{+3} \rightarrow N^{+5}$).

2. Составляем частное уравнение процесса восстановления окислителя:

$$MnO_4^- \ldots \rightarrow Mn^{2+}$$

Атомы кислорода будут выделяться (связываться) в виде молекул воды H_2O, поэтому в правую часть добавляем воду, в левую — катионы H^+ и уравниваем число атомов:

$$MnO_4^- + 8H^+ + \ldots \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

Уравниваем заряды в левой и правой частях уравнения:

в левой части суммарный заряд $(-1 + 8) = +7$,

в правой — $(+2 + 4 \cdot 0) = +2$,

для уравнивания зарядов добавляем 5 моль электронов в левую часть уравнения:

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} = Mn^{2+} + 4H_2O$$

3. Аналогично составляем уравнение процесса окисления восстановителя. Недостающие атомы кислорода введём путём добавления молекулы воды в левую часть уравнения и катионов H^+ — в правую:

$$NO_2^- + H_2O + \ldots \rightarrow NO_3^- + 2H^+$$

Уравниваем заряды в левой и правой частях уравнения:

в левой части суммарный заряд $(-1 + 0) = -1$,

в правой — $(-1 + 2) = +1$,

для уравнивания зарядов убираем 2 моль электронов из левой части уравнения:

$$NO_2^- + H_2O - 2\bar{e} = NO_3^- + 2H^+$$

4. Уравниваем число отданных и принятых электронов, определяем коэффициенты для частных реакций процессов восстановления и окисления и записываем суммарное уравнение:

$$\begin{array}{l|l} MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} = Mn^{2+} + 4H_2O & \cdot 2 \\ NO_2^- + H_2O - 2\bar{e} = NO_3^- + 2H^+ & \cdot 5 \end{array}$$

$$2MnO_4^- + 16H^+ + 5NO_2^- + 5H_2O = 2Mn^{2+} + 8H_2O + 5NO_3^- + 10H^+$$

После сокращения ионов и молекул, встречающихся в левой и правой частях уравнения (катионы H^+ и молекулы H_2O), получаем:

$$2MnO_4^- + 6H^+ + 5NO_2^- = 2Mn^{2+} + 3H_2O + 5NO_3^-$$

5. Переносим коэффициенты в молекулярное уравнение реакции

$$2KMnO_4 + 5NaNO_2 + 3H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5NaNO_3 + 3H_2O$$

Окислительно-восстановительные реакции с участием органических веществ

Пример 3. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

$$CH_2{=}CH_2 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow C_2H_4(OH)_2 + MnO_2 + KOH$$

Вычисляем степени окисления, при этом для углерода в органических веществах определяем суммарный заряд всех атомов в молекуле:

$$(C_2)^{-4}H_4^{+1} + K^{+1}Mn^{+7}O_4^{-2} + H_2O \rightarrow$$
$$\rightarrow (C_2)^{-2}H_6^{+1}O_2^{-2} + Mn^{+4}O_2^{-2} + K^{+1}O^{-2}H^{+1}$$

Составляем уравнения процессов окисления и восстановления, рассматривая все атомы углерода как единую группировку, и записываем суммарное уравнение электронного баланса:

$$\begin{array}{l|l} Mn^{+7} + 3\bar{e} = Mn^{+4} & \cdot 2 \text{ процесс восстановления} \\ (2C)^{-4} - 2\bar{e} = (2C)^{-2} & \cdot 3 \text{ процесс окисления} \end{array}$$

$$3\cdot(2C)^{-4} + 2Mn^{+7} = 3\cdot(2C)^{-2} + 2Mn^{+4}$$

Переносим коэффициенты из уравнения электронного баланса в молекулярное уравнение и уравниваем число всех атомов:

$$3CH_2{=}CH_2 + 2KMnO_4 + 4H_2O \rightarrow$$
$$\rightarrow 3CH_2(OH){-}CH_2OH + 2MnO_2 + 2KOH$$

Пример 4. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

$$C_6H_5CH(CH_3)_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$$
$$\rightarrow C_6H_5COOH + CO_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

Вычисляем степени окисления:

$$(C_9)^{-12}H_{12}^{+1} + K^{+1}Mn^{+7}O_4^{-2} + H_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2} \rightarrow$$
$$\rightarrow (C_7)^{-2}H_6^{+1}O_2^{-2} + C^{+4}O_2^{-2} + Mn^{+2}S^{+6}O_4^{-2} + K_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2} + H_2^{+1}O^{-2}$$

Составляем уравнение электронного баланса. Число электронов в реакции окисления вычисляем как разницу между суммарным зарядом всех атомов углерода слева и суммарным зарядом всех атомов углерода, как входящих в органическое вещество, так и находящихся в составе углекислого газа, справа:

суммарный заряд — слева: −12;
суммарный заряд — справа: $(-2 + 2 \cdot (+4)) = +6$;
$(-12) - (+6) = -18$:

$Mn^{+7} + 5\bar{e} = Mn^{+2}$	· 18 процесс восстановления
$(9C)^{-12} - 18\bar{e} = (7C)^{-2} + 2C^{+4}$	· 5 процесс окисления

$$5 \cdot (9C)^{-12} + 18Mn^{+7} = 5 \cdot (7C)^{-2} + 10C^{+4} + 18Mn^{+2}$$

Переносим коэффициенты в молекулярное уравнение и уравниваем число атомов каждого элемента слева и справа, начиная с атомов металлов, после этого уравниваем число остатков SO_4 и число атомов кислорода, не входящих в группы SO_4, и водорода, получая итоговое уравнение. Обязательно производим проверку правильности уравнивания, повторно подсчитав число атомов каждого элемента слева и справа:

$$5C_6H_5CH(CH_3)_2 + 18KMnO_4 + 27H_2SO_4 \rightarrow$$
$$\rightarrow 5C_6H_5COOH + 10CO_2 + 9K_2SO_4 + 18MnSO_4 + 42H_2O$$

Классификация ОВР

Межмолекулярные ОВР — реакции, в которых окислитель и восстановитель входят в состав разных веществ:

$$2KMn^{+7}O_4 + 3H_2SO_4 + 5Na_2S^{+4}O_3 =$$
$$= K_2SO_4 + 2Mn^{+2}SO_4 + 5Na_2S^{+6}O_4 + 3H_2O$$

(Mn^{+7} — окислитель, S^{+4} — восстановитель)

Внутримолекулярные ОВР — реакции, в которых окислитель и восстановитель (атомы разных элементов или атомы одного элемента в разных степенях окисления) находятся в составе одного вещества:

а) $2KCl^{+5}O_3^{-2} = 2KCl^{-1} + 3O_2^0$
(Cl^{+5} — окислитель, O^{-2} — восстановитель)

б) $N^{-3}H_4N^{+3}O_2 = N_2^0 + 2H_2O$
(N^{+3} — окислитель, N^{-3} — восстановитель)

Реакции диспропорционирования — реакции, в которых атомы одного и того же элемента, находящиеся в одной степени окисления и входящие в одно вещество, являются и окислителем, и восстановителем:

$4KCl^{+5}O_3 = KCl^{-1} + 3KCl^{+7}O_4$

(Cl^{+5} — окислитель, Cl^{+5} — восстановитель)

Важнейшие окислители и восстановители

Наиболее важные окислители:

1) простые вещества — неметаллы (кислород, галогены, сера, азот, фосфор и другие);

2) соединения, содержащие элемент в высшей степени окисления:

— соединения марганца в степени окисления +7: перманганаты $KMn^{+7}O_4$ и $NaMn^{+7}O_4$, марганцевая кислота $HMn^{+7}O_4$ и оксид марганца(VII) $Mn_2^{+7}O_7$;

— соединения хрома в степени окисления +6: дихроматы калия, натрия и аммония, $K_2Cr_2^{+6}O_7$, $Na_2Cr_2^{+6}O_7$ и $(NH_4)_2Cr_2O_7$; хроматы калия и натрия $K_2Cr^{+6}O_4$ и $Na_2Cr^{+6}O_4$; хромовые кислоты $H_2Cr^{+6}O_4$ и $H_2Cr_2^{+6}O_7$ и оксид хрома(VI) $Cr^{+6}O_3$;

— соединения азота в степени окисления +5: нитраты натрия и калия $NaN^{+5}O_3$ и $KN^{+5}O_3$ и любые другие нитраты; азотная кислота $HN^{+5}O_3$ и оксид азота(V) $N_2^{+5}O_5$;

— соединения серы в степени окисления +6: серная кислота $H_2S^{+6}O_4$ (конц.) и оксид серы(VI) $S^{+6}O_3$;

— оксиды металлов и неметаллов в высших степенях окисления: оксид меди(II) $Cu^{+2}O$, оксид свинца(IV) $Pb^{+4}O_2$, углекислый газ $C^{+4}O_2$ и другие;

— водород в степени окисления +1: вода $H_2^{+1}O$, растворы кислот серной $H_2^{+1}SO_4$ (разб.), соляной $H^{+1}Cl$, уксусной CH_3COOH^{+1}, фосфорной $H_3^{+1}PO_4$ и других;

— некоторые другие вещества;

3) соединения, содержащие элементы в промежуточных степенях окисления:

— пероксиды и надпероксиды: пероксид водорода $H_2O_2^{-1}$; пероксид натрия $Na_2O_2^{-1}$;

— соединения марганца: оксид марганца(IV) $Mn^{+4}O_2$; манганаты калия и натрия $K_2Mn^{+6}O_4$ и $Na_2Mn^{+6}O_4$;

— кислородсодержащие кислоты галогенов, их соли и соответствующие кислотам оксиды: хлорноватистая кислота $HCl^{+1}O$ и её соли (гипохлориты натрия, калия и кальция $NaCl^{+1}O$, $KCl^{+1}O$ и $Ca(Cl^{+1}O)_2$); хлорноватая кислота $HCl^{+5}O_3$ и её соли (хлораты

натрия и калия $NaCl^{+5}O_3$ и $KCl^{+5}O_3$) и аналогичные соединения брома и йода;

— соединения серы в степени окисления +4: оксид серы(IV) $S^{+4}O_2$, сернистая кислота $H_2S^{+4}O_3$, сульфиты натрия и калия $Na_2S^{+4}O_3$ и $K_2S^{+4}O_3$;

— соединения азота в степенях окисления +1, +2, +3, +4: оксиды азота(IV) $N^{+4}O_2$ и $N_2^{+4}O_4$; оксид азота(II) $N^{+2}O$; азотистая кислота $HN^{+3}O_2$ и нитриты натрия и калия $NaN^{+3}O_2$ и $KN^{+3}O_2$; «царская водка» и другие;

— некоторые другие вещества.

Наиболее важные восстановители:

1) простые вещества — металлы, некоторые неметаллы (водород H_2, уголь (кокс) C и другие);

2) соединения неметаллов в низшей степени окисления:

— гидриды (соединения водорода с металлами): гидрид натрия NaH^{-1}, гидрид кальция CaH_2^{-1};

— соединения серы в степени окисления –2: сероводород H_2S^{-2} и сульфиды натрия Na_2S^{-2}, калия K_2S^{-2}, аммония $(NH_4)_2S^{-2}$, сульфид железа(II) FeS и пирит FeS_2, сульфиды меди(I) и (II) Cu_2S и CuS и другие;

— соединения галогенов в низшей степени окисления –1: соединения с водородом (HI^{-1}, HBr^{-1}, HCl^{-1}) и их соли (NaI^{-1}, $NaBr^{-1}$, $NaCl^{-1}$ и другие);

— соединения азота в степени окисления –3: аммиак $N^{-3}H_3$, соли аммония $N^{-3}H_4Cl$ и другие, нитриды, например магния и кальция $Mg_3N_2^{-3}$ и $Ca_3N_2^{-3}$, и другие вещества;

— соединения других неметаллов в низших степенях окисления: фосфин и фосфиды ($P^{-3}H_3$ и $Ca_3P_2^{-3}$), карбиды ($Al_4C_3^{-4}$), силан и силициды ($Si^{-4}H_4$ и Mg_2Si^{-4}) и другие;

3) соединения, содержащие элемент в промежуточной степени окисления:

— соединения углерода: угарный газ $C^{+2}O$ и органические вещества (метан и другие углеводороды, альдегиды, спирты, муравьиная кислота и другие);

— оксиды металлов и неметаллов: оксид марганца(IV) $Mn^{+4}O_2$, оксид серы(IV) $S^{+4}O_2$, оксид азота(IV) $N^{+4}O_2$, оксид азота(II) $N^{+2}O$, оксиды железа(II) и (III) FeO и Fe_2O_3, оксид меди(I) Cu_2O и другие;

— кислородсодержащие кислоты и их соли: азотистая кислота $HN^{+3}O_2$ и нитриты ($NaN^{+3}O_2$, $KN^{+3}O_2$, ...); сернистая кислота $H_2S^{+4}O_3$ и сульфиты ($Na_2S^{+4}O_3$, $K_2S^{+4}O_3$) и другие вещества ($K_2Mn^{+6}O_4$, $HCl^{+1}O$, $HCl^{+5}O_3$, $NaCl^{+1}O$, $NaCl^{+5}O_3$, $Ca(Cl^{+1}O)_2$, $H_3P^{+3}O_3$, ...);

— пероксид водорода $H_2O_2^{-1}$;

— некоторые другие вещества.

Основные схемы превращений некоторых окислителей

1) Перманганат калия $KMnO_4$ в растворах кислот восстанавливается до бесцветных солей марганца(II) (уравнение (1)); в нейтральной среде образуется осадок оксида марганца(IV) бурого цвета (уравнение (2)); в щелочных средах образуются имеющие зелёный цвет манганаты, содержащие марганец в степени окисления +6 (уравнение (3)*.

$$2KMn^{+7}O_4 + 5Na_2S^{+4}O_3 + 3H_2SO_4 = \\ = K_2SO_4 + 2Mn^{+2}SO_4 + 5Na_2S^{+6}O_4 + 3H_2O \quad (1)$$

$$2KMn^{+7}O_4 + 3Na_2S^{+4}O_3 + H_2O = \\ = 2KOH + 2Mn^{+4}O_2 + 3Na_2S^{+6}O_4 \quad (2)$$

$$2KMn^{+7}O_4 + Na_2S^{+4}O_3 + 2KOH = \\ = 2K_2Mn^{+6}O_4 + Na_2S^{+6}O_4 + H_2O \quad (3)$$

$KMn^{+7}O_4$ малиновый	кислая среда (H^+)	$Mn^{+2} + H_2O$ бесцветный
	нейтральная среда (H_2O)	$Mn^{+4}O_2 + KOH$ бурый
	щелочная среда (KOH)	$K_2Mn^{+6}O_4 + H_2O$ зелёный

Оксид марганца(IV) и манганаты в кислых средах переходят в соединения марганца(II):

$$MnO_2 + 2KCl + 2H_2SO_4 = MnSO_4 + K_2SO_4 + Cl_2 + 2H_2O \quad (4)$$

$$K_2MnO_4 + 8HCl_{(конц.)} = 2KCl + MnCl_2 + 2Cl_2 + 4H_2O \quad (5)$$

* В уравнениях реакций, которые приводятся в этом разделе, первые два вещества участвуют в ОВР. После этого записывается формула вещества, выполняющего роль среды.

Манганаты могут самопроизвольно разлагаться в водных растворах (уравнение (6)) и окисляться сильными окислителями до перманганатов (уравнение (7)):

$$3K_2MnO_4 + 2H_2O = MnO_2 + 2KMnO_4 + 4KOH \quad (6)$$

$$2K_2MnO_4 + Cl_2 = 2KCl + 2KMnO_4 \quad (7)$$

2) Хроматы и дихроматы, оксид хрома(VI).

Соединения шестивалентного хрома чаще всего восстанавливаются до трёхвалентного состояния. В кислой среде образуются соли хрома(III), которые имеют зелёный цвет (уравнение (8)); в нейтральной и щелочной средах образуется гидроксид хрома(III) серо-зелёного цвета (уравнения (9) и (10)).

$$K_2Cr_2O_7 + 3Na_2SO_3 + 4H_2SO_4 =$$
$$= K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 3Na_2SO_4 + 4H_2O \quad (8)$$

$$K_2Cr_2O_7 + 3Na_2SO_3 + 4H_2O = 2KOH + 2Cr(OH)_3 + 3Na_2SO_4 \quad (9)$$

$$2K_2CrO_4 + 3Na_2S + 8H_2O = 4KOH + 2Cr(OH)_3^* + 3S + 6NaOH \quad (10)$$

$K_2Cr_2^{+6}O_7$ оранжевый	кислая среда (H^+)	$Cr^{+3} + H_2O$ зелёный
$K_2Cr^{+6}O_4$ жёлтый	нейтральная среда (H_2O)	$Cr^{+3}(OH)_3 + KOH$ серо-зелёный
$K_2Cr^{+6}O_4$ жёлтый	щелочная среда (KOH)	$Cr^{+3}(OH)_3^* + H_2O$ серо-зелёный

3) Концентрированная серная кислота.

В концентрированной серной кислоте окислительные свойства проявляет сера в степени окисления +6, которая слабыми восстановителями восстанавливается преимущественно до оксида серы(IV) (уравнения (11)–(14)), а сильными — до сероводорода H_2S^{-2} (уравнения (15), (16)) или простого вещества (S^0). Алюминий, железо, хром при обычных условиях в концентрированной серной кислоте не растворяются (пассивируются); при нагревании пассивность нарушается.

$$2H_2SO_{4(конц.)} + Cu = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O \quad (11)$$

$$2H_2SO_{4(конц.)} + C = CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O \quad (12)$$

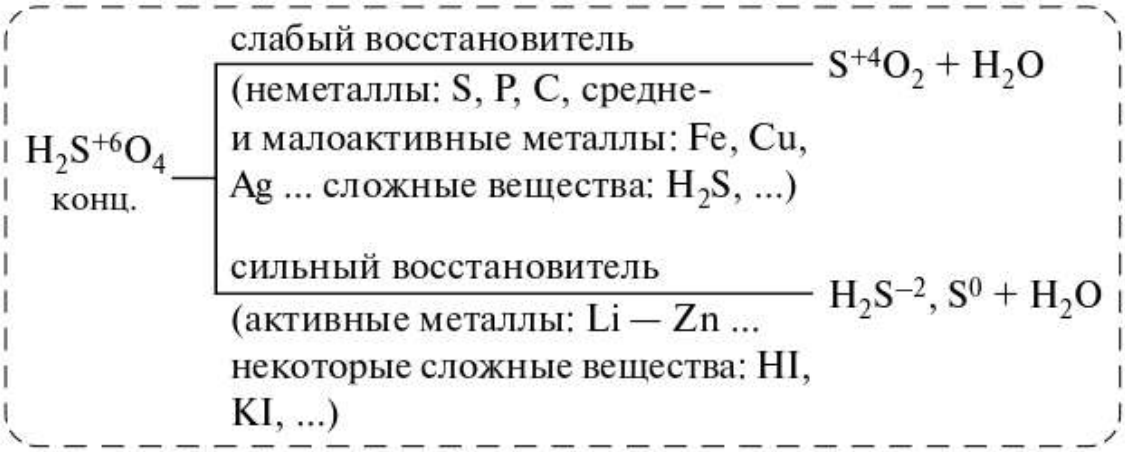
* Возможно образование комплексных солей хрома(III).

$H_2SO_{4(конц.)} + H_2S = S + SO_2 + 2H_2O$ (13)

$3H_2SO_{4(конц., кип.)} + H_2S = 4SO_2 + 4H_2O$ (14)

$5H_2SO_{4(конц.)} + 4Mg = 4MgSO_4 + H_2S + 4H_2O$ (15)

$5H_2SO_{4(конц.)} + 8KI = 4K_2SO_4 + H_2S + 4I_2 + 4H_2O$ (16)



4) Азотная концентрированная кислота слабыми восстановителями восстанавливается до оксида азота(IV) (уравнения (17)–(20)), активными восстановителями — до оксида азота(I) или оксида азота(II) (уравнение (21)). Алюминий, железо, хром и некоторые другие металлы при обычных условиях в концентрированной азотной кислоте не растворяются (пассивируются); при нагревании пассивность нарушается.

$4HNO_{3(конц.)} + Cu = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$ (17)

$6HNO_{3(конц., t)} + Fe = Fe(NO_3)_3 + 3NO_2 + 3H_2O$ (18)

$4HNO_{3(конц.)} + C = CO_2 + 4NO_2 + 2H_2O$ (19)

$4HNO_{3(конц.)} + Na_2S = S + 2NO_2 + 2H_2O + 2NaNO_3$ (20)

$10HNO_{3(конц.)} + 4Ca = 4Ca(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O$ (21)

