

Практическое занятие № 7

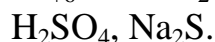
ОКИСЛИТЕЛЬНО – ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Примеры решения задач

Окислительно-восстановительными называют реакции, идущие с изменением степени окисления элементов.

Степень окисления элемента – это формальный заряд атома элемента в соединении, вычисленный в предположении, что вещество состоит из ионов в результате полного перехода электронов. Если степень окисления элемента имеет знак “+”, цифра показывает число электронов, перешедших от данного атома к другим атомам; если степень окисления имеет знак “–”, цифра показывает число электронов, перешедших от других атомов к атому данного элемента.

Условились указывать степень окисления цифрой в центре над символом соответствующего элемента, при этом знак “+” или “–” ставится перед цифрой: $+6$ -2



Несмотря на формализм понятия «степень окисления элемента», эта характеристика полезна при подборе коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях.

Нахождение неизвестной степени окисления элементов.

Определение неизвестной степени окисления элемента в молекулах или ионах основано на следующих действиях и правилах:

- в данном соединении выбирается самый электроотрицательный элемент, т.е. элемент, который «отнимает» от других атомов электроны, «присоединяет» их к себе, поэтому его степень окисления будет со знаком “–”; атомы остальных элементов, «отдающих» свои электроны электроотрицательному элементу, будут иметь степени окисления со знаком “+”;
- для нахождения численного значения степени окисления элемента используется правило электронейтральности – алгебраическая сумма всех степеней окисления равна заряду иона, а для молекул эта сумма равна нулю;
- степень окисления элементов в простых веществах принята за нуль;
- степени окисления водорода:
 - +1 – в соединениях с более электроотрицательными элементами,
 - 0 – в простых веществах,
 - 1 – в гидридах, соединениях водорода с активными металлами (например, NaH);
- степени окисления кислорода:
 - 2 – в соединениях с менее электроотрицательными элементами,

- 1 – в перекиси водорода и пероксидах ($\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{O}}_2$, $\overset{+2}{\text{Ba}}\overset{-1}{\text{O}}_2$),
- 0 – в простых веществах,
- +2 – в соединениях со фтором $\overset{+2}{\text{O}}\overset{-1}{\text{F}}_2$ – фторид кислорода);
- степень окисления щелочных металлов равна +1.

Пример.

Определите степени окисления элементов в следующих молекулах и ионах: NH_4Cl , K_2MnO_4 , $(\text{SO}_3)^{2-}$.

Решение:

1). NH_4Cl – хлорид аммония; обозначим степень окисления азота через x . Учитывая, что степень окисления хлора в хлоридах равна -1, а у водорода с более ЭО элементами равна +1, из уравнения электронейтральности для молекул:

$$1 \cdot x + 4 \cdot (+1) + 1 \cdot (-1) = 0 \text{ имеем } x = -3.$$

Степень окисления азота в этом соединении равна -3.

2). K_2MnO_4 - манганат калия; обозначим степень окисления марганца через x . Учитывая, что степень окисления калия равна +1, а у кислорода равна -2, из уравнения электронейтральности для молекул:

$$(+1) \cdot 2 + x \cdot 1 + (-2) \cdot 4 = 0 \text{ имеем } x = +6.$$

Степень окисления марганца в этом соединении равна +6;

3). $(\text{SO}_3)^{2-}$ - сульфит- **ион**; обозначим степень окисления серы через x . Кислород, как более электроотрицательный элемент, оттягивает на себя электроны и проявляет степень окисления (-2), используя уравнение электронейтральности **для ионов**:

$$x \cdot 1 + (-2) \cdot 3 = -2, \text{ имеем } x = +4.$$

Степень окисления серы в этом ионе равна +4.

Окислители и восстановители. Окисление и восстановление.

Вещество, в состав которого входит элемент, отдающий электроны, называется восстановителем. Вещество, в состав которого входит элемент, принимающий электроны, называется окислителем.

Процесс отдачи атомом электронов называется окислением, а принятие электронов атомом называется восстановлением. Уравнения, отражающие отдачу и принятие электронов как отдельные стадии, называют электронными уравнениями или полуреакциями. Последнее название отражает тот факт, что реакции окисления и восстановления невозможны один без другого, протекают одновременно, составляя единый химический процесс. В электронных уравнениях должно быть равенство числа атомов и зарядов в обеих частях полуреакций.

Пример.

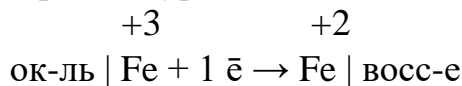
Запишите электронные уравнения процессов:



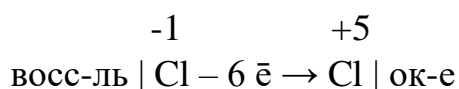
а) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}$; б) $\text{Cl} \rightarrow \text{Cl}$; укажите их характер (окисление или восстановление).

Решение:

а) Степень окисления у железа понижается от +3 до +2; это означает, что происходит процесс принятия электронов, то есть процесс восстановления; электронное уравнение:



б) Степень окисления у хлора изменяется от отрицательного значения через ноль до положительной величины, то есть повышается в результате процесса отдачи электронов, а это процесс окисления; электронное уравнение:



Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

Практически требуется найти коэффициенты перед формулами веществ в окислительно-восстановительных реакциях и дописать в уравнение (если это необходимо) формулы веществ – участников реакции, составные части которых не изменились в ходе процесса и поэтому не были учтены в процессах переноса электронов.

Метод полуреакций или ионно-электронный метод.

Основу метода составляет правило электронного баланса: общее число электронов, отданных восстановителем должно равняться общему числу электронов, принятых окислителем.

Возможности метода и условия применения:

Метод применим к окислительно-восстановительным реакциям, протекающим в водных растворах электролитов, а также с участием труднорастворимых веществ и неэлектролитов органической и неорганической природы.

Для нахождения основных коэффициентов (это коэффициенты перед окислителем, восстановителем и продуктами их превращения) необходимо составить полуреакции окисления и восстановления с теми ионами и молекулами, которые изменились в ходе реакции, уравнивать в полуреакциях число атомов каждого вида и заряды, подобрать множители, с помощью которых полуреакции будут отвечать правилу электронного баланса. Найденные таким образом числа являются искомыми коэффициентами перед окислителем, восстановителем и продуктами их превращения.

Чтобы установить молекулы и ионы, изменившиеся в ходе реакции, в заданной схеме процесса вещества, относящиеся к сильным электролитам, записываются в ионной форме. Из кислот – это HCl , HBr , HI , HClO_4 , HNO_3 ,

H_2SO_4 , из гидроксидов – это щелочи LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, и все растворимые соли. Все оксиды, слабые кислоты и щелочи, нерастворимые гидроксиды и соли записываются в молекулярном виде.

Для уравнивания числа атомов кислорода в полуреакции окисления и восстановления включаются частицы среды - молекулы H_2O , ионы H^+ или OH^- в зависимости от условий проведения реакции:

- если процесс идет в кислой среде, для уравнивания числа атомов кислорода в ту часть полуреакции, где избыток этих атомов, прибавляются ионы водорода, в другую часть этой полуреакции записываем молекулы воды;
- в щелочной среде в ту часть полуреакции, где избыток атомов кислорода, прибавляются молекулы воды, в другую часть этой полуреакции записываем гидроксид-ионы;
- для процессов в нейтральной среде, протекающих с образованием кислоты, используется та же последовательность действий, как для кислой среды; в случае образования гидроксидов – порядок действий как для щелочной среды.

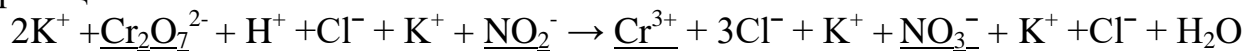
После уравнивания числа атомов достигается равенство зарядов в обеих частях каждой полуреакции прибавлением «+» или вычитанием «-» соответствующего числа электронов в левой части полуреакций.

Последовательность действий при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в разных средах

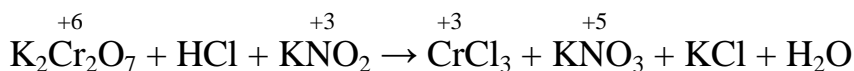
Реакция происходит в кислой среде.

Пример. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции ионно-электронным методом, если схема реакции имеет вид $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} + \text{KNO}_2 \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.

1). Запишем схему реакции в ионной форме, отметим частицы, образованные одинаковыми элементами, которые изменились в ходе реакции:

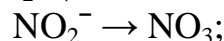
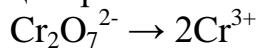


Вспомогательное действие. *Нахождение частиц, изменившихся в ходе реакции, можно провести, анализируя степени окисления элементов:*

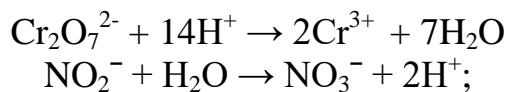


По указанным элементам можно найти ионы, изменившие свой состав в реакции.

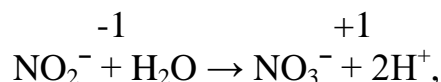
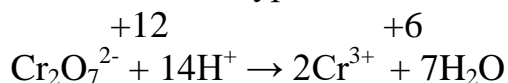
2). Составим с найденными частицами полуреакции окисления и восстановления, уравнием число центральных атомов (это Cr и N)



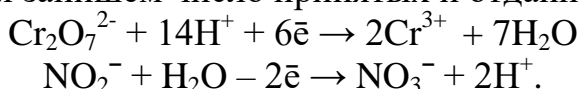
3). В реакции, кроме солей $K_2Cr_2O_7$ и KNO_2 , участвует кислота HCl . Для уравнивания числа атомов кислорода используем правило для кислой среды и, подбирая коэффициенты перед H^+ и H_2O , уравниваем число атомов водорода и кислорода:



Определим заряды в каждой части полуреакций

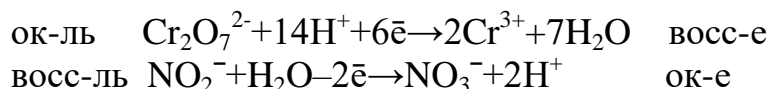


и для их уравнивания запишем число принятых и отданных электронов:

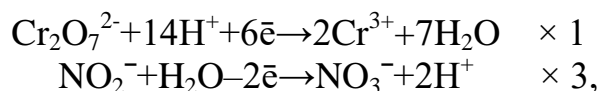


Примечание. Число и направление передаваемых электронов в полуреакциях, составленных на основании электронного и ионно-электронного методов, должны совпадать.

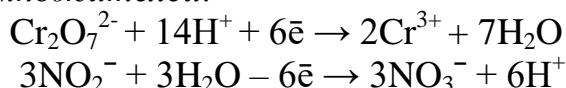
4). Обозначим в полуреакциях процессы (ок-е и восс-е) и вещества (ок-ль и восс-ль):



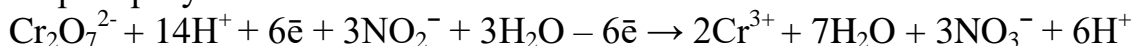
5). Для выполнения правила электронного баланса найдем множители:



вспомогательное действие (его можно опустить): *запишем полуреакции с учетом найденных множителей:*



6). С учетом найденных множителей алгебраически сложим обе полуреакции и преобразуем



называется сокращенным ионным уравнением данной окислительно-восстановительной реакции. Это уравнение содержит информацию о реакции среды: ее определяют частицы H^+ – указатель кислой среды, а коэффициенты в нем являются, соответственно, коэффициентами молекулярного уравнения.

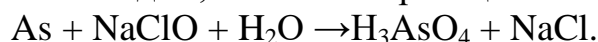
7). Перенесем полученные коэффициенты в заданную схему реакции и уравнием частицы, не изменившиеся в ходе реакции, в следующей последовательности:

а) атомы металлов, б) кислотные остатки, в) атомы водорода, г) в последнюю очередь – атомы кислорода:

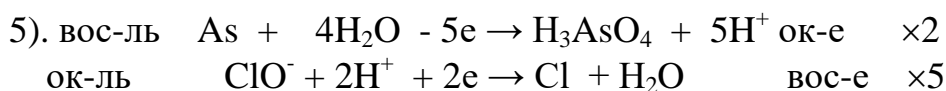
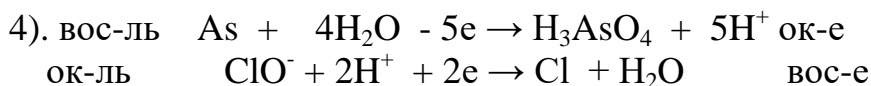
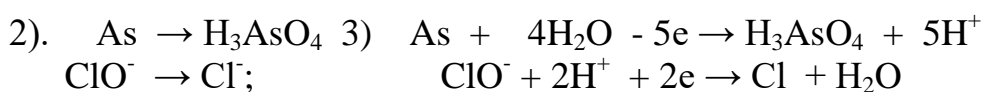
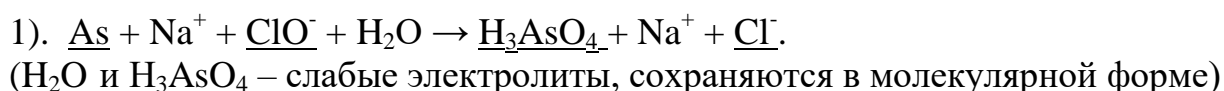


Реакция происходит в нейтральной среде.

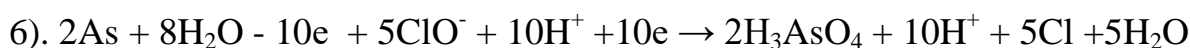
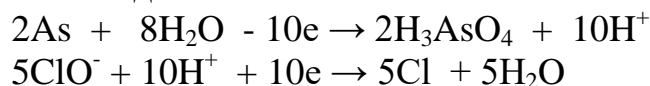
Пример. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции ионно-электронным методом, если схема реакции имеет вид



Реакция происходит в нейтральной среде с образованием кислоты. Для составления такого типа реакций используется такая же последовательность действий, как для кислой среды:



вспомогательное действие:

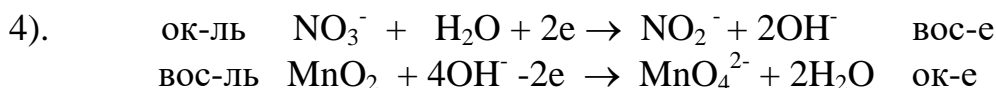
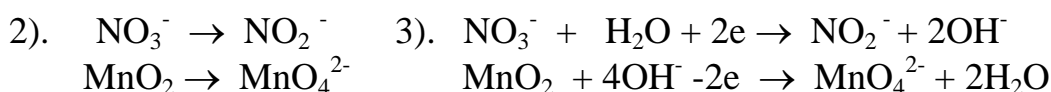
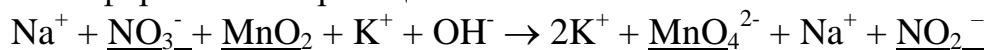


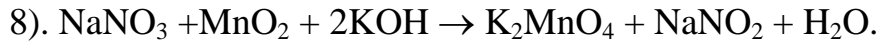
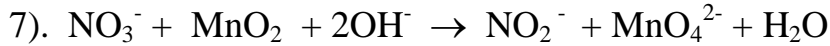
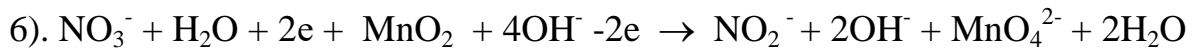
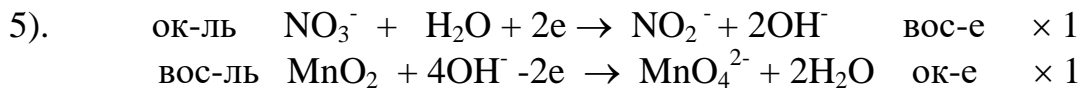
Реакция происходит в щелочной среде.

Пример. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции ионно-электронным методом, если схема процесса имеет вид:



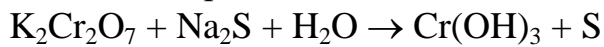
1). Ионная форма схемы реакции:





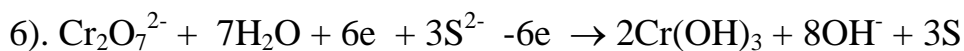
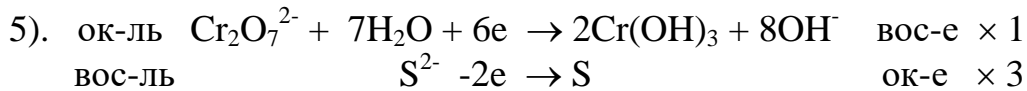
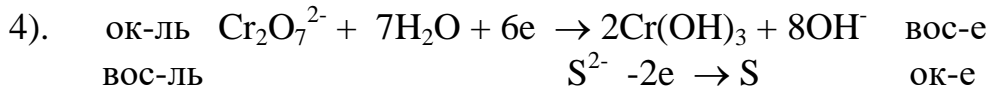
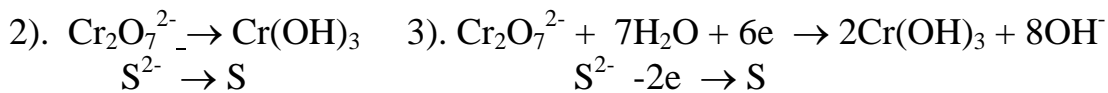
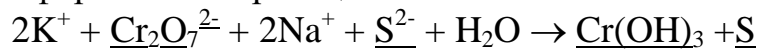
Реакция происходит в нейтральной среде с образованием гидроксидов.

Пример. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции ионно-электронным методом, если схема процесса имеет вид:



Для составления такого типа реакций используется такая же последовательность действий, как для щелочной среды.

1). Ионная форма схемы реакции:



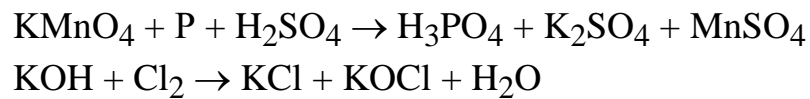
7). $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 7\text{H}_2\text{O} + 3\text{S}^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 8\text{OH}^- + 3\text{S}$ - здесь 8OH^- -ионов распределились в соответствии с числом атомов калия и натрия ($2\text{KOH} + 6\text{NaOH}$) в молекулярном уравнении:



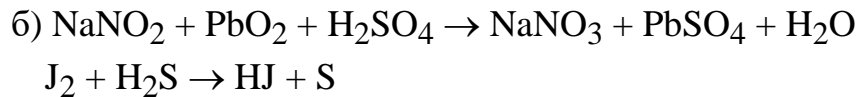
Контрольные задания

131. а) Определите степени окисления элементов в соединениях KMnO_4 , K_2MnO_4 , MnO_2 , MnSO_4 , $\text{Mn}(\text{OH})_2$

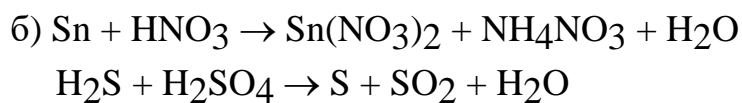
б) На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, идущих по схемам:



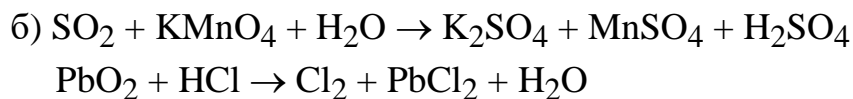
132.** a) FeO, FeCl₃, Fe₂O₃, K₂FeO₄



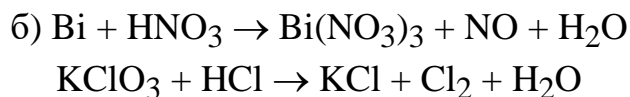
133.** a) CrO, Cr₂O₃, K₂CrO₄, K₂Cr₂O₇



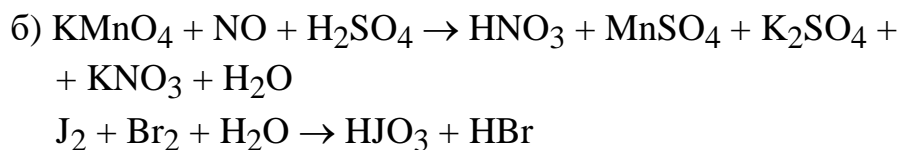
134.** a) HCl, HClO, HClO₂, HClO₃, HClO₄



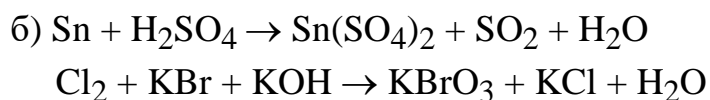
135*. a) NO, NH₃, HNO₂, KNO₃



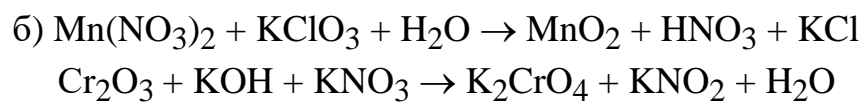
136*. a) PH₃, P₂O₃, H₃PO₄, P₂O₅



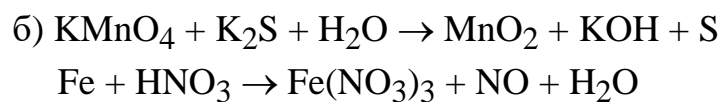
137*. a) H₂S, SO₂, SO₃, K₂SO₃, Na₂SO₄



138*. a) HBr, HBrO, HBrO₃, AlBr₃



139*. а) J_2 , KJ , HJO , NaJO_3



140*. а) N_2 , N_2O_3 , NO , HNO_2 , $\text{Cu(NO}_3\text{)}_2$

