КАЗАНСКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ
АРХИТЕКТУРНО - СТРОИТЕЛЬНАЯ АКАДЕМИЯ

Кафедра химии

ОКИСЛИТЕЛЬНО–ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Методические указания
к лабораторной работе по химии
для студентов дневного, заочного и
дистанционного обучения

Казань
2004

Составители: В.А.Бойчук, Н.С.Громаков

УДК 541.49

Окислительно–восстановительные реакции: Методические указания к лабораторной работе по химии для студентов дневного и заочного обучения / Каз.гос.арх.-строит. академия; Сост. В.А.Бойчук, Н.С.Громаков, Казань, 2004.- 17с.

В методических указаниях изложены основные представления об окислительно-восстановительных реакциях, их особенностях и типах, даны рекомендации по составлению уравнений данных химических реакций, приведено множество примеров и заданий для самостоятельной работы. В экспериментальную часть включены разнообразные задания на основные типы окислительно-восстановительных реакций.

Указания будут полезны для студентов всех специальностей, поскольку в основе многих процессов, таких как электролиз расплавов и растворов, очистка природных и сточных вод, коррозия металлических конструкций и их защита, лежат окислительно–восстановительные реакции.

Библиогр.: 6

© Казанская государственная
архитектурно-строительная
академия, 2004

Т Е О Р Е Т И Ч Е С К А Я Ч А С Т Ь

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)

Химические реакции можно разделить на две большие группы:
1) реакции, протекающие без изменения степени окисления элементов, например:

$$Ca_3^{+2}(P^{+5}O_4)_2^{-3} + 3H_2^{+}S^{+6}O_4^{-2} \longrightarrow 2H_3^{+}P^{+5}O_4^{-2} + 3Ca^{+2}S^{+6}O_4^{-2} \ ;$$

2) реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, например:

$$Ca_3(P^{+5}O_4)_2 + 5C^0 + 3SiO_2 \xrightarrow{t^0C} 2P^0 + 5C^{+2}O + 3CaSiO_3 \ .$$

В первом случае степень окисления атомов до и после реакции не изменяется. Во втором степень окисления фосфора уменьшилась (с +5 до 0), углерода -- увеличилась (с 0 до +2). Такие реакции, т.е. реакции, в которых меняется степень окисления элемента ***называются окислительно-восстановительными (ОРВ).*** Окислительно-восстановительные реакции характеризуются перемещением или смещением электронных пар от одних веществ (атомов, молекул или ионов) к другим. В результате атомы приобретают электронный заряд. Заряд атома после такого распределения электронов и называется его электрохимической валентностью или ***степенью окисления***.

Таким образом, ***степень окисления - это условный заряд, который получил бы атом, если бы соответствующее число общих пар электронов полностью сместилось к более электроотрицательному атому***.

Степень окисления может иметь положительное, отрицательное и нулевое значения и обозначается арабской цифрой и знаком перед нею: $H_2^{+}S^{+6}O_4^{-2}, Cu^{+2}S^{-2}, N_2^0$

При определении степени окисления атомов различных элементов с учётом их электронного строения рекомендуется использовать следующие соображения:

1.Предельная положительная степень окисления атома не превышает номер группы, в которой находится данный элемент в Периодической системе элементов Д.И.Менделеева (исключением являются элементы подгруппы меди).

2.Предельная отрицательная степень окисления атома в молекуле не может превышать разность 8 минус номер группы.

3.Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю, а в ионе - его заряду.

4.Постоянные степени окисления в различных соединениях характерны для следующих элементов:

а) щелочные металлы проявляют степень окисления +1;

б) металлы второй группы (кроме ртути, у которой может быть +1) проявляют степень окисления +2;

в) у алюминия и бора степень окисления +3;

г) водород во всех соединениях проявляет степень окисления +1, кроме соединений MeH, MeH_2 (гидридов щелочных и щелочноземельных металлов), в которых у него степень окисления отрицательная (-1);

д) степень окисления кислорода во всех соединениях равна -2, кроме пероксидов ($Na_2^+O_2^-$) , надпероксидов ($K^+O_2^{-1/2}$), озонидов ($K^+O_3^{-1/3}$) и фторидов кислорода ($O^{+2}F_2^{-2}$) ;

е) степень окисления элементов в простых веществах равна нулю.

5. Степень окисления центрального атома кислоты остается без изменения как в любой соли этой кислоты, так и в ее ангидриде.

Упражнения 1

1. Определите степени окисления центрального атома в следующих кислотных остатках: CO_3^{2-} , NO_3^- , HPO_3^{2-} , HPO_4^{2-} , и атомов углерода в соединениях CH_4; CH_3OH; CHOH; HCOOH; CO_2; CO.

2. Определите степень окисления хрома в следующих соединениях: K_2CrO_4; $K_2Cr_2O_7$; Cr_2O_3; $Fe(CrO_2)_2$; $Cr_2(SO_4)_3$.

3. Определите степень окисления фосфора в следующих соединениях: H_3PO_4; P_4O_{10}; $Ca_3(PO_4)_2$; $Ca(H_2PO_4)_2$; $Ca_5(PO_4)_3F$; $(BaOH)_3PO_4$.

4. Укажите, какие из перечисленных реакций относятся к окислительно-восстановительным. Ответ мотивируйте.

а) $Fe + S \rightarrow FeS$

б) $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4OH$

в) $NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$

г) $KI + H_2O_2 \rightarrow KIO_3 + H_2O$

д) $KI + AgNO_3 \rightarrow AgI + KNO_3$

е) $NH_4Cl \rightarrow NH_3 + HCl$

ж) $KI + NH_4OH \rightarrow NH_4I + KOH$

з) $H_3BO_3 + HF \rightarrow HBF_4 + H_2O$

и) $Cl_2 + H_2O \rightarrow HClO + HCl$.

В окислительно-восстановительных реакциях протекают одновременно два процесса – и окисление и восстановление.

Окисление - это процесс отдачи электронов атомом, молекулой, ионом, сопровождающийся повышением их степени окисления, сами вещества являются восстановителями.

Например $Mg^0 - 2e^- \rightarrow Mg^{+2}$; или $2Cl^- - 2e^- \rightarrow Cl_2^0$.

Восстановление - это процесс присоединения атомом, ионом, молекулой электронов, сопровождающийся понижением их степени окисления, сами вещества являются окислителями.

Например $Fe^{+3} + e^- \rightarrow Fe^{+2}$; или $Cl_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2Cl^-$.

В реакциях окисления-восстановления число электронов отданных восстановителем, равно числу электронов, принятых окислителем.

Следует помнить, что элементы, находящиеся в <u>высшей</u> степени окисления: Mn^{+7}, Cr^{+6}, P^{+5}, N^{+5}, S^{+6} могут быть только окислителями, т.к. их атомы способны только принимать электроны.

Элементы, находящиеся в <u>низшей</u> степени окисления: S^{-2}, N^{-3}, Cl^-, P^{-3} могут быть только восстановителями, т.к. их атомы могут лишь отдавать электроны.

Вещества, в которых элементы находятся в <u>промежуточных</u> степенях окисления, обладают окислительно-восстановительной двойственностью. Такие вещества, в зависимости от условий проведения реакции, могут либо принимать, либо отдавать электроны:

$$N^{-3}H_3 \Longleftrightarrow N_2^{+1}O, N^{+2}O, HN^{+3}O_2, N^{+4}O_2 \Longleftrightarrow HN^{+5}O_3$$

восстановитель и окислители, и восстановители окислитель

Рассмотрим наиболее характерные примеры окислителей и восстановителей.

Окислители

1. Типичные неметаллы в свободном состоянии (F_2, Cl_2, Br_2, I_2),

$$HaI_2^0 + 2e^- \rightarrow 2HaI^-$$

кислород - $O_2^0 + 4e^- \rightarrow 2O^{-2}$

озон - $O_3^0 + 2e^- \rightarrow O_2 + O^{-2}$

2. Кислородсодержащие кислоты и их соли:

$$КМп^{+7}O_4 \begin{cases} +5e^- \longrightarrow Mn^{+2} \\ +3e^- \longrightarrow Mn^{+4}O_2 \\ +1e^- \longrightarrow K_2Mn^{+6}O_4 \end{cases} \quad \left.\begin{matrix} K_2Cr^{+6}O_4 \\ \text{или} \\ K_2Cr_2^{+6}O_7 \end{matrix}\right\} + ne^- \rightarrow \begin{cases} Cr^{+3} \\ \text{или} \\ [Cr^{+3}(OH)_6]^{3-} \end{cases}$$

$$H_2S^{+6}O_4 \begin{cases} +2e^- \longrightarrow S^{+4}O_2 \\ +3e^- \longrightarrow S^0 \\ +8e^- \longrightarrow H_2S^{-2} \end{cases}$$

$$HN^{+5}O_3 \xrightarrow{+ne} N^{+4}O_2;\ N^{+2}O;\ N_2^{+1}O;\ N_2^0;\ NH_4^+$$

$$\left.\begin{matrix} HCl^{+1}O \\ HCl^{+5}O_3 \end{matrix}\right\} +ne^- \rightarrow Cl^-$$

$$HBr^{+5}O_3 + 6e^- \rightarrow Br^-$$

$$HI^{+5}O_3 \xrightarrow{+ne} I_2^0$$

3. Водород в степени окисления +1 выступает в качестве окислителя лишь в растворах кислот при их взаимодействии с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода:

$$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2^0.$$

4. Ионы металлов в высшей степени окисления: Sn^{+4}; Fe^{+3}; Cu^{+2}; Hg^{+2} и др.

Например: $Sn^{4+} + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}$

Восстановители

1. Металлы в свободном состоянии, в особенности щелочные, щелочноземельные Zn, Al, Fe и др.

$$Me^{0} - ne^{-} \rightarrow Me^{+n}.$$

2. Водород, углерод, фосфор:

$$H_2^0 - 2e^- \rightarrow 2H^+; P^0 - 5e^- \rightarrow P^{+5}, C^0 - ne^- \rightarrow C^{+2}O; C^{+4}O_2.$$

3. Отрицательно заряженные ионы неметаллов в низшей степени окисления:

$$HCl^{-1}; HBr^-; HI^- - ne \rightarrow Cl_2^0; Br_2^0; I_2^0$$

$$H_2S^{-2} - ne^- \rightarrow S^0;\ S^{+4}O_2;\ H_2S^{+6}O_4$$

$$NH_3 - ne^- \rightarrow N_2^0$$

4. Гидриды щелочных и щелочноземельных металлов:

$$\left.\begin{matrix} NaH^- \\ CaH^- \end{matrix}\right\} - ne^- \rightarrow H^0$$

5. Металлы в низшей степени окисления:

$Sn^{+2} - 2e^- \rightarrow Sn^{+4}$; $Fe^{+2} - 1e^- \rightarrow Fe^{+3}$; $Cu^{+1} - 1e^- \rightarrow Cu^{+2}$ и др.

6. Органические соединения:

$$C_6^0H_{12}O_6, C_2H_5OH - ne^- \rightarrow C^{+4}O_2$$

Окислительно-восстановительная двойственность соединений

Ниже представлены схемы проявления окислительно-восстановительной двойственности такими соединениями, как нитриты, сульфиты, фосфиты и пероксид водорода:

$$(N^{+3}O_2)^- \begin{cases} -2e^- \rightarrow (N^{+5}O_3)^- \\ +1e^- \rightarrow N^{+2}O \end{cases} \qquad (S^{+4}O_3)^{2-} \begin{cases} -2e^- \rightarrow (S^{+6}O_4)^{2-} \\ +4e^- \rightarrow S^0 \end{cases}$$

$$(P^{+3}O_3)^{3-} \begin{cases} -ne^- \rightarrow (P^{+5}O_4)^{3-} \\ +ne^- \rightarrow P^0 \text{ или } P^{-3}H_3 \end{cases} \qquad H_2O_2^- \begin{cases} -2e^- \rightarrow O_2^0 \\ +2e^- \rightarrow H_2O^{-2} \end{cases}$$

Упражнения 2

1. Какие из перечисленных ионов могут служить восстановителями, а какие -- нет и почему: Cu^{2+}; Sn^{2+}; Cl^{-}; VO_3^{-}; S^{2-}; Fe^{2+}; IO_4^{-}; Al^{3+}; Hg^{2+}.

2. В каких из следующих реакций атомы серы служат восстановителями, а в каких - окислителями:

а) $H_2S + O_2 \rightarrow SO_2 + H_2O$.

б) $SO_2 + Br_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HBr$.

в) $H_2SO_3 + HI \rightarrow I_2 + S + H_2O$.

3. Какие из веществ и за счет каких элементов проявляют только окислительные свойства, какие – только восстановительные, а какие - окислительно-восстановительную двойственность:

а) H_2S; SO_2; NH_3; HOCl; Ca;

б) H_2O_2; KIO_3; K_2S; PbO_2; I_2;

в) Zn; $NaNO_2$; $KMnO_4$; SO_2;

г) Cr_2O_3; P_2O_5; S; CO; K_2CrO_4;

д) H_2; $FeSO_4$; MnO_2; K_2PbO_2.

4. Укажите, в каких реакциях пероксид водорода служит восстановителем, а в каких - окислителем:

а) $I_2 + H_2O_2 \rightarrow HIO_3 + H_2O$;

б) $PbO_2 + H_2O_2 \rightarrow Pb(OH)_2 + O_2$;

в) $KClO_3 + H_2O_2 \rightarrow KCl + O_2 + H_2O$;

г) $KMnO_4 + H_2O_2 \rightarrow MnO_2 + KOH + O_2 + H_2O$.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций применяют два метода:

1. Метод электронного баланса.
2. Метод ионно-электронный.

Метод электронного баланса основан на сравнении степеней окисления атомов исходных и конечных веществ. Составление уравнений реакции производится в следующем порядке:

1) написать схему реакции, затем отметить степень окисления элементов.

Например $P^0 + HN^{+5}O_3 \rightarrow H_3P^{+5}O_4 + N^{+2}O$;

2) составить электронные уравнения, и указав количество отданных и принятых электронов, определить окислитель и восстановитель:

$P^0 - 5e^- \rightarrow P^{+5}$ - восстановитель;
$N^{+5} + 3e^- \rightarrow N^{+2}$ - окислитель;

3) уравнять число отданных и принятых электронов. Для этого находят наименьшее общее кратное:

$3 \mid P^0 - 5e^- \rightarrow P^{+5}$
$5 \mid N^{+5} + 3e^- \rightarrow N^{+2}$

4) полученные множители являются коэффициентами перед окислителем и восстановителем (и соответственно перед их окисленной и восстановленной формами):

$$3P + 5HNO_3 \rightarrow 3H_3PO_4 + 5NO;$$

5) далее подбирают коэффициенты для элементов, не меняющих степень окисления. Удобнее придерживаться следующей последовательности: сначала для атомов металлов, затем для кислотных остатков и, наконец, для атомов водорода. При этом количество кислорода уравнивается автоматически.

В данном примере металлы и кислотные остатки отсутствуют. Сравнивая же число атомов водорода в левой и правой частях уравнения, видим, что в левой части недостает четырёх атомов водорода. В этом случае необходимо дописать в левой части уравнения 2 моля воды.

$$3P + 5HNO_3 + 2H_2O = 3H_3PO_4 + 5NO.$$

Составление уравнений ОВР по ионно-электронному методу принципиально не отличается от метода электронного баланса. Разница заключается в том, что в нём электронные уравнения составляются для реагентов, приведённых не в виде отдельных элементов, а в ионно-молекулярном виде. В настоящем практикуме составление уравнений окислительно-восстановительных реакций по методу ионно-электронного баланса не используется.

Типы окислительно-восстановительных реакций

1. Межмолекулярные реакции окисления-восстановления

– это реакции, в которых происходит изменение степени окисления атомов входящих в состав разных веществ.

$$3Cu^0 + 8HN^{+5}O_3 \rightarrow 3Cu^{+2}(NO_3)_2 + 2N^{+2}O + 4H_2O$$

3 | $Cu^0 - 2e^- \rightarrow Cu^{+2}$ - восстановитель Cu^0 окисляется до Cu^{+2}
2 | $N^{+5} + 3e^- \rightarrow N^{+2}$ - окислитель N^{+5} восстанавливается до N^{+2}.

2. Внутримолекулярные окислительно–восстановительные реакции.

Для реакций этого типа характерно изменение степени окисления атомов разных элементов, входящих в состав одного и того же вещества.

$$2KMn^{+7}O_4^{-2} \xrightarrow{t^oC} K_2Mn^{+6}O_4 + Mn^{+4}O_2 + O_2^0$$

1 | $\left(Mn^{+7} + 1e^- \rightarrow Mn^{+6}\right)$ окислители
$\left(Mn^{+7} + 3e^- \rightarrow Mn^{+4}\right)$
1 | $2O^{-2} - 4e^- \rightarrow O_2$ - восстановитель

3. Реакции самоокисления - самовосстановления (диспропорционирования).

В реакциях такого типа атомы одного и того же элемента из числа входящих в состав химического соединения являются одновременно и окислителями, и восстановителями.
Например:

$$3S^0 + 6KOH \leftrightarrow K_2S^{+3}O_3 + 2K_2S^{-2} + 3H_2O$$

1 | 2 | $S^0 - 4e^- \rightarrow S^{+4}$ - восстановитель
2 | 4 | $S^0 + 2e^- \rightarrow S^{-2}$ - окислитель

Упражнения 3

1. Используя метод электронного баланса, составить полные уравнения реакций и указать окислитель и восстановитель:

1) $CO + S \rightarrow CS_2 + CO_2$;

2) $Cl_2 + H_2O + KOH \rightarrow KClO + KCl$;

3) $KI + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$;

4) $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + N_2 + H_2O$;

5) $Na + P \rightarrow Na_3P$;

6) $MnO_2 + H_2 \rightarrow Mn + H_2O$;

7) $S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO$;

8) $Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO + NO_2 + O_2$;

9) $Cr_2O_3 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KCl + H_2O$;

10) $H_2SO_3 + Br_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + Br_2$;

11) $As_2S_3 + HNO_3 \rightarrow H_3AsO_4 + H_2SO_4 + NO$;

12) $FeS + O_2 \rightarrow Fe_2S_3 + SO_2$;

13) $Fe(OH)_2 + NO_2 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO + H_2O$;

14) $H_2S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO + H_2O$;

15) $KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + S + K_2SO_4 + H_2O$;

16) $Cr_2O_3 + KNO_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KNO_2 + H_2O$.

2. Закончить уравнения следующих реакций и расставить стехиометрические коэффициенты, используя метод электронного баланса:

1) $Cu_2O + HNO_3 \rightarrow NO +$

2) $K_2S + K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow S +$

3) $NO_2 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow KNO_3 +$

4) $H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 +$

5) $P + KOH + H_2O \rightarrow KH_2PO_2 + PH_3 +$

6) $FeSO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 +$

7) $Cu_2S + HNO_3$(конц.) $\rightarrow H_2SO_4 +$

8) $HCl + CrO_3 \rightarrow Cl_2 +$

9) $KI + KNO_3 + CH_3COOH \rightarrow NO +$

10) $Fe(CrO_2)_2 + K_2CO_3 + O_2 \rightarrow K_2CrO_4 + Fe_2O_3 +$

11)$KMnO_4 + HCl \rightarrow Cl_2 +$

12) $KClO_3 + HCl \rightarrow Cl_2 +$

13) $K_2Cr_2O_7 + SnCl_2 + KOH \rightarrow K_3[Cr(OH)_6] +$

14) $K_2Cr_2O_7 + K_2S + H_2SO_4 \rightarrow S +$

15) $FeSO_4 + H_2SO_4 + HNO_3 \rightarrow NO +$

16) $As_2S_3 + KClO_3 \rightarrow H_3AsO_4 + H_2SO_4 +$

17) $Mg + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 +$

18) $PH_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3PO_4 +$

19) $HI + H_2SO_4 \rightarrow S + ...$

3. Закончить составление уравнений окислительно-восстановительных реакций и уравнять по электронному балансу:

1) $Na_2Cr_2O_7 + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$

2) $CuCl + K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow$

3) $FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$

4) $FeSO_4 + Br_2 + H_2SO_4 \rightarrow$

5) $NaNO_2 + Cl_2 + NaOH \rightarrow$

6) $Fe_2(SO_4)_3 + KI \rightarrow$

7) $K_2SO_3 + KMnO_4 + KOH \rightarrow$

8) $K_2SO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

9) $Cu_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

10) $HBr + KMnO_4 \rightarrow$

4. Напишите полные уравнения реакций и уравняйте их по электронному балансу

1) $H_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

2) $H_2O_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$

3) $H_2O_2 + H_2S \rightarrow$

4) $H_2O_2 + HI \rightarrow$

5) $H_2O_2 + Fe(OH)_2 \rightarrow$

6) $H_2O_2 + Cl_2 \rightarrow$

5. Какие из приведенных реакций относятся к реакциям диспропорционирования, межмолекулярного и внутримолекулярного окисления-восстановления:

1) $FeCl_3 + KI \rightarrow FeCl_2 + I_2 + H_2O$

2) $NH_4NO_3 \rightarrow N_2 + H_2O$

3) $H_2MnO_4 \rightarrow HMnO_4 + MnO_2 + H_2O$

4) $H_2S_2O_3 \rightarrow S + SO_2 + H_2O$

5) $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + H_2O$

6) $Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbO + NO_2 + O_2$

7) $Cl_2 + NaOH \rightarrow NaClO_3 + NaCl + H_2O$

8) $P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$

9) $FeS + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$

10) $Al + NaOH + H_2O \rightarrow Na\ [\ Al(OH)_4\ ] + H_2$

Э К С П Е Р И М Е Н Т А Л Ь Н А Я Ч А С Т Ь

1. Окислительные свойства ионов высшей валентности

1) К раствору дихромата калия, подкисленному разбавленной серной кислотой, прилить по каплям раствор сульфата железа (+2) до изменения окраски. Описать наблюдаемое изменение.

2) К подкисленному раствору сульфата железа (+2) прилить по каплям раствор перманганата калия. Почему фиолетовая окраска раствора исчезает?

Составьте уравнения соответствующих ОВР и расставьте коэффициенты по методу электронного баланса.

2.Окислительные и восстановительные свойства пероксида водорода

В три пробирки налить по 1 - 2 мл 3%-го раствора пероксида водорода, подкисленного 2н раствором серной кислоты. В одну пробирку прилить раствор иодида калия, в другую – раствор перманганата калия, а в третью -- раствор дихромата калия. Какую роль играет в этих реакциях пероксид водорода? Отметьте изменение окраски растворов.

Составьте уравнения соответствующих ОВР и расставьте коэффициенты по методу электронного баланса.

3.Окислительные и восстановительные свойства соединений трехвалентного азота

В три пробирки налить по 1-2 мл раствора нитрита калия, подкисленного серной кислотой. В одну пробирку прилить раствор иодида калия, в другую - раствор дихромата калия (смесь можно слегка нагреть), в третью - раствор перманганата калия. Отметить и обьяснить наблюдаемые во всех случаях изменения.

Составьте уравнения соответствующих ОВР и расставьте коэффициенты по методу электронного баланса.

4. Влияние pH среды на окислительно-восстановительный процесс

В три пробирки налить по 1 мл раствора перманганата калия. В первую пробирку прилить раствор серной кислоты, во вторую - воды, в третью - раствор щелочи. В каждую пробирку добавить по несколько миллилитров раствора сульфита натрия до изменения первоначальной окраски. Объяснить изменения окраски растворов.

Составьте уравнения соответствующих ОВР и расставьте коэффициенты по методу электронного баланса.

5.Окислительные и восстановительные свойства соединений хрома

1) К раствору соли хрома (+3) прилить раствор щелочи до растворения первоначального осадка гидроксида хрома (+3). После этого к полученному раствору прилить 1-2 мл 3%-го раствора пероксида водорода (можно слегка подогреть) до изменения первоначальной окраски.

2) К подкисленному раствору дихромата калия прилить раствор тиосульфата натрия. Отметить изменения окраски растворов в пунктах 1 и 2.

Составьте уравнения соответствующих ОВР и расставьте коэффициенты по методу электронного баланса.

6. Окислительные и восстановительные свойства соединений железа

1) К подкисленному раствору соли железа (+3) прилить раствор иодида калия.

2) К раствору красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$ прилить раствор щелочи и затем добавить раствор пероксида водорода.

3) К подкисленному раствору соли железа (+2) прилить раствор пероксида водорода.

Во всех реакциях объяснить происходящие изменения.

Составьте уравнения соответствующих ОВР и расставьте коэффициенты по методу электронного баланса.

Л И Т Е Р А Т У Р А

1. Коровин Н.В., Мингулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии. М.: Высш.шк., 1998.
2. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. М., 1988.
3. Практикум по неорганической химии/ Под ред. А.Ф.Воробьева и С.И.Дракина. М.; Химия, 1984.
4. Окислительно-восстановительные реакции. Казань: КИСИ, 1999.
5. Окислительно-восстановительные реакции. Методические указания. М.: МИСИ, 1983.
6. Лабораторные работы по общей химии. Киев: КИСИ, 1978.

ОКИСЛИТЕЛЬНО – ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Методические указания
к лабораторной работе по химии
для студентов дневного и заочного
обучения

Составители: Бойчук Василий Андреевич
Громаков Николай Семёнович

Редактор В.В.Попова

Редакционно-издательский отдел
Казанской государственной архитектурно-строительной академии
Лицензия ЛР № 020379 от22.01.92г.

Подписано в печать Формат 60×84\16
Заказ Бумага тип №1 Усл.-печ.л.1,0
Тираж 300 Печать офсетная Учётн.-изд.л. 1,0

Печатно-множительный отдел КГАСА
420043, Казань, Зелёная, 1.