Задания для отработки навыков.

Для выполнения Заданий для обработки навыков, необходимо:

- прочитать раздел «Окислительно-восстановительное равновесие» теоретическая часть;
- выписать основные формулы расчета электродного потенциала;
- посмотреть примеры выполнения заданий для обработки навыков;
- решить и выписать ответы ситуационных задач, которые будут необходимы вам для выполнения раздела «Окислительно-восстановительное равновесие» оценочная часть.

Выполнение данной части (раздел «Окислительно-восстановительное равновесие» практическая часть) рассчитано на 3,5 академических часа.

Типичные реакции окисления-восстановления.

1. Реакции с участием перманганата калия в качестве окислителя.

При взаимодействии перманганата калия с восстановителем образуются различные продукты восстановления в зависимости от рН среды.

Реакции в кислой среде.

$$5K_2S^{+4}O_3 + 2KMn^{+7}O_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 6K_2S^{+6}O_4 + 2Mn^{+2}SO_4 + 3H_2O$$

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

$$SO_3^{2-} + H_2O - 2\bar{e} \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^{+}$$
5

$$2MnO_4^- + 16H^+ + 5SO_3^{2-} + 5H_2O \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O + 5SO_4^{2-} + 10H^+$$
 или $2MnO_4^- + 6H^+ + 5SO_3^{2-} \rightarrow 2Mn^{2+} + 3H_2O + 5SO_4^{2-}$

Реакции в нейтральной среде

$$3K_{2}S^{+4}O_{3} + 2KMn^{+7}O_{4} + H_{2}O \rightarrow 3K_{2}S^{+6}O_{4} + 2Mn^{+4}O_{2}\downarrow + 2KOH$$

$$MnO_{4}^{1-} + 2H_{2}O + 3\bar{e} \rightarrow MnO_{2} + 4OH^{-}$$

$$SO_{3}^{2-} + 2OH^{-} - 2\bar{e} \rightarrow SO_{4}^{2-} + H_{2}O$$

$$3$$

$$2MnO_4^- + 4H_2O + 3SO_3^{2-} + 6OH^- \rightarrow 2MnO_2 + 8OH^- + 3SO_4^{2-} + 3H_2O$$
 или $2MnO_4^- + H_2O + 3SO_3^{2-} \rightarrow 2MnO_2 + 2OH^- + 3SO_4^{2-}$

Реакции в щелочной среде.

$$K_2S^{+4}O_3 + 2KMn^{+7}O_4 + 2KOH \rightarrow K_2S^{+6}O_4 + 2K_2Mn^{+6}O_4 + H_2O$$

$$SO_3^{2-} + 2OH^- - 2\bar{e} \rightarrow SO_4^{2-} + H_2O$$
 1
 $MnO_4^{1-} + \bar{e} \rightarrow MnO_4^{2-}$ 2

$$SO_3^{2-} + 2OH^- + 2MnO_4^- \rightarrow SO_4^{2-} + H_2O + 2MnO_4^{2-}$$

2. Реакции с дихроматом калия в качестве окислителя

Степень окисления хрома понижается с +6 до +3.

$$K_2Cr_2^{+6}O_7 + 3H_2S^{-2} + 4H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2^{+3}(SO_4)_3 + 3S^0 \downarrow + 7H_2O_4$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$
 1
 $H_2S^0 - 2\bar{e} \rightarrow S^0 + 2H^+$ 3

$$Cr_2O_7^{2-} + 8H^+ + 3H_2S \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O + 3S^0$$

2.
$$K_2Cr_2^{+6}O_7 + 6Fe^{+2}SO_4 + 7H_2SO_4 \rightarrow 3Fe_2^{+3}(SO_4)_3 + K_2SO_4 + Cr_2^{+3}(SO_4)_3 + 7H_2O$$

$$\begin{array}{c|c} Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O & 1 \\ Fe^{2+} - \bar{e} \rightarrow Fe^{3+} & 6 \end{array}$$

$$\begin{array}{c|c} 1 & 6 \\ \hline 6Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 6Fe^{3+} + 7H_2O \\ \hline 3. & K_2Cr_2^{+6}O_7 + 14HCl^{-1} \rightarrow 3Cl_2^{0} \uparrow + 2KCl + 2Cr^{+3}Cl_3 + 7H_2O \\ \hline & Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O \\ \hline & 2Cl^{1-} - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2^{0} & 3 \\ \hline & Cr_2O_7^{2-} + 6Cl^{-} + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 3Cl_2^{0} + 7H_2O \\ \hline \end{array}$$

3. Пероксид водорода в окислительно-восстановительных реакциях

Обычно пероксид водорода используют как окислитель:

$$H_2O_2 + 2HI^{-1} \rightarrow I_2^{\ 0} + 2H_2O$$

$$2I^{-} - 2\bar{e} \rightarrow I_{2}^{0}$$

$$H_{2}O_{2} + 2H^{+} + 2\bar{e} \rightarrow 2H_{2}O$$

$$2I^{-} + H_{2}O_{2} + 2H^{+} \rightarrow I_{2} + 2H_{2}O$$

При действии сильных окислителей пероксид водорода может окисляться, образуя кислород и воду.

$$5H_2O_2 + 2KMn^{+7}O_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 5O_2^{0} \uparrow + K_2SO_4 + 2Mn^{2+}SO_4 + 8H_2O$$

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$
 2
 $H_2O_2 - 2\bar{e} \rightarrow O_2 + 2H^+$ 5

$$2MnO_4^- + 5H_2O_2 + 16H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O + 5O_2 + 10H^+$$
 или $2MnO_4^- + 5H_2O_2 + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O + 5O_2$

Задачи для самоконтроля.

- 1. В технологии получения меди оксид меди (I) нагревают с сульфидом меди (I). При этом восстанавливается металл. Какой еще продукт реакции образуется? Напишите уравнение реакции.
- 2. Смесь сухого сероводорода и сухого оксида серы (IV) пропустили через воду, при этом образовался осадок свободной серы. Составьте уравнение реакции между указанными веществами. Какое из веществ окисляется, какое восстанавливается?
- 3. Почему оксид углерода(IV), оксид серы(VI), оксид фосфора(V) не могут быть окислены кислородом, а оксид углерода(II), оксид серы(IV), оксид фосфора(III) могут быть окислены кислородом? Запишите уравнения реакций. Составьте электронный баланс.
- 4. При взаимодействии раствора азотистой кислоты с раствором йодоводородной кислоты один из продуктов реакции газообразный оксид азота. Какой из оксидов азота (оксид азота(II) или оксид азота(IV)) образуется в этой реакции? Запишите уравнение реакции,

составьте уравнения электронного баланса, расставьте коэффициенты с помощью уравнений электронного баланса.

- 5. Запишите два уравнения реакций, в одной из которых газообразный водород будет окислителем, а в другой восстановителем.
- 6. Какой элемент в бромоводородной кислоте может выполнять функцию окислителя, а какой —функцию восстановителя? В какой из приведённых схем бромоводородная кислота окислитель, а в какой восстановитель:
- a) $MnO_2 + HBr \rightarrow MnBr_2 + Br_2 + H_2O$;
- δ) Zn + HBr → ZnBr ₂ + H₂.
- 7. Используя метод электронного баланса или ионно-электронного баланса, составьте уравнение
- a) $NH_3 + KClO \rightarrow N_2 + H_2O + \dots$
- $6) \text{ KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{S} + \dots + \dots$
- B) $KCl + K_2Cr_2O_7 + ... \rightarrow ... + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O_4$

Определите окислитель и восстановитель.