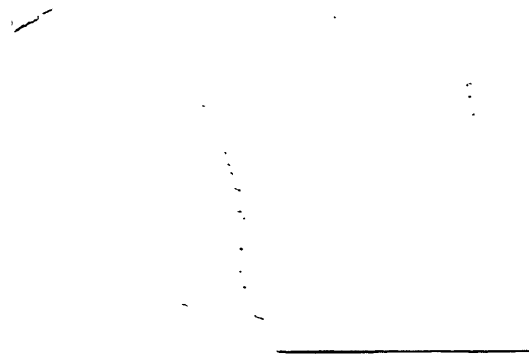


57

ОБЩАЯ ХИМИЯ



#6897



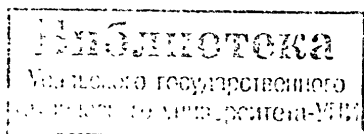
Министерство образования Российской Федерации

ГОУ ВПО «Уральский государственный технический университет – УПИ»

О Б Щ А Я Х И М И Я

Методические указания для самостоятельной работы
студентов всех форм обучения механико-машиностроительного
факультета, филиалов и представительств университета

Екатеринбург
2003



УДК 541

Составители: Е.А. Никоненко, М.П. Колесникова, А.В. Пономарев

Научный редактор – доц., канд. хим. наук. С.Д. Ващенко

Общая химия: Методические указания для самостоятельной работы студентов / Е.А. Никоненко, М.П. Колесникова, А.В. Пономарев. Екатеринбург: ГОУ ВПО УГТУ-УПИ, 2003. 41 с.

Методические указания содержат образцы решения примеров и контрольные задания по основным темам курса. Для выполнения заданий приведены необходимые данные и таблицы, а также список литературы. Указания предназначены для самостоятельной работы студентов 1-го курса механико-машиностроительного факультета всех форм обучения.

Библиогр.: 8 назв. Табл.8. Прил.1.

Подготовлено кафедрой «Общая химия и природопользование»

© ГОУ ВПО «Уральский государственный
технический университет – УПИ», 2003

ВВЕДЕНИЕ

Календарный план лекций

| Номер уч. недели | Тема лекции |
|---------------------|---|
| 1 | Строение атома и периодический закон. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева |
| 2 | Классы неорганических соединений |
| 3 | Термодинамический метод рассмотрения химических процессов |
| 4 | Скорость химических реакций |
| 5 | Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье |
| 6 | Растворы электролитов |
| 7 | Диссоциация воды. Водородный показатель. Гидролиз солей |
| 8 | Окислительно-восстановительные реакции |
| 9 | Направление окислительно-восстановительных реакций |
| 10 | Общие свойства металлов. Электродные потенциалы металлов |
| 11 | Химические источники тока |
| 12 | Действие агрессивных сред на металлы |
| 13 | Коррозия металлов |
| 14 | Способы защиты металлов от коррозии |
| 15 | Электролиз солей |
| 16 | Обзорная лекция |

График выполнения домашних заданий (ДЗ)

| Но- мер ДЗ | Темы | Номер раздела, подраздела | Сроки, номер недели | |
|------------------|--|---------------------------------|------------------------|-------------|
| | | | Получить ДЗ | Сдать ДЗ |
| 1 | Электронные структуры атомов | 1 | 2 | 5 |
| | Концентрация растворов | 3.1 | 2 | 4 |
| 2 | Термодинамический метод рассмотрения химических процессов | 2.1 | 5 | 6 |
| | Химическое равновесие | 2.2 | 5 | 8 |
| 3 | Растворы электролитов | 3.2 | 8 | 9 |
| | Гидролиз солей | 3.3 | 8 | 10 |
| 4 | Окислительно-восстановительные реакции | 4.1 | 10 | 11 |
| | Гальванический элемент | 4.2 | 11 | 12 |
| | Взаимодействие металлов с агрессивными средами | 4.3 | 12 | 13 |
| | Электрохимическая коррозия металлов | 4.4 | 13 | 14 |
| | Электролиз растворов солей | 4.5 | 14 | 15 |

1. ЭЛЕКТРОННАЯ СТРУКТУРА АТОМОВ

Все известные элементы представлены в периодической системе Д.И.Менделеева, которая состоит из 7 периодов (1–3 малые, 4–7 большие), 8 групп. Каждая группа разделена на главную и побочную подгруппы. Главная подгруппа содержит элементы малых и больших периодов, а побочная – только больших.

Пример 1. Укажите в периодической системе Д.И. Менделеева положение (номер периода, номер группы, главная или побочная подгруппа) атома элемента с зарядом ядра № 85.

Решение. Элемент ($_{85}\text{At}$) находится в 6-м периоде, 8-й группе, главной подгруппе.

Атомы элементов состоят из положительно заряженного ядра (протонов и нейтронов) и электронов. Количество электронов равно порядковому номеру элемента. Состояние электрона в атоме характеризуется квантовыми числами n , l , m_l и m_s , которые называются соответственно **главное, орбитальное, магнитное и спиновое.**

Порядок заполнения орбиталей электронами определяется следующими правилами В. Клечковского:

- 1) **заполнение происходит в порядке увеличения суммы ($n + l$);**
- 2) **при одинаковых значениях этой суммы – в порядке последовательного возрастания значений главного квантового числа n .**

Последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней в порядке возрастания их энергии в многоэлектронных атомах имеет вид: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d \approx 4f < 6p < 7s < 6d \approx 5f < 7p$.

Пример 2. Используя правила Клечковского, рассчитайте, какой подуровень раньше заполняется электронами 4d или 5s.

Решение. Для 4d-подуровня $\Sigma n + l = 4 + 2 = 5$; для 5s-подуровня $\Sigma n + l = 5 + 0 = 5$. Так как сумма одинакова, то в первую очередь заполняется подуровень с меньшим значением n , то есть **4d**.

Пример 3. Напишите полную электронную формулу атома элемента с зарядом ядра 22. **Решение.** $_{22}\text{Ti } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$.

Пример 4. По распределению валентных электронов – $3d^5 4s^2$ определите, какой это элемент, укажите его символ и напишите полную электронную формулу.

Решение. Значение главного квантового числа последнего энергетического уровня соответствует номер периода, следовательно, элемент находится в **4-м периоде**. Сумма валентных электронов показывает номер группы, в которой находится элемент, в данном случае номер **группы 7**. Так как валентные электроны находятся на d-подуровне, то это элемент **побочной подгруппы**: $_{25}\text{Mn } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$.

Пример 5. Напишите полные электронные формулы ионов F^- , Sn^{2+} .

Решение. При образовании отрицательно заряженного иона нейтральный атом элемента принимает электроны: $\text{F}^0 + 1\text{e}^- = \text{F}^-$, электронная формула иона $_{9}\text{F}^- 1s^2 2s^2 2p^6$. Положительно заряженный ион получается, когда нейтральный атом элемента отдает электроны: $\text{Sn}^0 - 2\text{e}^- = \text{Sn}^{2+}$, электронная формула иона $_{50}\text{Sn}^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^0$.

Задания к разделу 1

1. Укажите положение в периодической системе Д.И. Менделеева (номер периода, номер группы, главная или побочная подгруппа) атомов элементов (порядковый номер указан в задании).

| | | | | |
|-------------|--------------|--------------|--------------|--------------|
| 1.1. 12, 44 | 1.7. 80, 36 | 1.13. 39, 77 | 1.19. 28, 79 | 1.25. 41, 81 |
| 1.2. 20, 49 | 1.8. 88, 25 | 1.14. 49, 7 | 1.20. 75, 6 | 1.26. 8, 84 |
| 1.3. 30, 14 | 1.9. 15, 9 | 1.15. 57, 16 | 1.21. 14, 45 | 1.27. 16, 48 |
| 1.4. 38, 53 | 1.10. 13, 51 | 1.16. 81, 12 | 1.22. 22, 82 | 1.28. 84, 17 |
| 1.5. 48, 86 | 1.11. 21, 52 | 1.17. 25, 29 | 1.23. 32, 29 | 1.29. 74, 24 |
| 1.6. 56, 79 | 1.12. 31, 79 | 1.18. 35, 47 | 1.24. 40, 27 | 1.30. 42, 53 |

2. Используя правила Клечковского, рассчитайте, какой подуровень раньше заполняется электронами.

| | | | |
|----------------|-----------------|-----------------|-----------------|
| 2.1. 1s или 2s | 2.9. 4d или 5s | 2.17. 3s или 3p | 2.25. 5s или 5p |
| 2.2. 2s или 2p | 2.10. 4f или 5s | 2.18. 3p или 3d | 2.26. 5p или 6s |
| 2.3. 2p или 3p | 2.11. 5s или 5p | 2.19. 3d или 4s | 2.27. 5p или 5d |
| 2.4. 3s или 2p | 2.12. 5p или 4d | 2.20. 4s или 4p | 2.28. 5d или 6s |
| 2.5. 3p или 3d | 2.13. 5d или 4f | 2.21. 4p или 4d | 2.29. 6d или 4f |
| 2.6. 3d или 4s | 2.14. 5f или 6p | 2.22. 4d или 5s | 2.30. 6s или 5d |
| 2.7. 4s или 4p | 2.15. 6s или 5d | 2.23. 5s или 4p | |
| 2.8. 4p или 4d | 2.16. 2p или 3s | 2.24. 5s или 4f | |

3. Напишите полные электронные формулы атомов элементов (порядковый номер указан в задании).

| | | | | | |
|---------|----------|----------|----------|----------|----------|
| 3.1. 33 | 3.6. 76 | 3.11. 43 | 3.16. 79 | 3.21. 74 | 3.26. 50 |
| 3.2. 51 | 3.7. 47 | 3.12. 53 | 3.17. 26 | 3.22. 64 | 3.27. 51 |
| 3.3. 73 | 3.8. 37 | 3.13. 75 | 3.18. 22 | 3.23. 48 | 3.28. 52 |
| 3.4. 83 | 3.9. 25 | 3.14. 85 | 3.19. 28 | 3.24. 77 | 3.29. 55 |
| 3.5. 53 | 3.10. 35 | 3.15. 80 | 3.20. 30 | 3.25. 49 | 3.30. 57 |

4. По распределению валентных электронов определите, какой это элемент, укажите его символ и напишите полную электронную формулу.

| | | | | |
|------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|
| 4.1. $6s^2 6p^4$ | 4.7. $5s^2 5p^2$ | 4.13. $5d^3 6s^2$ | 4.19. $4d^1 5s^2$ | 4.25. $4d^3 5s^2$ |
| 4.2. $3s^2 3p^3$ | 4.8. $5d^3 6s^2$ | 4.14. $4s^2 4p^5$ | 4.20. $4d^2 5s^2$ | 4.26. $3d^7 4s^2$ |
| 4.3. $4s^2 4p^4$ | 4.9. $5d^9 6s^2$ | 4.15. $4s^2 4p^3$ | 4.21. $5d^1 6s^2$ | 4.27. $4s^2 4p^3$ |
| 4.4. $3d^9 4s^2$ | 4.10. $5d^2 6s^2$ | 4.16. $3d^3 4s^2$ | 4.22. $4s^2 4p^3$ | 4.28. $3d^8 4s^2$ |
| 4.5. $3d^2 4s^2$ | 4.11. $5d^4 6s^2$ | 4.17. $3d^2 4s^2$ | 4.23. $3s^2 3p^2$ | 4.29. $5d^1 6s^2$ |
| 4.6. $3s^2 3p^6$ | 4.12. $6s^2 6p^1$ | 4.18. $3d^3 4s^2$ | 4.24. $5d^2 6s^2$ | 4.30. $4d^4 5s^2$ |

5. Напишите полные электронные формулы ионов.

| | | | | | |
|----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|
| 5.1. Fe^{2+} | 5.6. Bi^{3+} | 5.11. Cr^{3+} | 5.16. Cu^{2+} | 5.21. V^{2+} | 5.26. Tl^+ |
| 5.2. Ni^{2+} | 5.7. Sn^{4+} | 5.12. Sb^{3+} | 5.17. Au^{3+} | 5.22. In^{3+} | 5.27. Ba^{2+} |
| 5.3. Mn^{2+} | 5.8. Γ | 5.13. Cd^{2+} | 5.18. Hg^{2+} | 5.23. Co^{2+} | 5.28. Mn^{4+} |
| 5.4. Re^{2+} | 5.9. S^{2-} | 5.14. La^{3+} | 5.19. Br^- | 5.24. Se^{2-} | 5.29. Fe^{3+} |
| 5.5. W^{3+} | 5.10. Te^{2-} | 5.15. Pt^{2+} | 5.20. Zr^{2+} | 5.25. Pb^{2+} | 5.30. Fr^+ |

2. ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

2.1. Термодинамический метод рассмотрения химических процессов

Термодинамический подход заключается в рассмотрении начального и конечного состояний взаимодействующих веществ, при этом не учитываются механизм и скорость процесса.

Для описания систем используют набор термодинамических функций, основными из которых являются H – энтальпия, S – энтропия, G – энергия Гиббса. В справочных таблицах приводят стандартные энтальпии образования веществ ($\Delta H_{\text{обр}}^0$, кДж/моль), стандартные энтропии веществ (S_{298}^0 , Дж/моль·К) (табл. П.2), стандартные энергии Гиббса образования веществ ($\Delta G_{\text{обр}}^0$, кДж/моль). Стандартные условия: $T = 298\text{K}$, $P = 1,013 \cdot 10^5$ Па, вещества – химически чистые.

Энтальпийный эффект химической реакции определяют по закону Гесса и следствию из него. Следствие из закона Гесса: **Изменение энтальпии химической реакции равно разности сумм энтальпий образования продуктов реакции и исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов:**

$$\Delta H_{\text{x.p}}^0 = \sum (n \cdot \Delta H_{\text{прод}}^0) - \sum (m \cdot \Delta H_{\text{исх.в}}^0),$$

где n , m – стехиометрические коэффициенты.

Аналогичным образом можно рассчитывать изменение и других функций – энтропии ($\Delta S_{\text{x.p}}^0$), энергии Гиббса ($\Delta G_{\text{x.p}}^0$).

В системах, находящихся при постоянных температуре и давлении, самопроизвольно могут протекать только те процессы, которые сопровождаются уменьшением энергии Гиббса ($\Delta G < 0$). Если $\Delta G > 0$, реакция протекает в обратном направлении, а при $\Delta G = 0$ система находится в состоянии химического равновесия.

Пример. Вычислить стандартные изменения энтальпии, энтропии, энергии Гиббса в реакции $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{C}_{(\text{графит})} = 2\text{CO}_{(\text{г})}$. Определить температуру, при которой устанавливается химическое равновесие реакции, и сделать вывод о возможности протекания реакции в прямом направлении.

Решение. 1. Рассчитать стандартное изменение энтальпии реакции:

$$\Delta H_{\text{x.p}}^0 = \sum (n \Delta H_{\text{прод}}^0) - \sum (m \Delta H_{\text{исх.в}}^0) = 2 \Delta H_{\text{CO}}^0 - (\Delta H_{\text{CO}_2}^0 + \Delta H_{\text{C}}^0) = 2 \cdot (-110,5) - (-393,5 + 0) = 172,5 \text{ кДж.}$$

$\Delta H_{\text{x.p}}^0 > 0$ – эндотермическая реакция.

2. Рассчитать стандартное изменение энтропии реакции:

$$\Delta S_{\text{x.p}}^0 = \sum (n S_{\text{прод}}^0) - \sum (m S_{\text{исх.в}}^0) = 2 S_{\text{CO}}^0 - (S_{\text{CO}_2}^0 + S_{\text{C}}^0) = 2 \cdot 197,5 - (213,7 + 5,7) = 175,6 \text{ Дж/К} = 176,5 \cdot 10^{-3} \text{ кДж/К.}$$

3. Рассчитать стандартное изменение энергии Гиббса реакции:

$$\Delta G_{x,p}^0 = \Delta H_{x,p}^0 - T \cdot \Delta S_{x,p}^0 = 172,5 - 298 \cdot 176,5 \cdot 10^{-3} = 120,2 \text{ кДж.}$$

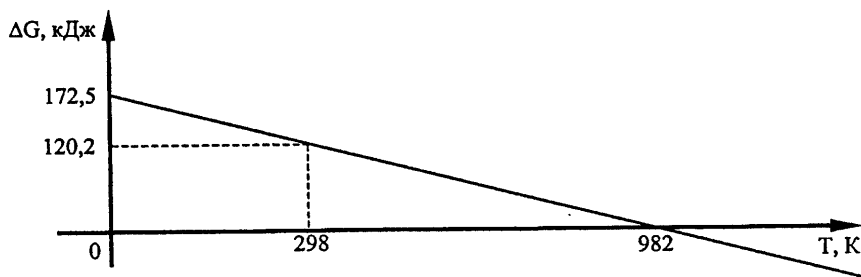
$\Delta G_{x,p}^0 > 0$, при $T = 298\text{K}$ прямая реакция невозможна.

4. Определить температуру, при которой устанавливается химическое равновесие.

Если пренебречь зависимостями ΔH и ΔS от температуры и считать их постоянными, можно рассчитать энергию Гиббса при нестандартной температуре T : $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S \approx \Delta H_{x,p}^0 - T \cdot \Delta S_{x,p}^0$

$$\Delta G_{x,p} = \Delta H_{x,p}^0 - T \cdot \Delta S_{x,p}^0 = 0 \Rightarrow T = \frac{\Delta H_{x,p}^0}{\Delta S_{x,p}^0} = \frac{172,5}{176,5 \cdot 10^{-3}} = 982\text{K}.$$

5. Построить график зависимости $\Delta G_{x,p}$ от T .



Из графика видно, что в интервале температур $0 - 982\text{K}$ $\Delta G > 0$, следовательно, прямая реакция невозможна; выше 982K $\Delta G < 0$, т.е. самопроизвольно протекает прямая реакция.

Задания к подразделу 2.1

Вычислить стандартные изменения энтальпии, энтропии, энергии Гиббса в соответствующей реакции ($\Delta H_{\text{обр}}^0$, S_{298}^0 взять из табл. П.2). Определить температуру, при которой устанавливается химическое равновесие реакции, построить график зависимости ΔG от T и сделать вывод о возможности протекания реакции в прямом направлении.

| Номер | Уравнение реакции |
|-------|---|
| 1 | $4\text{NH}_{3(\text{r})} + 5\text{O}_{2(\text{r})} = 4\text{NO}_{(\text{r})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ |
| 2 | $4\text{NH}_{3(\text{r})} + 3\text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{N}_{2(\text{r})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ |
| 3 | $4\text{HCl}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 2\text{Cl}_{2(\text{r})}$ |
| 4 | $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{r})} + 3\text{CO}_{(\text{r})} = 2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{CO}_{2(\text{r})}$ |
| 5 | $\text{CH}_{4(\text{r})} + 2\text{O}_{2(\text{r})} = \text{CO}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ |
| 6 | $2\text{Mg}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{r})} = 2\text{MgO}_{(\text{к})} + \text{C}_{(\text{графит})}$ |
| 7 | $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 2\text{Cl}_{2(\text{r})} = 4\text{HCl}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})}$ |
| 8 | $3\text{CH}_{4(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = 4\text{CO}_{(\text{r})} + 8\text{H}_{2(\text{r})}$ |

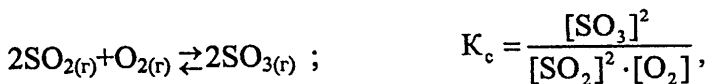
| Номер | Уравнение реакции |
|-------|---|
| 9 | $2\text{Cu}_2\text{O}_{(т)} + \text{Cu}_2\text{S}_{(т)} = 6\text{Cu}_{(ж)} + \text{SO}_{2(г)}$ |
| 10 | $2\text{H}_2\text{S}_{(г)} + \text{SO}_{2(г)} = 3\text{S}_{(помб)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$ |
| 11 | $2\text{C}_2\text{H}_2_{(г)} + 5\text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 4\text{CO}_{2(г)}$ |
| 12 | $\text{CaO}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)} = \text{CaCO}_{3(т)}$ |
| 13 | $2\text{H}_2\text{S}_{(г)} + 3\text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{SO}_{2(г)}$ |
| 14 | $2\text{C}_{(т)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{CO}_{(г)}$ |
| 15 | $2\text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{CO}_{2(г)}$ |
| 16 | $\text{C}_{(графит)} + 2\text{N}_2\text{O}_{(г)} = \text{CO}_{2(г)} + 2\text{N}_2_{(г)}$ |
| 17 | $\text{Fe}_2\text{O}_{3(т)} + 2\text{Al}_{(т)} = \text{Al}_2\text{O}_{3(т)} + 2\text{Fe}_{(т)}$ |
| 18 | $\text{BaO}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)} = \text{BaCO}_{3(т)}$ |
| 19 | $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$ |
| 20 | $\text{N}_2\text{O}_{4(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$ |
| 21 | $\text{Al}_2\text{O}_{3(т)} + 3\text{SO}_{3(г)} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(т)}$ |
| 22 | $\text{CaO}_{(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)} = \text{Ca}(\text{OH})_{2(т)}$ |
| 23 | $\text{Fe}_2\text{O}_{3(т)} + 3\text{CO}_{(г)} = 3\text{CO}_{2(г)} + 2\text{Fe}_{(т)}$ |
| 24 | $\text{CuO}_{(т)} + \text{C}_{(т)} = \text{Cu}_{(т)} + \text{CO}_{(г)}$ |
| 25 | $\text{C}_2\text{H}_4_{(г)} + 3\text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{CO}_{2(г)}$ |
| 26 | $\text{CaO}_{(т)} + \text{SO}_{3(г)} = \text{CaSO}_4_{(т)}$ |
| 27 | $3\text{Fe}_3\text{O}_4_{(т)} + 8\text{Al}_{(т)} = 4\text{Al}_2\text{O}_3_{(т)} + 9\text{Fe}_{(т)}$ |
| 28 | $2\text{C}_6\text{H}_6_{(ж)} + 15\text{O}_{2(г)} = 6\text{H}_2\text{O}_{(ж)} + 12\text{CO}_{2(г)}$ |
| 29 | $2\text{PH}_3_{(г)} + 4\text{O}_{2(г)} = \text{P}_2\text{O}_5_{(т)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$ |
| 30 | $2\text{C}_2\text{H}_6_{(г)} + 7\text{O}_{2(г)} = 6\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 4\text{CO}_2_{(г)}$ |

2.2. Скорость химических процессов и химическое равновесие

Для полного описания химической реакции необходимо знать также закономерности ее протекания во времени, т.е. ее скорость и механизм.

Состояние системы, при котором скорости прямой и обратной реакции равны, называют химическим равновесием. Состояние равновесия характеризуют константой равновесия (K_c).

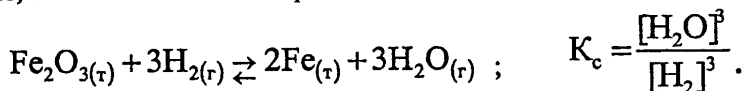
Гомогенная система.



где [] – равновесные концентрации веществ.

Гетерогенная система.

В выражение константы равновесия концентрация твёрдой фазы не входит, так как она является практически постоянной величиной.



Принцип Ле Шателье

На состояние равновесия системы влияют давление, концентрация реагирующих веществ и температура. Система может находиться в состоянии равновесия бесконечно долго. Если изменить условия его существования, равновесие будет нарушено. Со временем установится новое состояние равновесия, но с другими равновесными концентрациями. Переход из одного равновесного состояния в другое называют смещением равновесия.

Качественно определить направление смещения равновесия позволяет принцип Ле Шателье (1884г.): **если находящаяся в истинном равновесии система подвергается внешнему воздействию, равновесие смещается в направлении, которое способствует ослаблению этого воздействия.**

Пример 1. Для реакции $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ при изменении параметров равновесие смещается: 1) с увеличением C_{NH_3} ←

2) с увеличением P →

Пример 2. В системе $A_{(г)} + 2B_{(г)} \rightleftharpoons D_{(г)}$ равновесные концентрации, моль/л: $[A] = 0,06$; $[B] = 0,12$; $[D] = 0,216$. Найти константу равновесия реакции и исходные концентрации веществ А и В.

Решение. Константа равновесия данной реакции выражается уравнением

$$K_c = \frac{[D]}{[A] \cdot [B]^2} = \frac{0,216}{0,06 \cdot (0,12)^2} = 2,5.$$

Обозначим исходные концентрации веществ – C^0 , концентрации преореагировавших веществ – $C^{прор}$; $C^0 = C^{прор} + []$.

Согласно уравнению реакции:

$$C_A^{прор} = [D], \quad C_A^0 = C_A^{прор} + [A] = 0,216 + 0,06 = 0,276 \text{ моль/л.}$$

$$C_B^{прор} = 2 [D], \quad C_B^0 = C_B^{прор} + [B] = 2 \cdot 0,216 + 0,12 = 0,552 \text{ моль/л.}$$

Задания к подразделу 2. 2

1. При каких условиях в равновесной системе $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \rightleftharpoons 2NH_{3(г)}$, $\Delta H_{298}^0 = -92,4 \text{ кДж}$ можно максимально увеличить выход NH_3 ?

2. При синтезе аммиака в равновесии находится 1 моль водорода, 2 моль азота и 8 моль аммиака. Во сколько раз исходное количество N_2 больше равновесного?

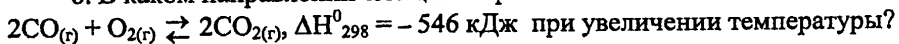
3. В замкнутом сосуде протекает обратимый процесс диссоциации $PCl_{5(г)} \rightleftharpoons PCl_{3(г)} + Cl_{2(г)}$. Начальная концентрация PCl_5 равна 2,4 моль/л. Равновесие установилось после того, как 33,3% PCl_5 прореагировало. Вычислить равновесные концентрации всех веществ и $K_{равн}$.

4. Указать, в какой из четырех реакций увеличение давления смещает равновесие вправо: 1) $C_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons CO_{2(г)}$ 2) $S_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons SO_{2(г)}$

3) $2Zn_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2ZnO_{(г)}$ 4) $N_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2NO_{(г)}$

5. В сосуде емкостью 1 л при 410°C смешали 1 моль H_2 и 1 моль I_2 . Вычислить, при каких концентрациях устанавливается химическое равновесие, если константа равновесия равна 48.

6. В каком направлении смещается равновесие в системе



7. В сосуде объемом 0,5 л находятся 0,5 моль H_2 и 0,5 моль N_2 . При некоторой температуре к моменту установления равновесия образовалось 0,02 моль NH_3 . Вычислить константу химического равновесия.

8. Какие условия следует создать, чтобы максимально повысить выход SO_3 по реакции $2\text{SO}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(r)}$, $\Delta H^{\circ}_{298} = -192 \text{ кДж}$?

9. В обратимой реакции $\text{CO}_{(r)} + \text{Cl}_{2(r)} \rightleftharpoons \text{COCl}_{2(r)}$ установились следующие равновесные концентрации веществ, моль/л: $[\text{CO}] = 0,1$; $[\text{Cl}_2] = 0,4$; $[\text{COCl}_2] = 4$. Вычислить $K_{\text{равн}}$ и исходные концентрации Cl_2 и CO .

10. Как следует изменить концентрацию HCl и давление в системе: $4\text{HCl}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(r)} + 2\text{Cl}_{2(r)}$, чтобы повысить выход хлора?

11. Константа равновесия обратимой реакции: $2\text{NO}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(r)}$ равна 2,22. Сколько моль O_2 следует ввести в систему объемом 2 л, чтобы окислить 40% NO ? Начальная концентрация $\text{NO} = 4$ моль/л.

12. Определить объемный состав смеси в момент равновесия для системы: $\text{C}_{\text{графит}} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(r)}$, если при 1300°C $K_{\text{равн}} = 0,289$.

13. Объяснить смещение равновесия в системе $\text{N}_{2(r)} + 3\text{H}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(r)}$, $\Delta H < 0$ при повышении температуры, понижении давления.

14. Равновесие в системе $\text{CO}_{(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(r)} + \text{CO}_{2(r)}$ установилось при следующих концентрациях веществ, моль/л: $[\text{CO}] = 0,04$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,08$; $[\text{CO}_2] = 0,08$. Вычислить K_c и начальные концентрации CO и H_2O .

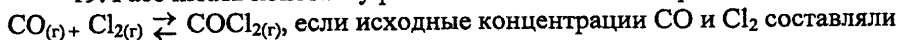
15. В каком направлении будет смещаться равновесие при повышении давления в системе: $4\text{HCl}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(r)} + 2\text{Cl}_{2(r)}$? Ответ пояснить, используя принцип Ле Шателье.

16. Константа равновесия системы $2\text{N}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{N}_2\text{O}_{(r)}$ равна 1,21. Равновесные концентрации, моль/л: $[\text{N}_2] = 0,72$; $[\text{N}_2\text{O}] = 0,84$. Рассчитать исходную и равновесную концентрации кислорода.

17. В замкнутой системе $\text{CaCO}_{3(r)} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(r)} + \text{CO}_{2(r)}$; $\Delta H^{\circ}_{298} = +180 \text{ кДж}$ установилось состояние равновесия. Указать направление смещения равновесия при понижении: температуры; парциального давления $\text{CO}_{2(r)}$?

18. Равновесие в системе $\text{CO}_{(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(r)} + \text{CO}_{2(r)}$ установилось при следующих концентрациях веществ, моль/л: $[\text{CO}] = 1$; $[\text{H}_2\text{O}] = 4$; $[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = 2$. Вычислить равновесные концентрации, которые установились после повышения концентрации CO в три раза. В каком направлении сместится равновесие?

19. Рассчитать константу равновесия химической реакции



2 моль/л, а равновесная концентрация COCl_2 равна 2 моль/л.

20. Указать, какой фактор увеличит выход серного ангидрида в реакции $2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(\text{r})}$, $\Delta H^0_{298} = -192$ кДж:

- 1) уменьшение температуры; 2) уменьшение давления;
3) увеличение температуры; 4) уменьшение концентрации кислорода.

21. Равновесие в системе $2\text{CO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{2(\text{r})}$ установилось при следующих концентрациях веществ, моль/л: $[\text{CO}] = 1,2$; $[\text{O}_2] = 0,1$; $[\text{CO}_2] = 4$. Вычислить исходную концентрацию CO .

22. Во сколько раз возрастет скорость реакции $2\text{CO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{2(\text{r})}$, если процесс горения CO протекает не на воздухе, а в чистом кислороде?

23. Константа равновесия процесса $\text{CO}_{(\text{r})} + \text{Cl}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons \text{COCl}_{2(\text{r})}$ при определенных условиях равна 4. Равновесные концентрации веществ составляют, моль/л: $[\text{Cl}_2] = 0,5$; $[\text{COCl}_2] = 2$. Определить равновесную концентрацию CO .

24. Определить, во сколько раз увеличится скорость прямой реакции $2\text{NO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{r})}$, если концентрации исходных веществ увеличить в 6 раз.

25. Исходные концентрации оксида азота (+2) и хлора в системе: $2\text{NO}_{(\text{r})} + \text{Cl}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{NOCl}_{(\text{r})}$ составляют соответственно 0,5 моль/л и 0,2 моль/л. Вычислить K_c , если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% оксида азота (+2).

26. В каком направлении произойдет смещение равновесия в системе: $\text{COCl}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons \text{CO}_{(\text{r})} + \text{Cl}_{2(\text{r})}$, $\Delta H^0_{298} = +113$ кДж при повышении температуры? Ответ пояснить.

27. Две реакции протекали с такой скоростью, что за единицу времени в первой реакции образовалось 3 г сероводорода, а во второй – 10 г иодоводорода. Какая из реакций протекала с большей средней скоростью? Ответ пояснить.

28. Реакция протекает по механизму: $2\text{A} + \text{B} = \text{C}$, $\Delta H^0_{298} = -106$ кДж. В каком направлении сместится равновесие

- при увеличении концентрации вещества А;
- уменьшении концентрации вещества В;
- увеличении концентрации вещества С;
- повышении температуры;
- введении катализатора.

29. В сосуде объемом 2 л смешали газ А (4,5 моль) и газ В (3 моль). Газы А и В реагируют в соответствии с уравнением $\text{A} + \text{B} = \text{C}$. Через 20 с в системе образовалось 2 моль газа С. Определить среднюю скорость реакции. Сколько моль газов А и В осталось в системе?

30. Определить направление смещения равновесия при увеличении давления в системе $2\text{CO}_{(\text{r})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{r})} + \text{C}_{(\text{r})}$. Ответ пояснить.

3. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

3.1. Концентрация растворов

Основным параметром состояния раствора является концентрация. Наиболее часто употребляются следующие методы выражения концентрации растворов.

Массовая доля растворенного вещества (ω) – отношение массы растворенного вещества (m_B) к общей массе раствора (m_P):

$$\omega = \frac{m_B}{m_P} = \frac{m_B}{V \cdot \rho},$$

где V – объем раствора, мл; ρ – плотность, г/мл.

Если отношение $\frac{m_B}{m_P}$ умножить на 100, то концентрация раствора будет выражена в процентах: $C\%$ (процентная концентрация).

Молярная концентрация (C_M или M) или молярность – число молей растворенного вещества (ν) в одном литре раствора:

$$C_M = \frac{\nu}{V} = \frac{m}{M \cdot V},$$

где m – масса растворимого вещества, г; M – молярная масса растворенного вещества, г/моль; V – объем раствора, л. Размерность C_M – моль/л.

Для решения задач можно использовать комплексную математическую формулу, которая связывает процентную и молярную концентрации:

$$C_M = \frac{C\% \rho \cdot 10}{M}.$$

Задания к подразделу 3.1

1. Сколько граммов NaNO_3 необходимо для приготовления 300 мл 0,2 М раствора?
2. В 250 мл воды растворено 50 г кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Вычислить процентную концентрацию кристаллогидрата и безводного сульфата железа (+2) в растворе.
3. Смешали 300 г 20%-го раствора и 500 г 40%-го раствора того же вещества. Какова процентная концентрация полученного раствора?
4. Для приготовления 5%-го раствора MgSO_4 взято 400 г $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Найти массу полученного раствора.
5. Сколько воды нужно взять для приготовления раствора хлорида натрия, содержащего 1,5 моль NaCl в 1 л раствора, если имеется 10 г NaCl ?
6. Сколько требуется карбоната натрия для приготовления 500 мл 0,1 М раствора?
7. В каком объеме 0,1 М раствора содержится 8 г CuSO_4 ?
8. Смешали 10 мл 10%-го раствора азотной кислоты ($\rho = 1,054$ г/мл) и 100 мл 30%-го раствора той же кислоты ($\rho = 1,184$ г/мл). Вычислить процентную концентрацию полученного раствора.

9. Сколько хлорида натрия содержится в 50 мл 2 М раствора?
10. Какой объем 10%-го раствора карбоната натрия ($\rho = 1,105$ г/мл) требуется для приготовления 5 л 2%-го раствора ($\rho = 1,02$ г/мл)?
11. Вычислить молярную концентрацию 25%-го раствора сульфата цинка ($\rho = 1,3$ г/мл).
12. Плотность 26%-го раствора КОН равна 1,24 г/мл. Сколько моль КОН находится в 5 л раствора?
13. Сколько воды нужно прибавить к 100 кг 92%-го раствора, чтобы получить 28,5%-й раствор?
14. К 1 л 6%-го раствора фосфорной кислоты ($\rho = 1,031$ г/мл) добавили 1 л воды. Вычислить молярную концентрацию полученного раствора.
15. Какой объем 56%-го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,46$ г/мл) требуется для приготовления 3 л 1 М раствора?
16. К 50 мл 2 М раствора добавили столько воды, чтобы объем раствора стал равным 400 мл. Как изменилась концентрация раствора?
17. Какой объем 3 М раствора требуется для приготовления 1 л 0,3 М раствора?
18. К 3 л 10%-го раствора азотной кислоты ($\rho = 1,054$ г/мл) добавили 5 л 2%-го раствора той же кислоты ($\rho = 1,009$ г/мл). Вычислить процентную концентрацию полученного раствора.
19. 2 М раствор разбавили в 20 раз. Какова молярная концентрация полученного раствора?
20. Вычислить объем 20%-го раствора NaOH ($\rho = 1,22$ г/мл), который требуется для приготовления 500 мл 1 М раствора.
21. Какой объем концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1,19$ г/мл), содержащей 38% HCl, нужно взять для приготовления 1 л 2 М раствора?
22. Какой объем воды надо прибавить к 100 мл 48%-го раствора азотной кислоты ($\rho = 1,303$ г/мл) для получения 20%-го раствора?
23. Вычислить молярную концентрацию 20%-го раствора сульфата железа (+2) ($\rho = 1,21$ г/мл).
24. К 40 мл 96%-го раствора азотной кислоты ($\rho = 1,5$ г/мл) прилили 30 мл 9,9 М раствора той же кислоты ($\rho = 1,3$ г/мл). Какова процентная концентрация полученного раствора?
25. Какой объем воды требуется для получения 5%-го раствора гидроксида кальция из 10 г оксида кальция?
26. Какой объем 20%-го раствора соляной кислоты ($\rho = 1,1$ г/мл) требуется для приготовления 1 л 10%-го раствора той же кислоты ($\rho = 1,05$ г/мл)?
27. Определить молярную концентрацию концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1,18$ г/мл), содержащей 36,5% хлороводорода.
28. Какой объем 50%-го раствора КОН ($\rho = 1,538$ г/мл) требуется для приготовления 3 л 6%-го раствора ($\rho = 1,048$ г/мл)?
29. Сколько 30%-го раствора азотной кислоты ($\rho = 1,205$ г/мл) необходимо для приготовления 0,5 л 0,1 М раствора?
30. К 1 л 30%-го раствора NaOH ($\rho = 1,328$ г/мл) прибавили 3 л воды. Какова процентная концентрация полученного раствора?

3.2. Электролитическая диссоциация. Ионно-молекулярные уравнения

Электролитами называют вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток.

К электролитам относятся неорганические кислоты, а также основания, амфотерные гидроксиды и соли. Они распадаются в водных растворах и расплавах на катионы (K^{m+}) и анионы (A^{n-}).

Процесс распада молекул электролитов на ионы в среде растворителя получил название **электролитической диссоциации (или ионизации)**.

Для количественной характеристики силы электролита используют понятие степени электролитической диссоциации (ионизации) - α , которая равна отношению числа молекул, распавшихся на ионы (n), к общему числу молекул электролита, введенных в раствор (N):

$$\alpha = n / N.$$

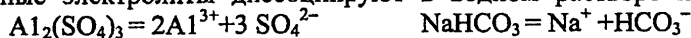
Таким образом, α выражают в долях единицы.

По степени диссоциации электролиты условно подразделяют на сильные ($\alpha \approx 1$) и слабые ($\alpha < 1$).

Сильные электролиты

- 1) Соли (средние, кислые, основные): $Al_2(SO_4)_3, NaHCO_3, CuOHCl$.
- 2) Неорганические кислоты: $HNO_3, H_2SO_4, HCl, HBr, HI, HClO_4$. и др.
- 3) Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов: $KOH, NaOH, Ca(OH)_2, Ba(OH)_2$ и др.

Сильные электролиты диссоциируют в водном растворе практически нацело:

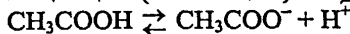


Слабые электролиты

- 1) Почти все органические кислоты: $CH_3COOH, H_2C_2O_4$ и др.
- 2) Некоторые неорганические кислоты: $H_2CO_3, H_2S, HCN, H_2SiO_3, HNO_2, H_2SO_3, H_3PO_4, HClO$ и др.
- 3) Гидроксиды металлов основного характера (кроме щелочных и щелочноземельных) и гидроксид аммония NH_4OH .
- 4) Амфотерные гидроксиды: $Al(OH)_3, Zn(OH)_2, Cr(OH)_3, Sn(OH)_2, Pb(OH)_2$ и др.

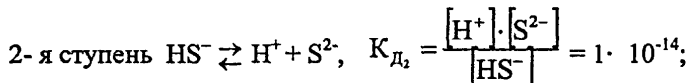
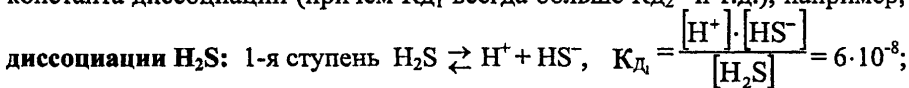
Для слабых электролитов диссоциация – обратимый процесс, для которого справедливы общие законы равновесия.

Диссоциацию слабых электролитов характеризует константа равновесия, называемая **константой диссоциации (ионизации) – K_d** :



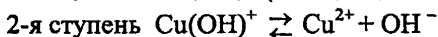
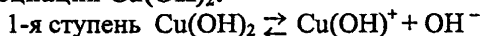
$$K_d = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]}$$

Многоосновные кислоты и многокислотные основания диссоциируют ступенчато, и каждую ступень равновесного состояния характеризует своя константа диссоциации (причем $K_{д1}$ всегда больше $K_{д2}$ и т.д.), например, при

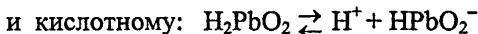
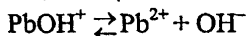


где [] — равновесные концентрации ионов и молекул.

Диссоциация $Cu(OH)_2$:

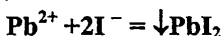
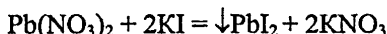


Амфотерные гидроксиды, например $Pb(OH)_2$, диссоциируют по основному типу: $Pb(OH)_2 \rightleftharpoons PbOH^+ + OH^-$

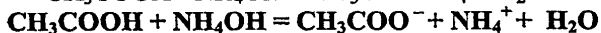
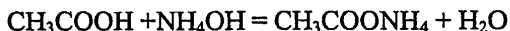
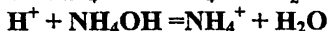
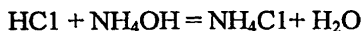
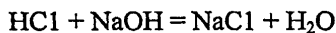
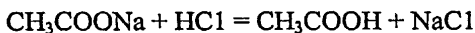


В растворах электролитов реакции протекают между ионами. Для записи ионных реакций применяют ионные уравнения. При составлении ионных уравнений реакций все слабые электролиты, газы и труднорастворимые электролиты записывают в молекулярной форме, все сильные электролиты (кроме труднорастворимых солей) в ионной форме. Примеры составления ионных уравнений реакций:

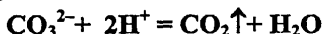
- образование труднорастворимых соединений:



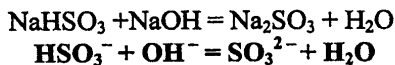
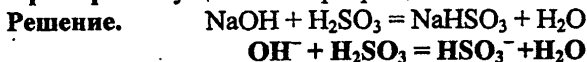
- реакции с участием слабодиссоциирующих соединений:



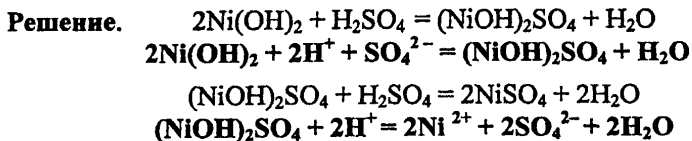
- образование газообразных веществ:



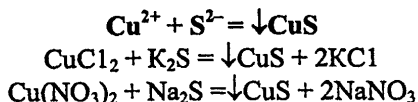
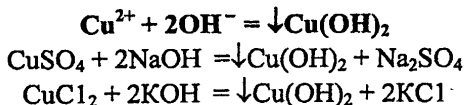
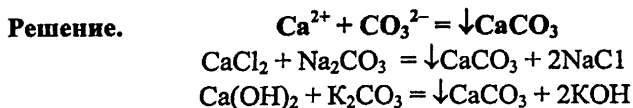
Пример 1. Осуществить превращения $\text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$.



Пример 2. Осуществить превращения $\text{Ni(OH)}_2 \rightarrow (\text{NiOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NiSO}_4$.



Пример 3. По ионным уравнениям реакций составить молекулярные.



Задания к подразделу 3.2

1. Напишите уравнения диссоциации и константы диссоциации для слабых электролитов:

- | | | |
|------------------------------------|------------------------------------|--------------------------------|
| 1.1. Sr(OH)_2 | 1.11. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ | 1.21. KHCO_3 |
| 1.2. Cd(OH)_2 | 1.12. RbOH | 1.22. $\text{Al(NO}_3)_3$ |
| 1.3. Cu(OH)_2 | 1.13. Na_2CO_3 | 1.23. KOH |
| 1.4. Sn(OH)_2 | 1.14. HI | 1.24. Mn(OH)_2 |
| 1.5. Bi(OH)_3 | 1.15. BaBr_2 | 1.25. Pb(OH)_2 |
| 1.6. $\text{Ni(CH}_3\text{COO)}_2$ | 1.16. H_2Se | 1.26. Zn(OH)_2 |
| 1.7. $\text{Fe(NO}_3)_3$ | 1.17. SnSO_4 | 1.27. Fe(OH)_2 |
| 1.8. H_2SiO_3 | 1.18. Na_2S | 1.28. H_3AsO_4 |
| 1.9. ZnCl_2 | 1.19. K_2SO_4 | 1.29. HCN |
| 1.10. H_2Te | 1.20. HF | 1.30. CoCl_2 |

2. Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения возможных реакций взаимодействия соединений с NaOH и H_2SO_4 :

- | | | |
|--------------------------------------|---------------------------------------|---------------------------|
| 2.1. Cr(OH) ₃ | 2.11. Pb(OH) ₂ | 2.21. Fe(OH) ₂ |
| 2.2. HCl | 2.12. H ₂ CO ₃ | 2.22. Ba(OH) ₂ |
| 2.3. Al(OH) ₃ | 2.13. Sn(OH) ₂ | 2.23. KOH |
| 2.4. H ₂ S | 2.14. H ₂ SO ₃ | 2.24. Be(OH) ₂ |
| 2.5. Fe(OH) ₃ | 2.15. Ni(OH) ₂ | 2.25. Mn(OH) ₂ |
| 2.6. HBr | 2.16. CH ₃ COOH | 2.26. Cr(OH) ₃ |
| 2.7. Zn(OH) ₂ | 2.17. Co(OH) ₂ | 2.27. Fe(OH) ₂ |
| 2.8. HNO ₃ | 2.18. H ₂ SiO ₃ | 2.28. Ca(OH) ₂ |
| 2.9. Bi(OH) ₃ | 2.19. Cd(OH) ₂ | 2.29. LiOH |
| 2.10. H ₃ PO ₄ | 2.20. HNO ₂ | 2.30. Mg(OH) ₂ |

3. По заданным ионным уравнениям напишите соответствующие молекулярные уравнения.

| | | | |
|------|---|------|--|
| 3.1 | $\text{Ca}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} = \text{CaSO}_3$ | 3.16 | $\text{Cd}^{2+} + \text{OH}^- + \text{Br}^- = \text{CdOHBr}$ |
| 3.2 | $\text{Cr}^{3+} + \text{OH}^- + 2\text{Cl}^- = \text{CrOHCl}_2$ | 3.17 | $\text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^- = \text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| 3.3 | $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ | 3.18 | $\text{Hg}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{HgS}$ |
| 3.4 | $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr}$ | 3.19 | $\text{HSO}_3^- + \text{OH}^- = \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ |
| 3.5 | $\text{Co}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CoCO}_3$ | 3.20 | $\text{Zn}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{ZnCO}_3$ |
| 3.6 | $\text{Co}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CoS}$ | 3.21 | $\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{HCO}_3^-$ |
| 3.7 | $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al(OH)}_3$ | 3.22 | $2\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{H}_2\text{PO}_4^-$ |
| 3.8 | $\text{Be}^{2+} + 4\text{OH}^- = \text{BeO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ | 3.23 | $\text{NiOHCl} + \text{H}^+ = \text{Ni}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^-$ |
| 3.9 | $2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{SO}_3$ | 3.24 | $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu(OH)}_2$ |
| 3.10 | $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} = \text{H}_2\text{S}$ | 3.25 | $\text{Sr}^{2+} + \text{SiO}_3^{2-} = \text{SrSiO}_3$ |
| 3.11 | $\text{Ni}^{2+} + \text{OH}^- + \text{Cl}^- = \text{NiOHCl}$ | 3.26 | $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$ |
| 3.12 | $\text{Pb}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Pb(OH)}_2$ | 3.27 | $\text{Bi}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Bi(OH)}_3$ |
| 3.13 | $3\text{Cu}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$ | 3.28 | $\text{H}^+ + \text{S}^{2-} = \text{HS}^-$ |
| 3.14 | $2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{SiO}_3$ | 3.29 | $\text{Mg}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} = \text{MgSO}_3$ |
| 3.15 | $\text{Fe}^{2+} + \text{Cl}^- + \text{OH}^- = \text{FeOHCl}$ | 3.30 | $\text{Co}^{2+} + \text{OH}^- + \text{Cl}^- = \text{CoOHCl}$ |

4. Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения реакций для следующих превращений:

- 4.1. Ni(OH)₂ → (NiOH)₂SO₄ → NiSO₄ → Ni(OH)₂
- 4.2. NaOH → NaHSO₃ → Na₂SO₃ → NaCl
- 4.3. Ni(NO₃)₂ → NiOHNO₃ → Ni(OH)₂ → NiOHNO₃
- 4.4. Na₂HPO₄ → Na₃PO₄ → NaH₂PO₄ → Na₂HPO₄
- 4.5. NiBr₂ → NiOHBr → Ni(OH)₂ → NiSO₄
- 4.6. NaOH → Na₂SiO₃ → H₂SiO₃ → K₂SiO₃
- 4.7. Co(OH)₂ → CoOHCl → CoCl₂ → Co(NO₃)₂
- 4.8. Ni(OH)₂ → NiCl₂ → NiS → H₂S

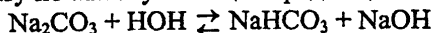
- 4.9. $\text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_3$
 4.10. $\text{CoSO}_4 \rightarrow (\text{CoOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CoOHNO}_3$
 4.11. $\text{NaHTe} \rightarrow \text{Na}_2\text{Te} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl}$
 4.12. $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3$
 4.13. $\text{NaHSe} \rightarrow \text{Na}_2\text{Se} \rightarrow \text{NaBr} \rightarrow \text{AgBr}$
 4.14. $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlOHCl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$
 4.15. $\text{NaHS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S} \rightarrow \text{KBr}$
 4.16. $\text{SnSO}_4 \rightarrow (\text{SnOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SnO}_2 \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2$
 4.17. $\text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{HPO}_4$
 4.18. $(\text{SnOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SnSO}_4 \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SnO}_2$
 4.19. $\text{BaBr}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3$
 4.20. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{CrOHSO}_4 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{CrOHCl}_2$
 4.21. $\text{MnCl}_2 \rightarrow \text{MnOHCl} \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MnSO}_4$
 4.22. $[\text{Cr}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CrOHSO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3$
 4.23. $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlOHSO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 4.24. $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4$
 4.25. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_4\text{Br} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$
 4.26. $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuOHCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
 4.27. $\text{MnSO}_4 \rightarrow \text{MnBr}_2 \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2$
 4.28. $\text{FeOHSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{FeCl}_3$
 4.29. $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{KAlO}_2$
 4.30. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow [\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2$

3.3. Гидролиз солей

Гидролиз солей – это процесс взаимодействия ионов соли с молекулами воды, приводящий к смещению ионного равновесия воды и изменению pH среды.

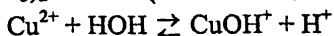
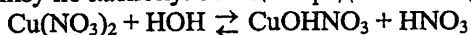
Гидролиз является обратимым процессом. В реакциях гидролиза участвуют ионы слабых электролитов: катионы слабых оснований и анионы слабых кислот. Причина гидролиза – образование слабодиссоциированных или труднорастворимых продуктов. Следствием гидролиза является нарушение равновесия в системе $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$; в результате среда становится либо кислой ($\text{pH} < 7$), либо щелочной ($\text{pH} > 7$).

1) Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой, подвергается гидролизу по аниону. Реакция среды щелочная ($\text{pH} > 7$).



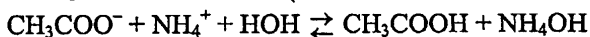
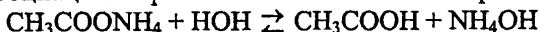
Первая ступень гидролиза: $\text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$

2) Соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой, подвергается гидролизу по катиону. Реакция среды кислая ($\text{pH} < 7$).

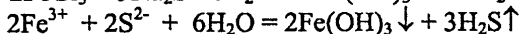


3) Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой,

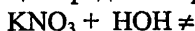
подвергается гидролизу по катиону и аниону. Характер среды определяется константами диссоциации образовавшихся слабых электролитов.



4) При совместном гидролизе двух солей образуются слабое основание и слабая кислота: $2\text{FeCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{S} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow + 6\text{NaCl}$



5) Соль, образованная сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергается, реакция среды нейтральная:



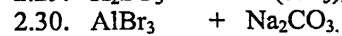
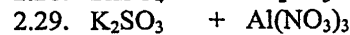
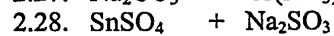
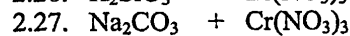
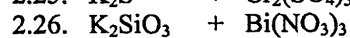
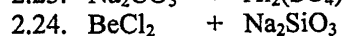
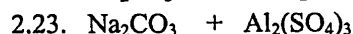
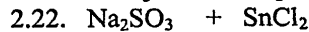
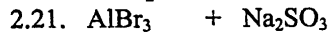
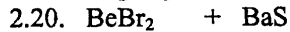
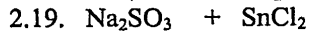
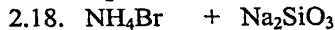
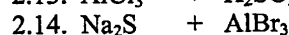
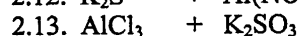
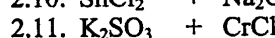
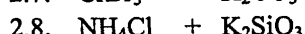
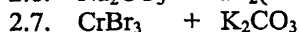
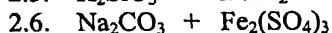
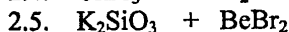
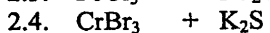
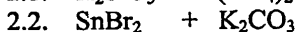
Ионы K^+ и NO_3^- не образуют с водой слабодиссоциирующих продуктов (KOH и HNO_3 – сильные электролиты).

Задания к подразделу 3.3

1. Написать уравнения гидролиза солей в молекулярной и ионной формах, указать pH растворов ($\text{pH} > 7$ или $\text{pH} < 7$).

| | | |
|---------------------------------|--|------------------------------------|
| 1.1. BeCl_2 | 1.11. $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ | 1.21. Na_2SiO_3 |
| 1.2. K_2S | 1.12. CuCl_2 | 1.22. CuSO_4 |
| 1.3. Na_2S | 1.13. K_3PO_4 | 1.23. SnBr_2 |
| 1.4. $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$ | 1.14. FeCl_3 | 1.24. K_2CO_3 |
| 1.5. NiSO_4 | 1.15. FeBr_2 | 1.25. $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ |
| 1.6. NaCN | 1.16. NaHS | 1.26. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ |
| 1.7. CoCl_2 | 1.17. $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ | 1.27. KCN |
| 1.8. CdBr_2 | 1.18. NiCl_2 | 1.28. CrBr_3 |
| 1.9. BaS | 1.19. ZnSO_4 | 1.29. FeSO_4 |
| 1.10. KHCO_3 | 1.20. K_2HPO_4 | 1.30. Na_2SO_3 |

2. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах совместного гидролиза солей:



4. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

4.1. Окислительно-восстановительные реакции

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

Степень окисления - это тот условный заряд атома элемента, который вычисляют, исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов (как правило, обозначается арабской цифрой, заряд ставят перед цифрой).

Для нахождения степени окисления используют следующие правила:

- Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю.
- Фтор во всех соединениях без исключения имеет степень окисления -1 .
- Степень окисления кислорода равна -2 (исключение: фториды кислорода, например OF_2 ; пероксиды, субоксиды, озониды).
- Степень окисления водорода равна $+1$ (исключение - гидриды металлов, например NaNH_2 , CaH_2 и др.).
- Степень окисления щелочных металлов в соединениях равна $+1$, щелочноземельных $+2$, алюминия $+3$.
- Алгебраическая сумма степеней окисления в молекуле равна нулю.

Для определения степени окисления атомов элементов составляют простейшие алгебраические уравнения. Например, для MnO_2 , K_2MnO_4 , KMnO_4 степень окисления марганца (x):

$$\text{MnO}_2 \quad x + 4 \cdot (-2) = 0 \quad x = +4$$

$$\text{K}_2\text{MnO}_4 \quad 2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0 \quad x = +6$$

$$\text{KMnO}_4 \quad 1 + x + 4 \cdot (-2) = 0 \quad x = +7$$

- Заряд иона равен алгебраической сумме степеней окисления атомов элементов, входящих в состав иона.

$$\text{NO}_3^- \quad +5 + 3 \cdot (-2) = -1$$

$$\text{SO}_4^{2-} \quad +6 + 4 \cdot (-2) = -2$$

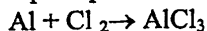
$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \quad 2 \cdot (+6) + 7 \cdot (-2) = -2$$

Заряд иона, как правило, ставят после цифры.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

Для нахождения коэффициентов при составлении окислительно-восстановительных реакций необходимо:

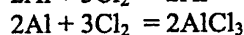
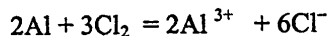
- соблюдение материального баланса (число атомов данного элемента в левой и правой части должно быть одинаково);
- соблюдение электронного баланса: число электронов, отданных восстановителем (Red), должно быть равно числу электронов, принятых окислителем (Ox). Например:



Red Ox

$$2 \left| \text{Al} - 3\bar{e} = \text{Al}^{3+} \right. \text{ процесс окисления, или полуреакция окисления}$$

$$3 \left| \text{Cl}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Cl}^- \right. \text{ процесс восстановления, или полуреакция восстановления}$$

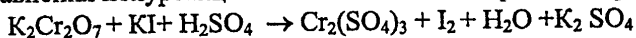


При составлении окислительно-восстановительных реакций в водных растворах часто возникает необходимость использовать среду (H^+ , OH^- , H_2O). При этом, если частица в левой части полуреакции содержит кислорода больше, чем в правой ($NO_3^- \rightarrow NO_2^-$), то нужно связать " O^{2-} "; если частица в левой части полуреакции содержит кислорода меньше, чем в правой части ($SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$), то нужно ввести " O^{2-} ".

Правила использования среды

| Процессы | Среда в окислительно-восстановительных реакциях в расчете на " O^{2-} " в соединении | | |
|--|--|-------------------------|-------------------------|
| | кислая (H^+) | щелочная (OH^-) | нейтральная (H_2O) |
| Связать " O^{2-} " $NO_3^- \rightarrow NO_2^-$ | $O^{2-} + 2H^+ = H_2O$ | $O^{2-} + H_2O = 2OH^-$ | $O^{2-} + H_2O = 2OH^-$ |
| Ввести " O^{2-} " $SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$ | $H_2O = O^{2-} + 2H^+$ | $2OH^- = O^{2-} + H_2O$ | $H_2O = O^{2-} + 2H^+$ |

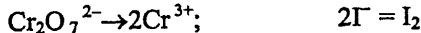
Последовательность однотипных операций, с помощью которых составляют уравнения полуреакций с использованием среды для реакции:



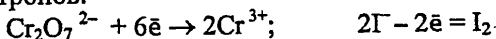
1. Записывают исходные вещества и продукты полуреакций окисления и восстановления (сильные электролиты записывают в виде ионов, а неэлектролиты, слабые электролиты, газы, осадки - в виде молекул):



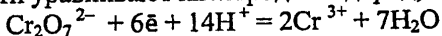
2. Уравнивают количество атомов элемента, изменяющего степень окисления:



3. По изменению степени окисления подсчитывают количество отданных или принятых электронов:

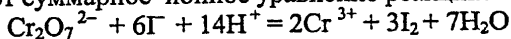


4. При необходимости уравнивают кислород и водород, используя правила среды:

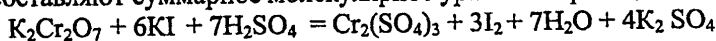


5. Проверяют суммарный заряд ионов и электронов левой и правой части уравнения.

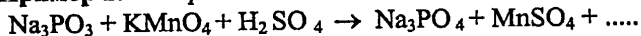
6. Составляют суммарное ионное уравнение реакции:



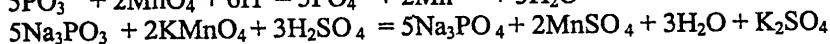
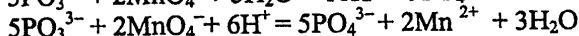
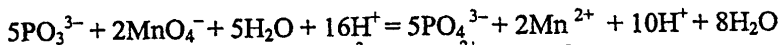
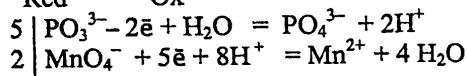
7. Составляют суммарное молекулярное уравнение реакции:



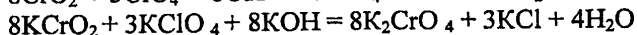
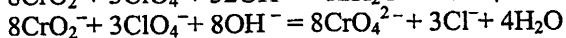
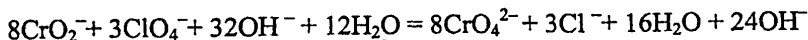
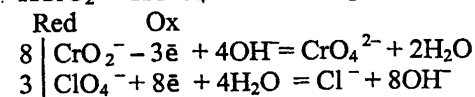
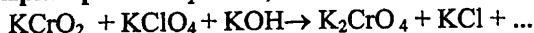
Пример 1. Среда кислая



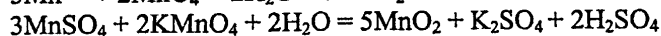
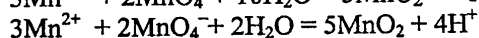
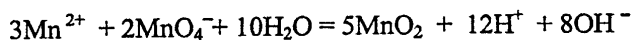
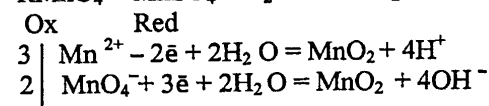
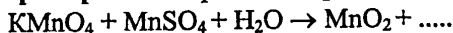
Red Ox



Пример 2. *Среда щелочная*



Пример 3. *Среда нейтральная*



Задание к подразделу 4.1

Составьте электронно-ионные схемы и молекулярные уравнения реакций.

Укажите окислитель и восстановитель.

1. $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+}, \text{I}_2$
 $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2, \text{I}_2$
2. $\text{Na}_2\text{SeO}_3 + \text{KBrO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Br}_2, \text{SeO}_4^{2-}$
 $\text{FeSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}^{3+}, \text{Br}$
3. $\text{KCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Br}^-, \text{CrO}_4^{2-}$
 $\text{FeCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}^{3+}, \text{Mn}^{2+}$
4. $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{SO}_4^{2-}, \text{NO}_2$
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}^{3+}, \text{Fe}^{3+}$
5. $\text{KClO}_3 + \text{KCrO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Cl}^-, \text{CrO}_4^{2-}$
 $\text{CrO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2, \text{Cr}^{3+}$
6. $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CO}_2, \text{NO}_2$
 $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Cl}^-, \text{CrO}_4^{2-}$
7. $\text{KCrO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$
 $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^-, \text{Ni}(\text{OH})_3$
8. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}, \text{MnO}_2$
 $\text{BiCl}_3 + \text{SnCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{SnO}_3^{2-}, \text{Bi}$
9. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$
 $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{IO}_3^-, \text{Cl}^-$
10. $\text{KClO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$
 $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{AsO}_4^{3-}, \text{Cr}^{3+}$
11. $\text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2, \text{NO}$

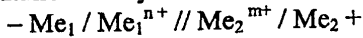
- $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{NaOH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}, \text{IO}_3^-$
 12. $\text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}^-, \text{SO}_4^{2-}$
 $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cl}^-, \text{Fe}^{3+}$
 13. $\text{KNO}_3 + \text{Zn} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3, \text{ZnO}_2^{2-}$
 $\text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2, \text{SO}_4^{2-}$
 14. $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{AsO}_4^{3-}, \text{I}^-$
 $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}^{3+}, \text{MnO}_4^-$
 15. $\text{KI} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}, \text{I}_2$
 $\text{KMnO}_4 + \text{V}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2, \text{VO}^{2+}$
 16. $\text{FeCl}_2 + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Fe}^{3+}, \text{N}_2\text{O}$
 $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$
 17. $\text{MnSO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$
 $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}^{3+}, \text{S}$
 18. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}^{3+}, \text{SO}_4^{2-}$
 $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}, \text{NO}_2$
 19. $\text{HNO}_3 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe}^{3+}, \text{NO}_2$
 $\text{Cl}_2 + \text{FeCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{Cl}^-, \text{FeO}_4^{2-}$
 20. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cr}^{3+}, \text{Cl}_2$
 $\text{FeCl}_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3, \text{BiO}^+$
 21. $\text{SnCl}_2 + \text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Sn}^{4+}, \text{As}$
 $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{SO}_3^{2-}, \text{S}^{2-}$
 22. $\text{SO}_2 + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}^-, \text{SO}_4^{2-}$
 $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S}, \text{NO}$
 23. $\text{KBrO} + \text{MnCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Br}^-, \text{MnO}_2$
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}^{3+}, \text{Fe}^{3+}$
 24. $\text{NaCrO}_2 + \text{NaClO} + \text{KOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$
 $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+}, \text{NO}_3^-$
 25. $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}^{2+}, \text{HMnO}_4$
 $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$
 26. $\text{SnCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Sn}^{4+}, \text{Cr}^{3+}$
 $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{N}_2$
 27. $\text{HNO}_3 + \text{Ni} \rightarrow \text{N}_2\text{O}, \text{Ni}^{2+}$
 $\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-},$
 28. $\text{FeCl}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}^{2+}, \text{SO}_4^{2-}$
 $\text{HCl} + \text{Ni}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Ni}^{2+}, \text{Cl}_2$
 29. $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2, \text{NO}_3^-$
 $\text{SnCl}_2 + \text{KBrO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Sn}^{4+}, \text{Br}^-$
 30. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+}, \text{SO}_4^{2-}$
 $(\text{BiO})_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{BiO}_3^-, \text{Br}^-$

4.2. Гальванические элементы

Гальваническими элементами называют устройства, в которых энергия окислительно-восстановительных реакций преобразуется непосредственно в электрическую.

Методика рассмотрения работы гальванических элементов:

1. Составляют схему гальванического элемента.



2. По уравнению Нернста находят потенциалы электродов.
3. Указывают движение электронов во внешней цепи: от электрода с меньшим потенциалом к электроду с более высоким потенциалом.
4. Записывают уравнения электродных процессов, определяют характер этих процессов.
5. Составляют суммарные уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей в гальваническом элементе.
6. Рассчитывают величину ЭДС гальванического элемента как разность потенциалов положительного и отрицательного электродов.

Пример 1. Гальванический элемент с водородным электродом.

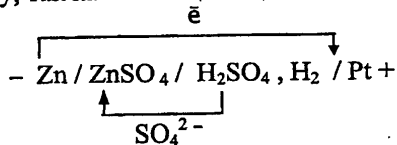
1. Схема $\text{Zn} / \text{ZnSO}_4 // \text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_2 / \text{Pt}$.

$$C_{\text{Zn}^{2+}} = 1 \text{ моль/л}, C_{\text{H}^+} = 1 \text{ моль/л}, T = 298 \text{ К}, P = 101,3 \text{ кПа} .$$

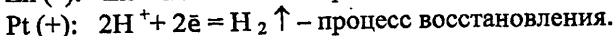
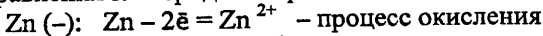
2. Электродные потенциалы

$$E_{2\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = 0 \text{ В}, \quad E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В (при } C_{\text{Zn}^{2+}} = 1 \text{ моль/л)}.$$

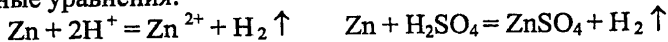
3. Направление движения электронов во внутренней цепи – от цинкового электрода к водородному, так как потенциал цинкового электрода меньше.



4. Уравнения электродных процессов.



5. Суммарные уравнения:



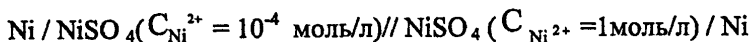
6. Расчет величины ЭДС.

$$\text{ЭДС} = E_{\text{Ox}}^0 - E_{\text{Red}}^0 = 0 - (-0,76) = 0,76 \text{ В.}$$

Пример 2. Концентрационный гальванический элемент.

Оба электрода из одного металла, но растворы солей, в которые погружены электроды, разной концентрации.

1. Схема гальванического элемента.



$$E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,25 \text{ В.}$$

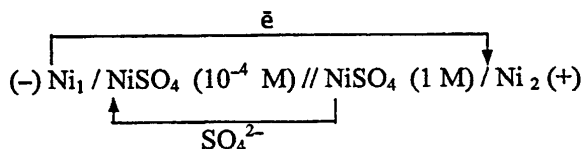
2. Вычисление электродных потенциалов по уравнению Нернста.

$$E_{1\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg C_{\text{Ni}^{2+}} = -0,25 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 10^{-4} = -0,309 \text{ В.}$$

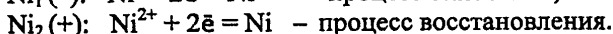
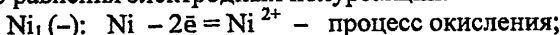
$$E_{2\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,25 \text{ В.}$$

3. Направление движения электронов по внешней цепи от Ni₁ электрода к Ni₂,

так как $E_{2\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} > E_{1\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}$.



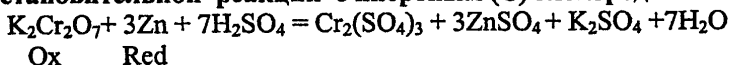
4. Уравнения электродных полуреакций.



5. Расчет величины ЭДС.

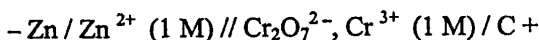
$$\text{ЭДС} = E_{2\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} - E_{1\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,25 - (-0,309) = 0,059 \text{ В.}$$

Пример 3. Гальванический элемент на основе окислительно-восстановительной реакции с инертным (С) электродом:



Ох Red

1. Схема гальванического элемента

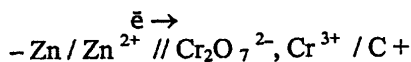


2. Используем значения стандартных электродных потенциалов, так как концентрации ионов в растворе равны 1 моль/л.

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В;} \quad E_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/2\text{Cr}^{3+}}^0 = 1,36 \text{ В.}$$

3. Направление движения электронов – от цинкового электрода к

угольному, так как $E_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/2\text{Cr}^{3+}}^0 > E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0$.

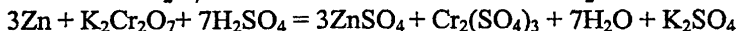
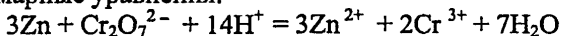


4. Уравнения электродных процессов.

Zn (-): $Zn - 2\bar{e} = Zn^{2+}$ – процесс окисления

C (+): $Cr_2O_7^{2-} + 6\bar{e} + 14H^+ = 2Cr^{3+} + 7H_2O$ – процесс восстановления.

5. Суммарные уравнения.



6. Расчет величины ЭДС.

$$ЭДС = E^0_{Ox} - E^0_{Red} = 1,36 - (-0,76) = 2,12 \text{ В.}$$

Задание к подразделу 4.2

Укажите направление движения электронов в гальваническом элементе, используя значения электродных потенциалов. Напишите уравнения анодного и катодного процессов, суммарное ионное и молекулярное уравнения реакции. Рассчитайте ЭДС; если концентрация раствора не указана, используйте значение стандартного потенциала (табл. П.5).

1. Ag / AgNO₃, 0,001 M // Zn(NO₃)₂ / Zn
2. Co / CoSO₄, 0,1 M // CuSO₄, 0,01 M / Cu
3. Zn / ZnSO₄, 0,01 M // FeSO₄, 0,1 M / Fe
4. Cu / CuSO₄ // Fe₂(SO₄)₃, FeSO₄ / (C)
5. Fe / FeSO₄ // FeSO₄, 0,1 M / Fe
6. Co / CoSO₄, 0,01 M // CoSO₄ / Co
7. Mg / MgSO₄ // AgNO₃, 0,001 M / Ag
8. Ag / AgNO₃, 0,01 M // H₂SO₄ / H₂ (Pt)
9. Pb / Pb(NO₃)₂ // Cd(NO₃)₂, 0,1 M / Cd
10. Al / Al₂(SO₄)₃, 0,005 M // NiSO₄, 0,01 M / Ni
11. Sn / SnSO₄, 0,01 M // SnSO₄ / Sn
12. (Pt) H₂ / H₂SO₄ // ZnSO₄, 0,01 M / Zn
13. Ag / AgNO₃ // Cr₂(SO₄)₃, 0,05 M / Cr
14. Cu / CuSO₄ // V₂(SO₄)₃, 0,05 M / V
15. Ni / NiSO₄, 0,1 M // H₂SO₄ / H₂ (Pt)
16. (Pt) H₂ / H₂SO₄ // Al₂(SO₄)₃, 0,5 M / Al
17. Ni / NiSO₄ // NiSO₄, 0,001 M / Ni
18. Ag / AgNO₃, 0,1 M // AgNO₃, 0,0001 M / Ag
19. Sn / SnSO₄ // Cr₂(SO₄)₃, 0,05 M / Cr
20. Co / CoSO₄ // ZnSO₄, 0,01 M / Zn
21. Cu / CuSO₄, 0,1 M // Al₂(SO₄)₃, 0,5 M / Al
22. Ag / AgNO₃, 0,01 M // Pb(NO₃)₂ / Pb
23. (Pt) H₂ / H₂SO₄ // Al₂(SO₄)₃, 0,005 M / Al
24. Zn / ZnSO₄, 0,1 M // ZnSO₄, 0,0001 M / Zn
25. Cr / Cr₂(SO₄)₃, 0,005 M // CdSO₄ / Cd
26. Cu / CuSO₄, 0,1 M // H₂SO₄ / H₂ (Pt)
27. Cu / CuSO₄ // SnCl₄, SnCl₂ / (C)
28. Al / Al₂(SO₄)₃, 0,5 M // H₂SO₄ / H₂ (Pt)
29. Cr / Cr₂(SO₄)₃, 0,005 M // ZnSO₄ / Zn
30. (C) / KMnO₄, MnSO₄, H₂SO₄ // NiSO₄ / Ni

4.3. Взаимодействие металлов с кислотами, водой и растворами щелочей

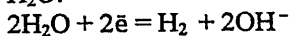
При взаимодействии металлов с агрессивными средами металл выступает в качестве восстановителя. Химическую активность (восстановительную способность) металла характеризует величина электродного потенциала.

Стандартным электродным потенциалом называют его электродный потенциал, возникающий при погружении металла в раствор собственной соли с концентрацией $C_{Me^{n+}} = 1$ моль/л, измеренный по отношению к стандартному водородному электроду, потенциал которого при 25 °С условно принимается равным нулю.

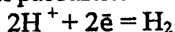
Располагая металлы в ряд по мере возрастания их стандартных электродных потенциалов, получаем так называемый ряд стандартных окислительно-восстановительных потенциалов металлов (табл. П.6).

Чем меньше значение $E^0_{Me^{n+}/Me}$, тем большими восстановительными свойствами обладает данный металл.

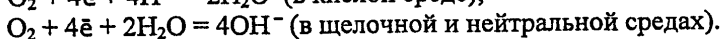
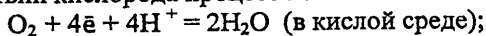
В роли окислителя в растворах кислот, щелочей и в воде выступает среда (потенциалы в табл. П.8). Реакции возможны, если потенциал окислителя больше потенциала восстановителя. Нейтральная, щелочная среды – окислитель H_2O :



В растворах разбавленных кислот (HCl , H_2SO_4) окислитель H^+ :

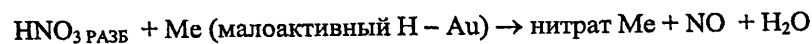
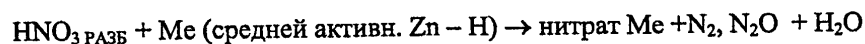
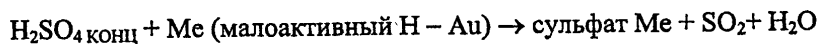
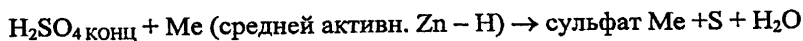
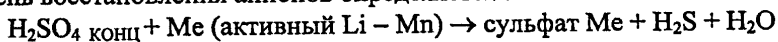


В присутствии кислорода процесс восстановления:



В H_2SO_4 конц и HNO_3 разб, конц окислителем являются анионы кислот.

Степень восстановления анионов определяется активностью металла:



Задание к подразделу 4.3

Допишите уравнение реакции, составив к ней электронно-ионную схему (значения электродных потенциалов в табл. П.7, П.8).

| | |
|---|--|
| 1. $\text{Al} + \text{H}_2\text{O}$ | 16. $\text{Al} + \text{HNO}_3$ разб |
| 2. $\text{Al} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ | 17. $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$ |
| 3. $\text{Al} + \text{HNO}_3$ конц $\xrightarrow{\text{T}}$ | 18. $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4$ конц $\xleftarrow{\text{T}}$ |
| 4. $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ | 19. $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4$ разб |
| 5. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ | 20. $\text{Fe} + \text{HNO}_3$ разб |
| 6. $\text{Cu} + \text{HNO}_3$ разб | 21. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ |
| 7. $\text{Cu} + \text{HNO}_3$ конц | 22. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$ конц. |
| 8. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4$ конц $\xrightarrow{\text{T}} \text{Fe}^{3+}$ | 23. $\text{Fe} + \text{HNO}_3$ конц. $\xrightarrow{\text{T}} \text{Fe}^{3+}$ |
| 9. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ | 24. $\text{Zn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$ |
| 10. $\text{Zn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ | 25. $\text{Zn} + \text{HNO}_3$ разб |
| 11. $\text{Zn} + \text{HNO}_3$ конц | 26. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ конц |
| 12. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ разб + O_2 | 27. $\text{Cr} + \text{H}_2\text{O}$ |
| 13. $\text{Cr} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ | 28. $\text{Cr} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$ |
| 14. $\text{Cu} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ | 29. $\text{Ni} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ |
| 15. $\text{Pb} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ | 30. $\text{Sn} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |

4.4. Электрохимическая коррозия металлов

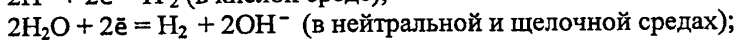
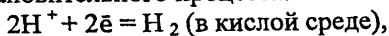
Коррозией металлов называют самопроизвольное разрушение металлов под действием различных окислителей из окружающей среды.

В реальных условиях коррозии обычно подвергаются технические металлы, содержащие примеси других металлов и неметаллических веществ.

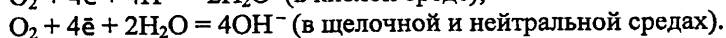
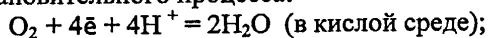
Механизм электрохимической коррозии в таких металлах аналогичен механизму процессов, протекающих в короткозамкнутых гальванических элементах, в которых на участках с более отрицательным потенциалом идет процесс окисления (разрушение металлов), а на участках с более положительным потенциалом процесс восстановления окислителя (коррозионной среды).

Наиболее часто встречаются окислители (деполяризаторы):

- ионы водорода (коррозия с водородной деполяризацией); уравнение восстановительного процесса:

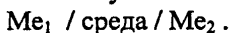


- молекулы кислорода, растворенные в различных средах; уравнение восстановительного процесса:



Методика рассмотрения работы гальванопары при электрохимической коррозии.

1. Составляют схему гальванопары:



2. Выписывают стандартные потенциалы металлов и окислителей коррозионной среды (табл.П.7), определяют восстановитель (меньший потенциал), окислитель (большой потенциал).

3. Записывают уравнения процессов окисления и восстановления и суммарное уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей при гальванокоррозии.

4. Указывают направление движения электронов.

Пример 1. Гальванопара алюминий – железо в воде (среда нейтральная).

В воде растворен кислород.

1. Схема гальванопары: $\text{Al} / \text{H}_2\text{O}, \text{O}_2 / \text{Fe}$

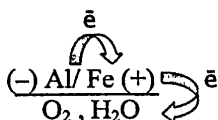
2. Потенциалы: $E_{\text{Al}(\text{OH})_3/\text{Al}}^0 = -1,88 \text{ В}; E_{\text{Fe}(\text{OH})_2/\text{Fe}}^0 = -0,46 \text{ В};$

$E_{\text{O}_2/4\text{OH}^-}^0 = +0,814 \text{ В}.$

Восстановитель – Al, окислитель – O_2 .

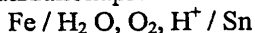
3. $\text{Al}(-): 4 \quad | \quad \text{Al} - 3\bar{e} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+$ – процесс окисления;
 $\text{Fe}(+): 3 \quad | \quad \text{O}_2 + 4\bar{e} + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{OH}^-$ – процесс восстановления
 $4\text{Al} + 3\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 4\text{Al}(\text{OH})_3$

4. Направление движения электронов от участка с меньшим потенциалом к участку с большим потенциалом:



Пример 2. Определить процессы, протекающие при коррозии луженого железа (среда - влажный воздух, содержащий кислород, пары воды и ионы H^+), если нарушена сплошность покрытия.

1. Схема гальванопары



2. Потенциалы $E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В}; E_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = -0,136 \text{ В};$

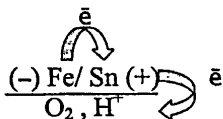
$E_{\text{O}_2/2\text{H}_2\text{O}}^0 = +1,228 \text{ В}.$

Восстановитель – железо, окислитель – кислород.

3. $\text{Fe}(-): 2 \quad | \quad \text{Fe} - 2\bar{e} = \text{Fe}^{2+}$ – процесс окисления
 $\text{Sn}(+): 1 \quad | \quad \text{O}_2 + 4\bar{e} + 4\text{H}^+ = 2\text{H}_2\text{O}$ – процесс восстановления
 $2\text{Fe} + \text{O}_2 + 4\text{H}^+ = 2\text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{Fe} + \text{O}_2 + 4\text{HCl} = 2\text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

При нарушении целостности покрытия будет разрушаться Fe.

4. Электроны движутся от участка с меньшим потенциалом к участку с большим потенциалом:



Пример 3. Рассмотреть коррозию детали из железа и алюминия в щелочной среде (KOH), если растворенный кислород отсутствует.

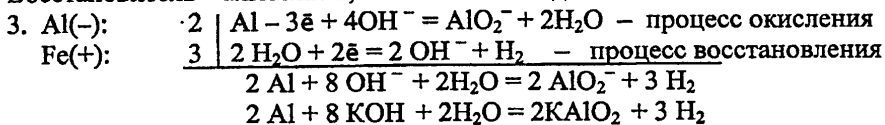
1. Схема гальванопары:



2. Потенциалы: $E_{\text{AlO}_2^-/\text{Al}}^0 = -2,36 \text{ В}$; $E_{\text{Fe}(\text{OH})_2/\text{Fe}}^0 = -0,874 \text{ В}$;

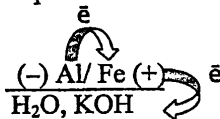
$E_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2}^0 = -0,827 \text{ В}$.

Восстановитель – алюминий, окислитель – вода.



Разрушается алюминий.

4. Направление перемещения электронов в системе:



Задание к подразделу 4.4

Рассмотрите коррозию гальванопары, используя потенциалы (табл. П.7), укажите анод и катод соответствующей гальванопары, рассчитайте ЭДС, напишите уравнения анодного и катодного процессов, молекулярное уравнение реакции коррозии, укажите направление перемещения электронов в системе.

| Коррозионная среда | | |
|-----------------------------------|-------------------------|-----------------------------------|
| H ₂ O + O ₂ | NaOH + H ₂ O | H ₂ O + H ⁺ |
| 1. Fe / Zn | 11. Fe / Cu | 21. Pb / Zn |
| 2. Fe / Ni | 12. Zn / Sn | 22. Al / Cu |
| 3. Pb / Fe | 13. Cd / Cr | 23. Al / Ni |
| 4. Cu / Zn | 14. Al / Cu | 24. Sn / Cu |
| 5. Zn / Fe | 15. Fe / Cr | 25. Co / Al |
| 6. Zn / Al | 16. Al / Fe | 26. Cr / Ni |
| 7. Cr / Cu | 17. Pb / Cr | 27. Al / Fe |
| 8. Cu / Al | 18. Cr / Zn | 28. Fe / Mg |
| 9. Zn / Sn | 19. Mg / Cd | 29. Cr / Bi |
| 10. Co / Mg | 20. Zn / Fe | 30. Pb / Al |

4.5. Электролиз растворов

Электролиз – это совокупность окислительно-восстановительных процессов, происходящих при прохождении электрического тока через электрохимическую систему, состоящую из двух электродов и электролита.

Электрод, на котором происходит восстановление, называется катодом,

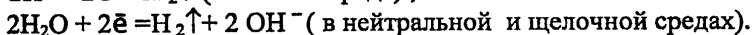
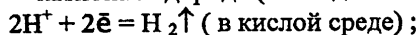
он заряжен отрицательно. Электрод, на котором происходит окисление, называется **анодом**, он заряжен положительно.

При электролизе водных растворов протекают процессы, связанные с электролизом воды, т.е. растворителя.

Катодные процессы

На катоде возможно восстановление:

- катионов металла $Me^{n+} + n\bar{e} = Me$;
- катиона водорода (свободного или в составе молекул воды).



Для выбора приоритетного процесса следует сравнить стандартные электродные потенциалы металла и водорода. **Потенциал восстановления катионов водорода необходимо использовать с учетом перенапряжения**, $E_{2H_2O/H_2}^0 \approx -1$ В. Все металлы по своему поведению при электролизе водных растворов можно разделить на 3 группы:

1. Активные металлы (Li - Al) из-за низкой окислительной способности их ионов на катоде не осаждаются, вместо них идет восстановление ионов водорода.

2. Металлы средней активности (Mn, Zn, Fe, Sn) могут осаждаться на катоде с одновременным выделением водорода.

3. Неактивные металлы (стоящие в ряду напряжений после водорода) из-за высокой окислительной способности их ионов осаждаются на катоде без выделения водорода.

Анодные процессы

На аноде возможны процессы окисления:

- материала анода $Me - n\bar{e} = Me^{n+}$;
- молекул воды $2H_2O - 4\bar{e} = O_2\uparrow + 4H^+$;
- анионов солей $2Cl^- - 2\bar{e} = Cl_2$; $NO_2^- - 2\bar{e} + H_2O = NO_3^- + 2H^+$.

Анионы кислородосодержащих кислот, имеющие в своем составе атом элемента в высшей степени окисления (SO_4^{2-} , NO_3^- и др.), при электролизе водных растворов на аноде не разряжаются. **С учетом перенапряжения величину потенциала выделения кислорода нужно считать равной 1,8 В.**

Пример 1. Электролиз водного раствора сульфата калия с инертными электродами:

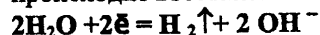


(-) Катод K^+, H_2O

$$E_{2K^+/K}^0 = -2,92 \text{ В ; } E_{2H_2O/H_2}^0 = -1 \text{ В.}$$

Так как $E_{2H_2O/H_2}^0 > E_{2K^+/K}^0$,

происходит восстановление воды:

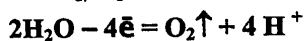


Среда щелочная.

(+) Анод SO_4^{2-}, H_2O

Сульфат-ионы не разряжаются.

$$E_{O_2/2H_2O}^0 \approx 1,8 \text{ В}$$



Среда кислая.

Пример 2. Электролиз водного раствора хлорида олова с инертными электродами:

$$\text{SnCl}_2 = \text{Sn}^{2+} + 2\text{Cl}^-$$

(-) Катод $\text{Sn}^{2+}, \text{H}_2\text{O}$

$$E_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = -0,136 \text{ В}; \quad E_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2}^0 = -1 \text{ В.}$$

Так как $E_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 > E_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2}^0$,

идет процесс восстановления ионов олова: $\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sn}$

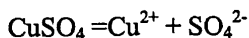
(+) Анод $\text{Cl}^-, \text{H}_2\text{O}$

$$E_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-}^0 = 1,36 \text{ В}; \quad E_{\text{O}_2/2\text{H}_2\text{O}}^0 \approx 1,8 \text{ В.}$$

Так как $E_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-}^0 < E_{\text{O}_2/2\text{H}_2\text{O}}^0$, идет

процесс окисления ионов Cl^- :
 $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} = \text{Cl}_2 \uparrow$

Пример 3. Электролиз сульфата меди с медным анодом:



(-) Катод $\text{Cu}^{2+}, \text{H}_2\text{O}$

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ В}; \quad E_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2}^0 = -1 \text{ В.}$$

Так как $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 > E_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2}^0$,

происходит восстановление ионов меди: $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$

(+) Анод $\text{Cu}, \text{SO}_4^{2-}, \text{H}_2\text{O}$

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ В}; \quad E_{\text{O}_2/2\text{H}_2\text{O}}^0 \approx 1,8 \text{ В.}$$

Сульфат-ионы не разряжаются.

Так как $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 < E_{\text{O}_2/2\text{H}_2\text{O}}^0$,

анод растворяется: $\text{Cu} - 2\bar{e} = \text{Cu}^{2+}$

Количественные соотношения при электролизе определяют в соответствии с законами, открытыми М. Фарадеем в 1834 г.

Обобщенный закон Фарадея связывает количество вещества, образовавшегося при электролизе, со временем электролиза и силой тока:

$$m = M \frac{I \cdot \tau}{n \cdot F},$$

где m – масса образовавшегося вещества, г;

M – молярная масса вещества, г/моль;

n – количество электронов, участвующих в электродном процессе;

I – сила тока, А;

τ – время электролиза, сек;

F – константа Фарадея (96500 Кл/моль).

Для газообразных веществ, выделяющихся при электролизе, формулу используют в виде

$$V = V^0 \frac{I \cdot \tau}{n \cdot F},$$

где V – объем газа, выделяющегося на электроде;

V^0 – объем 1 моль газообразного вещества при нормальных условиях (22,4 л/моль).

Пример 4. Рассчитать массу олова и объем хлора при нормальных условиях, выделившихся при электролизе раствора хлорида олова с инертными электродами в течение 1 часа при силе тока 4А.

Решение:
$$m_{\text{Sn}} = 118,7 \cdot \frac{4 \cdot 1 \cdot 60 \cdot 60}{2 \cdot 96500} = 8,86 \text{ г,}$$

$$V_{\text{Cl}_2} = 22,4 \cdot \frac{4 \cdot 1 \cdot 60 \cdot 60}{2 \cdot 96500} = 1,67.$$

Задание к подразделу 4.5

Рассмотрите катодные и анодные процессы при электролизе водных растворов веществ с инертными электродами. Рассчитайте массу или объем (при нормальных условиях для газов) продуктов, выделяющихся на электродах при пропускании через раствор в течение 1 часа тока силой 1 А:

| | | |
|----------------------------------|----------------------------------|-----------------------------------|
| 1. LiBr | 11. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ | 21. NaOH |
| 2. K_3PO_4 | 12. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ | 22. ZnSO_4 |
| 3. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ | 13. K_2SO_4 | 23. Na_2CO_3 |
| 4. CuCl_2 (с Cu анодом) | 14. KMnO_4 | 24. $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$ |
| 5. FeBr_2 | 15. ZnCl_2 | 25. MgCl_2 |
| 6. K_2CO_3 | 16. NiSO_4 | 26. CoBr_2 |
| 7. CoCl_2 | 17. BeSO_4 | 27. NiSO_4 (с Ni анодом) |
| 8. AgNO_3 | 18. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ | 28. NaNO_2 |
| 9. BaCl_2 | 19. KOH | 29. KI |
| 10. $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ | 20. CaI_2 | 30. NaCl |

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка Н.Л. Общая химия. М.: Высшая школа, 1988. 532 с. И более поздние издания.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Л.: Химия, 1983. 263 с. И более поздние издания.
3. Коровин Н.В. Общая химия. М.: Высшая школа, 1998. 343 с.
4. Угай А.Я. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 2000. 527 с.
5. Краткий справочник физико-химических величин. Под ред. А. Равделя, А.М. Пономаревой. Л.: Химия, 1986. 232 с.
6. Химия: Конспект лекций / Антропова О.А., Лебедева Р.Н., Никоненко Е.А. и др. Екатеринбург: ООО «Издательство УМЦ УПИ», 2000. 43 с.
7. Химия: Краткий конспект лекций для студентов заочной формы обучения и представителей УГТУ- УПИ / Ващенко С.Д., Антропова О.А., Никоненко Е.А. и др. Екатеринбург: УГТУ – УПИ, 2001. 43 с.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева Таблица П.1

| Периоды | Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В | | | | | | | | | | | |
|---------|--------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|--|--|
| | I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII | | | | |
| 1 | 1 H водород 1,008 | 2 He гелий 4,003 | | | | | | | | | | |
| 2 | 3 Li литий 6,941 | 4 Be бериллий 9,012 | 5 B бор 10,811 | 6 C углерод 12,011 | 7 N азот 14,007 | 8 O кислород 15,999 | 9 F фтор 18,998 | 10 Ne неон 20,179 | 18 Ar аргон 39,948 | | | |
| 3 | 11 Na натрий 22,989 | 12 Mg магний 24,312 | 13 Al алюминий 26,982 | 14 Si кремний 28,086 | 15 P фосфор 30,974 | 16 S сера 32,064 | 17 Cl хлор 35,453 | 28 Ni никель 58,71 | | | | |
| 4 | 19 K калий 39,098 | 20 Ca кальций 40,08 | 21 Sc скандий 44,956 | 22 Ti титан 47,88 | 23 V ванадий 50,942 | 24 Cr хром 51,996 | 25 Mn марганец 54,938 | 26 Fe железо 55,845 | 27 Co кобальт 58,933 | 36 Kr криптон 83,8 | | |
| 5 | 29 Cu медь 63,546 | 30 Zn цинк 65,37 | 31 Ga галлий 69,72 | 32 Ge германий 72,59 | 33 As мышьяк 74,922 | 34 Se селен 78,96 | 35 Br бром 79,904 | 44 Ru рутений 101,07 | 45 Rh родий 102,905 | 46 Pd палладий 106,3 | | |
| 6 | 37 Rb рубидий 85,468 | 38 Sr стронций 87,62 | 39 Y иттрий 88,906 | 40 Zr цирконий 91,224 | 41 Nb ниобий 92,906 | 42 Mo молибден 95,94 | 43 Tc технеций 98,906 | 76 Os осмий 190,2 | 77 Ir иридий 192,22 | 78 Pt платина 195,08 | | |
| 7 | 47 Ag серебря 107,868 | 48 Cd кадмий 112,41 | 49 In индий 114,82 | 50 Sn олово 118,710 | 51 Sb сурьма 121,75 | 52 Te телур 127,6 | 53 I йод 126,905 | 75 Re рений 186,207 | 85 At астат [210] | 86 Rn радон [222] | | |
| 8 | 55 Cs цезий 132,905 | 56 Ba барий 137,34 | 80 Hg ртуть 200,59 | 81 Tl таллий 204,37 | 82 Pb свинец 207,19 | 83 Bi висмут 208,98 | 84 Po полоний [210] | 106 Lv лунвий [293] | 107 Nh нихоний [293] | 108 Og оганесон [294] | | |
| 9 | 79 Au золото 196,967 | 80 Hg ртуть 200,59 | 81 Tl таллий 204,37 | 82 Pb свинец 207,19 | 83 Bi висмут 208,98 | 84 Po полоний [210] | 85 At астат [210] | 109 Mt метатенн [268] | 110 Ds дубний [271] | | | |
| 7 | Fr франций [223] | 87 Ra радий [226] | 104 Fl флеровий [289] | 105 Mc московий [288] | 106 Lv лунвий [293] | 107 Nh нихоний [293] | 108 Og оганесон [294] | 109 Mt метатенн [268] | 110 Ds дубний [271] | | | |
| | Высшие оксиды | R ₂ O | RO | RO ₂ | RO ₂ | R ₂ O ₅ | RO ₃ | R ₂ O ₇ | RO ₄ | | | |
| | Летучие водородные соединения | | RH ₄ | RH ₃ | H ₂ R | HR | | | | | | |

Л А Н Т А Н О И Д Ы
А К Т И Н О И Д Ы

Таблица П.2

**Стандартные энтальпии образования и энтропии
некоторых веществ при P=101325 Па и T=298K**

| Вещество | ΔH^0 , кДж/моль | S^0 , Дж/моль·К | Вещество | ΔH^0 , кДж/моль | S^0 , Дж/моль·К |
|-------------------|----------------------------|----------------------|-------------|----------------------------|----------------------|
| $CH_4(r)$ | -74,9 | 186 | $H_2O(r)$ | -242 | 188,7 |
| $C_2H_2(r)$ | +226,8 | 201 | $H_2O(ж)$ | -286 | 70 |
| $C_6H_6(ж)$ | -277,6 | 160,7 | $HCl(r)$ | -91,6 | 186,8 |
| $C_2H_4(r)$ | 52,3 | 219,4 | $H_2S(r)$ | -21 | 205,7 |
| $C_2H_6(r)$ | -89,7 | 229,5 | $SO_3(r)$ | -395,2 | 256,23 |
| $CO(r)$ | -110,5 | 197,5 | $MgO(к)$ | -601,6 | 27 |
| $CO_2(r)$ | -393,3 | 213,7 | $NH_3(r)$ | -46 | 192,6 |
| $CaO(r)$ | -635,5 | 38 | $NO(r)$ | +90,3 | 210,6 |
| $CaCO_3(r)$ | -1205,0 | 91,7 | $NO_2(r)$ | +33,9 | 240 |
| $Ca(OH)_2(r)$ | -987 | 83,7 | $N_2O_4(r)$ | +9,2 | 304,4 |
| $CaSO_4(r)$ | -1424 | 106,7 | $N_2O(r)$ | +82,01 | 219,83 |
| $BaCO_3(r)$ | -1202 | 112,1 | $ZnO(r)$ | -350,7 | 43,5 |
| $BaO(r)$ | -557,97 | 70,29 | $Cu(к)$ | 0 | 33 |
| $Cu_2O(r)$ | -166,5 | 93 | $Fe(к)$ | 0 | 27 |
| $Cu_2S(r)$ | -82,0 | 121 | $S(ромб)$ | 0 | 32 |
| $CuO(r)$ | -156 | 43 | $Mg(к)$ | 0 | 32,7 |
| $Fe_2O_3(r)$ | -822,1 | 87,5 | $C(графит)$ | 0 | 5,7 |
| $Fe_3O_4(r)$ | -1117,1 | 146,2 | $N_2(r)$ | 0 | 191,5 |
| $Al_2O_3(r)$ | -1676,0 | 50,9 | $Cl_2(r)$ | 0 | 223 |
| $Al_2(SO_4)_3(r)$ | -3434,0 | 239,2 | $O_2(r)$ | 0 | 205 |
| $PH_3(r)$ | 5,43 | 209,92 | $H_2(r)$ | 0 | 130,5 |
| $P_2O_5(r)$ | -820 | 173,5 | $Al(r)$ | 0 | 28,3 |

Таблица П.3

Названия некоторых кислот и их солей

| Кислота | | Название солей |
|-----------------|--------------|----------------|
| Название | Формула | |
| Азотистая | HNO_2 | Нитриты |
| Азотная | HNO_3 | Нитраты |
| Бромоводородная | HBr | Бромиды |
| Дихромовая | $H_2Cr_2O_7$ | Дихроматы |
| Иодоводородная | HI | Иодиды |
| Кремниевая | H_2SiO_3 | Силикаты |
| Марганцовая | $HMnO_4$ | Перманганаты |
| Сероводородная | H_2S | Сульфиды |

Продолжение табл.П.3

| Кислота | | Название солей |
|------------------------------|---------------------------------|----------------|
| Название | Формула | |
| Сернистая | H ₂ SO ₃ | Сульфиты |
| Серная | H ₂ SO ₄ | Сульфаты |
| Тиоциановодородная | HCNS | Тиоцианаты |
| Угольная | H ₂ CO ₃ | Карбонаты |
| Уксусная | CH ₃ COOH | Ацетаты |
| Фосфорная | H ₃ PO ₄ | Фосфаты |
| Фтороводородная | HF | Фториды |
| Хлороводородная (соляная) | HCl | Хлориды |
| Хлорноватистая | HCIO | Гипохлориты |
| Хлористая | HCIO ₂ | Хлориты |
| Хлорноватая | HCIO ₃ | Хлораты |
| Хлорная | HCIO ₄ | Перхлораты |
| Хромовая | H ₂ CrO ₄ | Хроматы |
| Цианистоводородная | HCN | Цианиды |

Таблица П.4

Константы диссоциации слабых электролитов при t = 25°C

| Вещество | K _d | Вещество | K _d |
|---------------------------------|--|-----------------------------------|---------------------------------------|
| HCOOH | K=1,77·10 ⁻⁴ | H ₃ PO ₄ | K ₁ =7,5·10 ⁻³ |
| CH ₃ COOH | K=1,75·10 ⁻⁵ | | K ₂ =6,23·10 ⁻⁸ |
| HCN | K=7,9·10 ⁻¹² | | K ₃ =2,2·10 ⁻¹³ |
| H ₂ CO ₃ | K ₁ =4,31·10 ⁻⁷ | HAIO ₂ | K=6·10 ⁻¹³ |
| | K ₂ =5,61·10 ⁻¹¹ | H ₃ BO ₃ | K ₁ =5,8·10 ⁻¹⁰ |
| HF | K=6,61·10 ⁻⁴ | | K ₂ =1,8·10 ⁻¹³ |
| HNO ₂ | K=4·10 ⁻⁴ | | K ₃ =1,6·10 ⁻¹⁴ |
| H ₂ SO ₃ | K ₁ =1,3·10 ⁻² | HCIO | K=5·10 ⁻⁸ |
| | K ₂ =5·10 ⁻⁶ | HBrO | K=2,5·10 ⁻⁹ |
| H ₂ S | K ₁ =5,7·10 ⁻⁸ | HIO | K=2,3·10 ⁻¹¹ |
| | K ₂ =1,2·10 ⁻¹⁵ | NH ₃ ·H ₂ O | K=1,79·10 ⁻⁵ |
| H ₂ SiO ₃ | K ₁ =1,3·10 ⁻¹⁰ | Al(OH) ₃ | K ₁ =1,38·10 ⁻⁹ |
| | K ₂ =2·10 ⁻¹² | Zn(OH) ₂ | K ₁ =4,4·10 ⁻⁵ |
| Fe(OH) ₂ | K ₂ =1,3·10 ⁻⁴ | | K ₂ =1,5·10 ⁻⁹ |
| Fe(OH) ₃ | K ₂ =1,82·10 ⁻¹¹ | Cd(OH) ₂ | K ₂ =5·10 ⁻³ |
| | K ₃ =1,35·10 ⁻¹² | Cr(OH) ₃ | K ₃ =1·10 ⁻¹⁰ |
| Cu(OH) ₂ | K ₂ =3,4·10 ⁻⁷ | Pb(OH) ₂ | K ₁ =9,6·10 ⁻⁴ |
| Ni(OH) ₂ | K ₂ =2,5·10 ⁻⁵ | | K ₂ =3·10 ⁻⁸ |

Таблица П.5

Растворимость некоторых кислот, оснований и солей в воде

| АНИОНЫ | КАТИОНЫ | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|----------------------------------|----------------|-----------------|----------------|------------------------------|-----------------|------------------|------------------|------------------|-------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|-----------------|------------------|------------------|------------------|------------------|---|
| | H ⁺ | Li ⁺ | K ⁺ | NH ₄ ⁺ | Ag ⁺ | Mg ²⁺ | Ca ²⁺ | Ba ²⁺ | Str ²⁺ | Al ³⁺ | Cr ³⁺ | Br ³⁺ | Fe ²⁺ | Fe ³⁺ | Ni ²⁺ | Co ²⁺ | Mn ²⁺ | Zn ²⁺ | Hg ⁺ | Hg ²⁺ | Pb ²⁺ | Sn ²⁺ | Cu ²⁺ | |
| OH ⁻ | | Р | Р | Р | - | Н | М | Р | М | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | - | - | Н | Н | Н |
| F ⁻ | Р | М | Р | Р | Р | Н | М | М | М | Р | Р | Н | М | Р | Р | Р | М | М | М | Н | М | Н | Н | Н |
| Cl ⁻ | Р | Р | Р | Р | Н | Р | Р | Р | Р | Р | Р | - | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Н | Р | М | Р | Р |
| Br ⁻ | Р | Р | Р | Р | Н | Р | Р | Р | Р | Р | Р | - | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Н | М | М | Р | Р |
| I ⁻ | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | - | - | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | - | - | Н | М | - |
| S ²⁻ | Р | Р | Р | Р | Н | - | - | - | Р | - | - | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н |
| SO ₃ ²⁻ | Р | Р | Р | Р | Н | М | М | Н | Н | - | - | Н | Н | - | Н | Н | Н | Н | М | Н | Н | Н | Н | - |
| SO ₄ ²⁻ | Р | Р | Р | Р | М | Р | М | Н | Н | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | М | М | М | Р | Р |
| NO ₃ ⁻ | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р |
| NO ₂ ⁻ | Р | Р | Р | Р | М | Р | Р | Р | Р | - | - | - | - | - | Р | М | - | - | - | - | - | - | - | - |
| PO ₄ ³⁻ | Р | Н | Р | Р | Н | М | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | М | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н |
| CO ₃ ²⁻ | Р | Р | Р | Р | М | М | Н | М | Н | - | - | Н | Н | - | Н | Н | Н | Н | Н | М | Н | Н | Н | - |
| CH ₃ COO ⁻ | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р |
| SiO ₃ ²⁻ | Н | Р | Р | Р | Н | - | М | Н | Н | - | - | Н | Н | - | - | - | Н | Н | Н | - | - | Н | Н | - |

Р растворимые

М малорастворимые

Н нерастворимые

- разлагаются водой или не существуют

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы металлов

| Электродная реакция | $E^0, \text{В}$ | Электродная реакция | $E^0, \text{В}$ |
|---|-----------------|---|-----------------|
| $\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}$ | -3,045 | $\text{In}^{3+} + 3\bar{e} = \text{In}$ | -0,340 |
| $\text{Rb}^+ + \bar{e} = \text{Rb}$ | -2,925 | $\text{Ti}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Ti}$ | -0,330 |
| $\text{K}^+ + \bar{e} = \text{K}$ | -2,925 | $\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co}$ | -0,280 |
| $\text{Cs}^+ + \bar{e} = \text{Cs}$ | -2,923 | $\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$ | -0,250 |
| $\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ba}$ | -2,906 | $\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sn}$ | -0,136 |
| $\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sr}$ | -2,890 | $\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$ | -0,126 |
| $\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}$ | -2,866 | $\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Fe}$ | -0,036 |
| $\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$ | -2,714 | $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$ | +0,000 |
| $\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}$ | -2,363 | $\text{Sn}^{4+} + 4\bar{e} = \text{Sn}$ | +0,020 |
| $\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Be}$ | -1,847 | $\text{Sb}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Sb}$ | +0,200 |
| $\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}$ | -1,662 | $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$ | +0,337 |
| $\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ti}$ | -1,628 | $\text{Cu}^+ + \bar{e} = \text{Cu}$ | +0,520 |
| $\text{V}^{2+} + 2\bar{e} = \text{V}$ | -1,186 | $\text{Rh}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Rh}$ | +0,760 |
| $\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mn}$ | -1,180 | $\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$ | +0,799 |
| $\text{Cr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cr}$ | -0,913 | $\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Hg}$ | +0,854 |
| $\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$ | -0,763 | $\text{Pd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pd}$ | +0,987 |
| $\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}$ | -0,744 | $\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pt}$ | +1,19 |
| $\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}$ | -0,440 | $\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Au}$ | +1,498 |
| $\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cd}$ | -0,403 | $\text{Au}^+ + \bar{e} = \text{Au}$ | +1,830 |

Таблица П.7

Окислительно-восстановительные потенциалы водорода, кислорода и металлов в разных средах

| Кислая среда (pH = 0) | | Нейтральная среда (pH=7) | | Щелочная среда (pH=14) | |
|----------------------------------|-----------------|------------------------------------|-----------------|------------------------------------|-----------------|
| Ox/Red | $E^0, \text{В}$ | Ox/Red | $E^0, \text{В}$ | Ox/Red | $E^0, \text{В}$ |
| $2\text{H}^+/\text{H}_2$ | 0,00 | $2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$ | -0,41 | $2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$ | -0,83 |
| $\text{O}_2/2\text{H}_2\text{O}$ | +1,22 | $\text{O}_2/4\text{OH}^-$ | +0,81 | $\text{O}_2/4\text{OH}^-$ | +0,40 |
| Mg^{2+}/Mg | -2,36 | $\text{Mg}(\text{OH})_2/\text{Mg}$ | -2,38 | $\text{Mg}(\text{OH})_2/\text{Mg}$ | -2,69 |
| Al^{3+}/Al | -1,66 | $\text{Al}(\text{OH})_3/\text{Al}$ | -1,88 | AlO_2^-/Al | -2,36 |
| Zn^{2+}/Zn | -0,76 | $\text{Zn}(\text{OH})_2/\text{Zn}$ | -0,81 | $\text{ZnO}_2^{2-}/\text{Zn}$ | -1,22 |
| Cr^{3+}/Cr | -0,74 | $\text{Cr}(\text{OH})_3/\text{Cr}$ | -0,93 | CrO_2^-/Cr | -1,32 |
| Fe^{2+}/Fe | -0,44 | $\text{Fe}(\text{OH})_2/\text{Fe}$ | -0,46 | $\text{Fe}(\text{OH})_2/\text{Fe}$ | -0,87 |
| Cd^{2+}/Cd | -0,40 | $\text{Cd}(\text{OH})_2/\text{Cd}$ | -0,41 | $\text{Cd}(\text{OH})_2/\text{Cd}$ | -0,82 |
| Co^{2+}/Co | -0,28 | $\text{Co}(\text{OH})_2/\text{Co}$ | -0,32 | $\text{Co}(\text{OH})_2/\text{Co}$ | -0,73 |
| Ni^{2+}/Ni | -0,25 | $\text{Ni}(\text{OH})_2/\text{Ni}$ | -0,30 | $\text{Ni}(\text{OH})_2/\text{Ni}$ | -0,72 |
| Sn^{2+}/Sn | -0,14 | $\text{Sn}(\text{OH})_2/\text{Sn}$ | -0,50 | $\text{SnO}_2^{2-}/\text{Sn}$ | -0,91 |
| Pb^{2+}/Pb | -0,13 | $\text{Pb}(\text{OH})_2/\text{Pb}$ | -0,14 | $\text{PbO}_2^{2-}/\text{Pb}$ | -0,54 |
| Bi^{3+}/Bi | +0,21 | BiO^+/Bi | -0,04 | $\text{Bi}_2\text{O}_3/2\text{Bi}$ | -0,45 |
| Cu^{2+}/Cu | +0,34 | $\text{Cu}(\text{OH})_2/\text{Cu}$ | +0,19 | $\text{Cu}(\text{OH})_2/\text{Cu}$ | -0,22 |

**Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы
некоторых систем**

| Электродная реакция | $E^0, \text{В}$ | Электродная реакция | $E^0, \text{В}$ |
|---|-----------------|--|-----------------|
| $\text{F}_2 + 2\bar{e} = 2\text{F}^-$ | +2,84 | $\text{NO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ | +1,05 |
| $\text{Cl}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Cl}^-$ | +1,36 | $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ | +0,96 |
| $\text{HClO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{HClO} + \text{H}_2\text{O}$ | +1,64 | $\text{NO}_2 + 8\text{H}^+ + 7\bar{e} = \text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O}$ | +0,90 |
| $2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ | +1,63 | $\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$ | +0,87 |
| $\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ | +1,49 | $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$ | +0,84 |
| $2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ | +1,46 | $\text{N}_2 + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} = 2\text{NH}_4^+$ | +0,25 |
| $\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$ | +1,45 | $\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$ | +0,01 |
| $\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$ | +1,19 | $\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{NO} + 4\text{OH}^-$ | -0,14 |
| $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$ | +0,89 | $\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = 2\text{NH}_3 + 6\text{OH}^-$ | -0,74 |
| $\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{ClO}^- + 2\text{OH}^-$ | +0,66 | $\text{P} + 3\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{PH}_3$ | +0,06 |
| $\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$ | +0,63 | $\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{P} + 3\text{H}_2\text{O}$ | -0,52 |
| $2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$ | +0,49 | $\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{P} + 4\text{H}_2\text{O}$ | -0,41 |
| $\text{Br}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Br}^-$ | +1,07 | $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ | -0,28 |
| $\text{BrO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{BrO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$ | +1,85 | $\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$ | +1,90 |
| $2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ | +1,48 | $\text{Fe}^{3+} + \bar{e} = \text{Fe}^{2+}$ | +0,77 |
| $\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$ | +1,44 | $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \bar{e} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$ | -0,55 |
| $\text{BrO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{BrO}_3^- + 2\text{OH}^-$ | +1,03 | $\text{Co}^{3+} + \bar{e} = \text{Co}^{2+}$ | +1,81 |
| $\text{BrO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$ | +0,77 | $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ | +1,51 |
| $2\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\bar{e} = \text{Br}_2 + 12\text{OH}^-$ | +0,50 | $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ | +1,23 |
| $\text{I}_2 + 2\bar{e} = 2\text{I}^-$ | +0,54 | $\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$ | +0,60 |
| $\text{IO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{I}^- + 4\text{H}_2\text{O}$ | +1,40 | $\text{MnO}_4^- + \bar{e} = \text{MnO}_4^{2-}$ | +0,56 |
| $2\text{IO}_4^- + 16\text{H}^+ + 14\bar{e} = \text{I}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$ | +1,34 | $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ | +1,33 |
| $2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ | +1,20 | $\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{Cr}(\text{OH})_4 + 4\text{OH}^-$ | -0,72 |
| $\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$ | +1,08 | $\text{Cr}^{3+} + \bar{e} = \text{Cr}^{2+}$ | -0,41 |
| $2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\bar{e} = \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$ | +0,21 | $\text{V}^{3+} + \bar{e} = \text{V}^{2+}$ | -0,25 |
| $\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$ | +0,26 | $\text{VO}_4^{3-} + 6\text{H}^+ + \bar{e} = \text{VO}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$ | +1,26 |
| $\text{IO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8\bar{e} = \text{I}^- + 8\text{OH}^-$ | +0,39 | $\text{VO}^{2+} + 2\text{H}^+ + \bar{e} = \text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$ | +0,34 |
| $\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ | +0,36 | $\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + \bar{e} = \text{Ti}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$ | +0,12 |
| $\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ | +0,30 | $\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{Ti} + \text{H}_2\text{O}$ | -0,89 |
| $\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ | +0,17 | $\text{Ti}^{3+} + \bar{e} = \text{Ti}^{2+}$ | -0,37 |
| $\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{S}$ | +0,17 | $\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} = \text{Sn}^{2+}$ | +0,15 |
| $\text{S} + 2\bar{e} = \text{S}^{2-}$ | -0,48 | $\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\bar{e} = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ | +1,69 |
| $\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = \text{S} + 6\text{OH}^-$ | -0,66 | $\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ | +1,46 |
| $\text{SeO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{SeO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ | +0,05 | $\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$ | -1,22 |
| $\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{Se}$ | -0,40 | $\text{Cu}^{2+} + \bar{e} = \text{Cu}^+$ | +0,15 |

ОГЛАВЛЕНИЕ

| | |
|---|----|
| Календарный план лекций и график выполнения домашних заданий..... | 3 |
| 1. ЭЛЕКТРОННАЯ СТРУКТУРА АТОМОВ..... | 4 |
| 2. ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ..... | 6 |
| 2.1. Термодинамический метод рассмотрения химических процессов..... | 6 |
| 2.2. Скорость химических процессов и химическое равновесие..... | 8 |
| 3. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ..... | 12 |
| 3.1. Концентрация растворов..... | 12 |
| 3.2. Электролитическая диссоциация. Ионно-молекулярные уравнения..... | 14 |
| 3.3. Гидролиз солей..... | 18 |
| 4. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ..... | 20 |
| 4.1. Окислительно-восстановительные реакции..... | 20 |
| 4.2. Гальванические элементы..... | 23 |
| 4.3. Взаимодействие металлов с кислотами, водой и растворами щелочей..... | 26 |
| 4.4. Электрохимическая коррозия металлов..... | 28 |
| 4.5. Электролиз растворов..... | 30 |
| БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК | 33 |
| ПРИЛОЖЕНИЯ..... | 34 |

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Составители: Никоненко Евгения Алексеевна
Колесникова Мария Петровна
Пономарев Александр Владимирович

Редактор - Т.Н. Газитарова

ИД № 06263 от 12.11.2001 г.

| | | | |
|-------------------------------|-------------------|-------------------|----------|
| Подписано в печать 06.06.2003 | Формат 60x84x1/16 | | |
| Бумага типографская | Плоская печать | Усл. печ. л. 2,38 | |
| Уч. - изд. л. 2,6 | Тираж 250 | Заказ 68 | Цена «С» |

Редакционно-издательский отдел ГОУ ВПО УГТУ-УПИ
620002, Екатеринбург, ул. Мира, 19

Типография НИЧ ГОУ ВПО УГТУ-УПИ
620002, Екатеринбург, ул. Мира, 19

