

**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**  
**Федеральное государственное бюджетное образовательное  
учреждение высшего образования**  
**«Кузбасский государственный технический университет  
имени Т. Ф. Горбачева»**

Кафедра химии, технологии неорганических веществ  
и наноматериалов

Составители  
Т. Г. Черкасова,  
Э. С. Татарина,  
Е. В. Черкасова

**Х И М И Я**

**Методические указания для самостоятельной работы  
по дисциплине «Химия» для студентов всех направлений  
бакалавриата и специалитета всех форм обучения**

Рекомендованы учебно-методической комиссией направления  
подготовки 18.03.01 «Химическая технология» в качестве  
электронного издания для использования в учебном процессе

Кемерово 2017

Рецензенты:

Горюнова Ирина Петровна – кандидат химических наук, доцент, заведующая кафедрой химии, технологии неорганических веществ и наноматериалов.

**Черкасова Татьяна Григорьевна,  
Татарина Эльза Семеновна,  
Черкасова Елизавета Викторовна.**

**Химия:** методические указания для самостоятельной работы по дисциплине «Химия» [Электронный ресурс] для студентов всех направлений бакалавриата и специалитета всех форм обучения / сост.: Т. Г. Черкасова, Э. С. Татарина, Е. В. Черкасова; КузГТУ. – Электрон. дан. – Кемерово, 2017.

Методические указания включают список тем для изучения теоретического материала, перечень вопросов к экзамену или зачету, контрольные задания, примеры решения задач и приложение.

© КузГТУ, 2017  
© Черкасова Т. Г.,  
Татарина Э. С.,  
Черкасова Е. В.,  
составление, 2017

# **ПРОГРАММА КУРСА**

## **ВВЕДЕНИЕ**

Химия как предмет естествознания, и её связь с другими науками. Значение химии в формировании мировоззрения, в изучении природы и развитии техники. Химия и охрана окружающей среды.

## **1. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА**

### **1.1. Строение атома и систематика химических элементов**

Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа. Атомные орбитали. Принцип Паули. Правила и порядок заполнения атомных орбиталей. Строение многоэлектронных атомов. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Изменение свойств химических элементов и их соединений. Окислительно-восстановительные свойства элементов. Значение периодического закона Д. И. Менделеева.

### **1.2. Химическая связь**

Основные типы и характеристики химической связи. Ковалентная и ионная связи. Метод валентных связей, понятие о методе молекулярных орбиталей. Строение и свойства простейших молекул.

### **1.3. Типы взаимодействия молекул. Комплексные соединения**

Основные виды взаимодействия молекул. Силы межмолекулярного взаимодействия. Водородная связь. Донорно-акцепторное взаимодействие молекул. Комплексные соединения.

### **1.4. Химия вещества в конденсированном состоянии**

Агрегатное состояние вещества. Химическое строение твердого тела. Аморфное и кристаллическое состояния вещества. Кристаллы. Кристаллические решетки. Химическая связь в твердых телах. Металлическая связь и металлы, химическая связь в полупроводниках и диэлектриках.

## **2. ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ**

### **2.1. Энергетика химических процессов. Химическое равновесие**

Энергетические эффекты химических реакций. Внутренняя энергия и энтальпия. Термохимия. Законы Гесса. Энтальпия образования химических соединений. Энтропия и её изменение при химических процессах. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца, их изменение при химических процессах. Условия самопроизвольного протекания химических реакций. Условия химического равновесия. Константа равновесия, и её связь с термодинамическими функциями. Принцип Ле Шателье.

### **2.2. Равновесие в гетерогенных системах**

Химическое равновесие в гетерогенных системах. Адсорбция. Адсорбционное равновесие. Гетерогенные дисперсные системы. Коллоидные системы и их получение.

### **2.3. Химическая кинетика**

Скорость химической реакции, и её зависимость от концентрации и температуры. Константа скорости реакции. Гомогенный катализ. Цепные реакции. Физические методы ускорения химических реакций. Скорость гетерогенных химических реакций. Гетерогенный катализ.

## **3. РАСТВОРЫ. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ**

### **3.1. Растворы**

Типы растворов. Способы выражения концентрации растворов. Законы идеальных растворов. Растворы неэлектролитов и электролитов. Водные растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Свойства растворов электролитов. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель среды. Ионные реакции в растворах. Гидролиз солей.

### **3.2. Электрохимические процессы**

Окислительно-восстановительные процессы: определение, термодинамика, составление уравнений реакций. Определение и классификация электрохимических процессов. Законы Фарадея. Понятие об электродных потенциалах. Гальванические элементы. Электродвижущая сила и её измерение. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов. Уравнение Нернста. Потенциалы металлических, газовых и

окислительно-восстановительных электродов. Электролиз. Последовательность электродных процессов. Выход по току. Электролиз с нерастворимым и растворимым анодами. Практическое применение электролиза.

### **3.3. Коррозия и защита металлов и сплавов**

Основные виды коррозии. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия. Коррозия под действием блуждающих токов. Методы защиты от коррозии: легирование, электрохимическая защита, защитные покрытия, изменение свойств коррозионной среды. Ингибиторы коррозии.

## **4. ЭЛЕМЕНТЫ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ. ОРГАНИЧЕСКИЕ ПОЛИМЕРНЫЕ МАТЕРИАЛЫ**

Строение, классификация и свойства органических соединений. Углеводороды и их производные. Химия полимеров. Методы получения полимеров. Зависимость свойств полимеров от состава и структуры. Химия полимерных конструкционных материалов. Химия композиционных материалов. Полимерные покрытия и клеи. Химия полимерных диэлектриков. Химия полимерных проводников.

## **5. ХИМИЧЕСКАЯ ИДЕНТИФИКАЦИЯ**

Аналитическая химия – наука об определении химического состава и химического строения веществ. Точность, чувствительность, экспрессность и избирательность анализа. Химические методы анализа. Физико-химические методы анализа. Выбор зависимости «состав – свойство» для аналитического определения. Регистрация «свойства» – аналитический сигнал.

### **ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ К ЭКЗАМЕНУ (ЗАЧЕТУ)**

1. Важнейшие классы неорганических соединений. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов. Классификация и номенклатура солей.
2. Квантовая механика о состоянии электрона в атоме. Квантовые числа:  $n$ ,  $l$ ,  $m$  и  $m_s$ . Атомные орбитали.
3. Строение многоэлектронных атомов. Электронные формулы атомов химических элементов. Правила и порядок заполнения атомных орбиталей (правила Клечковского, Гунда, принцип Паули).
4. Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева (ПСЭ). Структура ПСЭ (периоды, группы, подгруппы), физический смысл порядкового номера элемента, номера периода и группы. Значение периодического закона.

5. Периодическое изменение свойств химических элементов: эффективные радиусы атомов и ионов, потенциалы ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Причина периодичности свойств.

6. Химическая связь (ХС). Природа и условия образования ХС. Основные характеристики ХС: энергия связи, длина связи, валентный угол. Основные виды ХС: ковалентная, ионная, металлическая.

7. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Свойства ковалентной связи: насыщаемость, поляризуемость, направленность.

8. Представление о гибридизации атомных (валентных) орбиталей. Виды гибридизации:  $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$  и пространственная конфигурация молекул. Примеры.

9. Ионная связь. Свойства ионной связи. Поляризация ионов. Свойства веществ с ионной связью. Примеры.

10. Основные виды взаимодействия молекул: водородная связь; межмолекулярное взаимодействие (силы Ван-дер-Ваальса).

11. Агрегатное состояние вещества. Химическое строение твердого тела. Типы кристаллических решеток. Примеры.

12. Элементы химической термодинамики. Термодинамические системы. Термодинамические характеристики. Функции состояния системы.

13. Термохимия. Тепловые эффекты химических реакций. Тепловые эффекты в изобарных и изохорных процессах. Термохимические характеристики: внутренняя энергия и энтальпия.

14. Закон Гесса и следствия из него. Стандартная энтальпия образования веществ, единица измерения. Энтальпия химической реакции. Термохимические расчеты.

15. Понятие об энтропии. Термодинамическая вероятность состояния системы. Стандартная энтропия вещества, единицы измерения. Изменение энтропии при химических реакциях и фазовых переходах. Расчет ее изменения.

16. Энергия Гиббса – критерий направления самопроизвольного протекания процессов. Расчет энергии Гиббса как функции состояния системы для химических реакций. Влияние энтальпийного и энтропийного факторов на изменение энергии Гиббса.

17. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие в обратимых реакциях. Константы равновесия, ее выражение, зависимость от параметров. Характеристика полноты протекания реакции по величине константы равновесия.

18. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Влияние условий на смещение равновесия: температуры, давления, концентрации, Примеры.

19. Дисперсные системы. Типы дисперсных систем в зависимости от агрегатного состояния и степени дисперсности. Примеры. Устойчивость систем. Коллоидные системы.

20. Химическая кинетика. Скорость химической реакции, определение, единицы измерения. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.

21. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Константа скорости реакции и ее зависимость от параметров.

22. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Стерический фактор.

23. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Адсорбция и катализ.

24. Цепные реакции. Фотохимические и радиохимические реакции. Примеры.

25. Растворы. Типы растворов. Способы выражения состава растворов.

26. Термодинамика растворения. Изменение энтальпии, энтропии и энергии Гиббса при растворении. Гидратация, гидраты, кристаллогидраты (примеры).

27. Растворимость веществ, Факторы, влияющие на нее. Количественная оценка растворимости.

28. Произведение растворимости малорастворимых электролитов: определение, выражение, зависимость от параметров. Примеры. Условия выпадения и растворения осадков.

29. Свойства растворов неэлектролитов. Законы Рауля и Вант-Гоффа.

30. Свойства растворов электролитов. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации слабых электролитов. Ступенчатая диссоциация.

31. Применимость законов Рауля и Вант-Гоффа к растворам электролитов. Изотонический коэффициент и его физический смысл.

32. Ионное произведение воды и водородный показатель (рН) среды. Кислотно-основные индикаторы. Примеры.

33. Реакции ионного обмена. Гидролиз солей. Случаи обратимого и необратимого гидролиза. Ступенчатый гидролиз. Примеры. Степень гидролиза.

34. Окислительно-восстановительные процессы. Понятие о степени окисления. Определение степени окисления атомов элементов в соединениях. Примеры.

35. Классификация окислительно-восстановительных реакций (ОВР). Примеры.

36. Окислители и восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность. Примеры.

37. Влияние условий на протекание ОВР. Методы составления уравнений ОВР. Примеры.

38. Понятие об электродных потенциалах, механизм его возникновения. Стандартные электродные потенциалы. Виды электродов. Измерение величины электродного потенциала.

39. Стандартный водородный электрод. Водородная шкала потенциалов или электрохимический ряд напряжений металлов и его свойства.

40. Уравнение Нернста и его физический смысл. Расчет электродных потенциалов в условиях отличных от стандартных.

41. Redox (окислительно-восстановительные) потенциалы и определение направления самопроизвольного протекания ОВР.

42. Электрохимические процессы. Гальванические элементы (ГЭ). Концентрационные ГЭ. Электродвижущая сила (ЭДС) и ее вычисление. Связь энергии Гиббса с ЭДС гальванических элементов.

43. Электролиз. Катодные и анодные процессы в расплавах и водных растворах электролитов. Электролиз с растворимым анодом. Законы Фарадея. Практическое применение электролиза.

44. Основные виды коррозии металлов. Химическая и электрохимическая коррозия.

45. Методы защиты металлов от коррозии: легирование, защитные покрытия электрохимическая защита, изменение свойств коррозионной среды.

46. Классификация органических соединений. Углеводороды и их производные.

47. Полимеры и олигомеры. Зависимость свойств полимеров от состава и структуры. Методы получения полимеров.

48. Полимерные композиционные и конструкционные материалы. Их свойства и практическое использование.

49. Задачи аналитической химии. Классификация методов анализа.

50. Химические методы анализа. Физико-химические методы анализа.

## ТАБЛИЦА ВАРИАНТОВ КОНТРОЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ

Номер варианта	Номера задач, относящихся к данному варианту
<b>01</b>	1, 21, 41, 61, 81, 101, 121, 141, 161, 181, 201
<b>02</b>	2, 22, 42, 62, 82, 102, 122, 142, 162, 182, 202
<b>03</b>	3, 23, 43, 63, 83, 103, 123, 143, 163, 183, 203
<b>04</b>	4, 24, 44, 64, 84, 104, 124, 144, 164, 184, 204
<b>05</b>	5, 25, 45, 65, 85, 105, 125, 145, 165, 185, 205
<b>06</b>	6, 26, 46, 66, 86, 106, 126, 146, 166, 186, 206
<b>07</b>	7, 27, 47, 67, 87, 107, 127, 147, 167, 187, 207
<b>08</b>	8, 28, 48, 68, 88, 108, 128, 148, 168, 188, 208



<b>Номер варианта</b>	<b>Номера задач, относящихся к данному варианту</b>
<b>09</b>	9, 29, 49, 69, 89, 109, 129, 149, 169, 189, 209
<b>10</b>	10, 30, 50, 70, 90, 110, 130, 150, 170, 190, 210
<b>11</b>	11, 31, 51, 71, 91, 111, 131, 151, 171, 191, 211
<b>12</b>	12, 32, 52, 72, 92, 112, 132, 152, 172, 192, 212
<b>13</b>	13, 33, 53, 73, 93, 113, 133, 153, 173, 193, 213
<b>14</b>	14, 34, 54, 74, 94, 114, 134, 154, 174, 194, 214
<b>15</b>	15, 35, 55, 75, 95, 115, 135, 155, 175, 195, 215
<b>16</b>	16, 36, 56, 76, 96, 116, 136, 156, 176, 196, 216
<b>17</b>	17, 37, 57, 77, 97, 117, 137, 157, 177, 197, 217
<b>18</b>	18, 38, 58, 78, 98, 118, 138, 158, 178, 198, 218
<b>19</b>	19, 39, 59, 79, 99, 119, 139, 159, 179, 199, 219
<b>20</b>	20, 40, 60, 80, 100, 120, 140, 160, 180, 200, 220
<b>21</b>	1, 22, 43, 64, 85, 106, 127, 148, 169, 190, 211
<b>22</b>	2, 23, 44, 65, 86, 107, 128, 149, 170, 191, 212
<b>23</b>	3, 24, 45, 66, 87, 108, 129, 150, 171, 192, 213
<b>24</b>	4, 25, 46, 67, 88, 109, 130, 151, 172, 193, 214
<b>25</b>	5, 26, 47, 68, 89, 110, 131, 152, 173, 194, 215
<b>26</b>	6, 27, 48, 69, 90, 111, 132, 153, 174, 195, 216
<b>27</b>	7, 28, 49, 70, 91, 112, 133, 154, 175, 196, 217
<b>28</b>	8, 29, 50, 71, 92, 113, 134, 155, 176, 197, 218
<b>29</b>	9, 30, 51, 72, 93, 114, 135, 156, 177, 198, 219
<b>30</b>	10, 31, 52, 73, 94, 115, 136, 157, 178, 199, 220
<b>31</b>	11, 32, 53, 74, 95, 116, 137, 158, 179, 200, 201
<b>32</b>	12, 33, 54, 75, 96, 117, 138, 159, 180, 181, 202
<b>33</b>	13, 34, 55, 76, 97, 118, 139, 160, 161, 182, 203
<b>34</b>	14, 35, 56, 77, 98, 119, 140, 141, 162, 183, 204
<b>35</b>	15, 36, 57, 78, 99, 120, 121, 142, 163, 184, 205
<b>36</b>	16, 37, 58, 79, 100, 101, 122, 143, 164, 185, 206
<b>37</b>	17, 38, 59, 80, 81, 102, 123, 144, 165, 186, 207
<b>38</b>	18, 39, 60, 61, 82, 103, 124, 145, 166, 187, 208
<b>39</b>	19, 40, 42, 63, 84, 105, 126, 147, 168, 189, 210
<b>40</b>	20, 21, 58, 77, 96, 115, 134, 153, 172, 191, 212
<b>41</b>	1, 38, 57, 76, 95, 114, 133, 152, 171, 190, 209
<b>42</b>	2, 37, 56, 75, 94, 113, 132, 151, 170, 189, 208
<b>43</b>	3, 36, 55, 74, 93, 112, 131, 150, 169, 188, 207
<b>44</b>	4, 35, 54, 73, 92, 111, 130, 149, 168, 187, 206
<b>45</b>	5, 34, 53, 72, 91, 110, 129, 148, 167, 186, 205
<b>46</b>	6, 33, 52, 71, 90, 109, 128, 147, 166, 185, 204
<b>47</b>	7, 32, 51, 70, 89, 108, 127, 146, 165, 184, 203
<b>48</b>	8, 31, 50, 69, 88, 107, 126, 145, 164, 183, 202

<b>Номер варианта</b>	<b>Номера задач, относящихся к данному варианту</b>
<b>49</b>	9, 30, 49, 68, 87, 106, 125, 144, 163, 182, 201
<b>50</b>	10, 29, 48, 67, 86, 105, 124, 143, 162, 181, 200
<b>51</b>	11, 28, 47, 66, 85, 104, 123, 142, 161, 200, 219
<b>52</b>	12, 27, 46, 65, 84, 103, 122, 141, 160, 199, 218
<b>53</b>	13, 26, 45, 64, 83, 102, 121, 160, 179, 198, 217
<b>54</b>	14, 25, 44, 63, 82, 101, 140, 159, 178, 197, 216
<b>55</b>	15, 24, 43, 62, 81, 120, 139, 158, 177, 196, 215
<b>56</b>	16, 23, 42, 61, 100, 119, 138, 157, 176, 195, 214
<b>57</b>	17, 22, 41, 80, 99, 118, 137, 156, 175, 194, 213
<b>58</b>	18, 21, 60, 79, 98, 117, 136, 155, 174, 193, 212
<b>59</b>	19, 21, 43, 65, 87, 109, 131, 153, 175, 197, 219
<b>60</b>	20, 22, 44, 66, 88, 110, 132, 154, 176, 198, 220
<b>61</b>	1, 23, 45, 67, 89, 111, 133, 155, 177, 199, 201
<b>62</b>	2, 24, 46, 68, 90, 112, 134, 156, 178, 200, 202
<b>63</b>	3, 25, 47, 69, 91, 113, 135, 157, 179, 181, 203
<b>64</b>	4, 26, 48, 70, 92, 114, 136, 158, 180, 182, 204
<b>65</b>	5, 27, 49, 71, 93, 115, 137, 159, 161, 183, 205
<b>66</b>	6, 28, 50, 72, 94, 116, 138, 160, 162, 184, 206
<b>67</b>	7, 29, 51, 73, 95, 117, 139, 141, 163, 185, 207
<b>68</b>	8, 30, 52, 74, 96, 118, 140, 142, 164, 186, 208
<b>69</b>	9, 31, 53, 75, 97, 119, 121, 143, 165, 187, 209
<b>70</b>	10, 32, 54, 76, 98, 120, 122, 144, 166, 188, 210
<b>71</b>	11, 33, 55, 77, 99, 101, 123, 145, 167, 189, 211
<b>72</b>	12, 34, 56, 78, 100, 102, 124, 146, 168, 190, 212
<b>73</b>	13, 35, 57, 79, 81, 103, 125, 147, 169, 191, 213
<b>74</b>	14, 36, 58, 80, 82, 104, 126, 148, 170, 192, 214
<b>75</b>	15, 37, 59, 61, 83, 105, 127, 149, 171, 193, 215
<b>76</b>	16, 38, 60, 62, 84, 106, 128, 150, 172, 194, 216
<b>77</b>	17, 39, 41, 63, 85, 107, 129, 151, 173, 195, 217
<b>78</b>	18, 40, 42, 64, 86, 108, 130, 152, 174, 196, 218
<b>79</b>	19, 22, 45, 68, 91, 114, 137, 160, 163, 186, 209
<b>80</b>	20, 23, 46, 69, 92, 115, 138, 141, 164, 187, 210
<b>81</b>	1, 24, 47, 70, 93, 116, 139, 142, 165, 188, 211
<b>82</b>	2, 25, 48, 71, 94, 117, 140, 143, 166, 189, 212
<b>83</b>	3, 26, 49, 72, 95, 118, 121, 144, 167, 190, 213
<b>84</b>	4, 27, 50, 73, 96, 119, 122, 145, 168, 191, 214
<b>85</b>	5, 28, 51, 74, 97, 120, 123, 146, 169, 192, 215
<b>86</b>	6, 29, 52, 75, 98, 101, 124, 147, 170, 193, 216
<b>87</b>	7, 30, 53, 76, 99, 102, 125, 148, 171, 194, 217
<b>88</b>	8, 31, 54, 77, 100, 103, 126, 149, 172, 195, 218

Номер варианта	Номера задач, относящихся к данному варианту
89	9, 32, 55, 78, 81, 104, 127, 150, 173, 196, 219
90	10, 33, 56, 77, 82, 105, 128, 151, 174, 197, 220
91	11, 34, 57, 78, 83, 106, 129, 152, 175, 198, 219
92	12, 35, 58, 79, 84, 107, 130, 153, 176, 199, 218
93	13, 36, 59, 80, 85, 108, 131, 154, 177, 200, 217
94	14, 37, 60, 63, 86, 109, 132, 155, 178, 181, 216
95	15, 38, 41, 64, 87, 110, 133, 156, 179, 182, 215
96	16, 39, 42, 65, 87, 111, 134, 157, 180, 183, 214
97	17, 40, 43, 66, 88, 112, 135, 158, 161, 184, 217
98	18, 22, 46, 70, 94, 118, 122, 146, 170, 194, 218
99	19, 23, 47, 71, 95, 119, 123, 147, 171, 195, 219
100	20, 24, 48, 72, 96, 120, 124, 148, 172, 196, 220

## СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

### Основная литература

1. Общая химия. Теория и задачи: учебное пособие [Электронный ресурс] / под ред. Н. В. Коровина, Н. В. Кулешова. – Санкт-Петербург: Лань, 2014. – 496 с. – Режим доступа: [http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1\\_id=51723](http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=51723).
2. Саргаев, П. М. Неорганическая химия / П. М. Саргаев. – Санкт-Петербург: Лань, 2013. – 384 с. – Режим доступа: <http://e.lanbook.com/book/36999>.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – Санкт-Петербург: Лань, 2014. – 752 с. – Режим доступа: <http://e.lanbook.com/book/50684>.
4. Евдокимова, В. П. Неорганическая химия: учебно-методическое пособие [Электронный ресурс] / В. П. Евдокимова. – Архангельск: ИД САФУ, 2014. – 111 с. – Режим доступа: [http://biblioclub.ru/index.php?page=book\\_red&id=436337](http://biblioclub.ru/index.php?page=book_red&id=436337).

### Дополнительная литература

1. Мифтахова, Н. Ш. Общая и неорганическая химия: учебно-методическое пособие [Электронный ресурс] / Н. Ш. Мифтахова. – Казань: Издательство КНИТУ, 2013. – 184 с. – Режим доступа: [http://biblioclub.ru/index.php?page=book\\_red&id=258711](http://biblioclub.ru/index.php?page=book_red&id=258711).
2. Глинка, Н. Л. Общая химия [Текст]: учебное пособие для студентов нехимических специальностей вузов / под ред. А. И. Ермакова. – Москва: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с.

3. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: учебное пособие для студентов нехимических специальностей вузов / под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. – Москва: Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с.

4. Гельфман, М. И. Неорганическая химия [Текст]: учеб. пособие для студентов, обучающихся по технологическим направлениям и специальностям / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – Санкт-Петербург: Лань, 2009. – 528 с. – Доступна электронная версия: [http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1\\_id=4032](http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4032).

5. Лидин, Р. А. Неорганическая химия в реакциях / Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева. – М.: Дрофа, 2007. – 637 с.

6. Коровин, Н. В. Общая химия / Н. В. Коровин. – М.: Высш. шк., 2010. – 557 с.

## **1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ. СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ РАСЧЕТЫ (задачи № 1–20)**

Стехиометрическими расчетами называют нахождение значений количеств, масс и объемов веществ (реагентов и продуктов), участвующих в химических реакциях. Количество какого-либо вещества  $n_B$  и его масса ( $m_B$ ) связаны между собой соотношением:

$$n_B = \frac{m_B}{M_B},$$

где  $M_B$  – молярная масса данного вещества, г/моль; единица количества вещества – моль.

Для газов количество вещества ( $n_B$ ) и объем газа ( $V_B$ ) связаны соотношением:

$$n_B = \frac{V_B}{V_M},$$

где  $V_M$  – молярный объем газа, л/моль; при нормальных условиях (н. у.) для любого газа  $V_M = 22,4$  л/моль.

Зависимость между объемом газа, давлением и температурой выражают уравнением:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0},$$

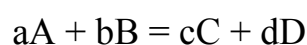
где  $P$ ,  $V$  – давление и объем газа при температуре  $T$ ;  $P_0$ ,  $V_0$  – давление и объем газа при нормальных условиях ( $P_0 = 101,3$  кПа,  $T_0 = 273$  К).

Уравнение Клапейрона-Менделеева связывает массу ( $m$ , кг), температуру ( $T$ , К), давление ( $P$ , Па) и объем ( $V$ , м<sup>3</sup>) газа с его молярной массой ( $M$ , кг/моль):

$$pV = \frac{mRT}{M}; \quad pV = nRT ,$$

где  $R$  – универсальная газовая постоянная;  $R = 8,314$  Дж/(моль·К).

Для необратимой химической реакции



количества веществ вступивших в реакцию реагентов и образовавшихся продуктов пропорциональны стехиометрическим коэффициентам:

$$\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} = \frac{n_C}{c} = \frac{n_D}{d} .$$

Если известно количество вещества одного из участников реакции, то приведенное выражение позволяет рассчитать количество вещества всех остальных реагентов, а следовательно, их массы и объемы.

Стехиометрические расчеты можно выполнять по закону эквивалентов: эквивалентные количества вступивших в реакцию реагентов и образовавшихся продуктов одинаковы

$$n_{\text{эк}}(A) = n_{\text{эк}}(B) = n_{\text{эк}}(C) = n_{\text{эк}}(D).$$

Преимущество стехиометрических расчетов по закону эквивалентов состоит в том, что если известно эквивалентное количество одного из веществ, то отпадает необходимость расчета эквивалентных количеств всех остальных веществ.

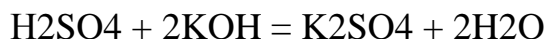
Между эквивалентным количеством вещества  $n_{\text{эк}}(B)$  и количеством вещества  $n_B$  существует простая зависимость:

$$n_{\text{эк}}(B) = z_B \cdot n_B ,$$

где  $z_B$  – эквивалентное число.

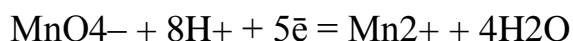
Определение эквивалентных чисел различно для обменных и окислительно-восстановительных реакций.

В обменных реакциях эквивалентное число вещества определяется стехиометрией реакции. Если в реакции на одну формульную единицу вещества А требуется  $b/a$  формульных единиц вещества В, то  $z_B = b/a$ . Например, для реакции



эквивалентное число  $z(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2$ , так как на одну формульную единицу  $\text{H}_2\text{SO}_4$  требуются две формульных единицы  $\text{KOH}$ , а эквивалентное число  $z(\text{KOH}) = 1$ .

В окислительно-восстановительных реакциях эквивалентные числа окислителя и восстановителя определяют по числу электронов, которые принимает одна формульная единица окислителя или отдает одна формульная единица восстановителя. Например, в полуреакции



$z(\text{MnO}_4^-) = 5$ , значение  $z(\text{KMnO}_4) = 5$ .

Эквивалентное количество вещества:

$$n_{\text{эк}}(\text{B}) = z_B \cdot n_B = z_B \frac{m_B}{M_B}.$$

Эквивалентная масса вещества:

$$M_{\text{эк}}(\text{B}) = \frac{M_B}{z_B}.$$

Эквивалентный объем газа:

$$V_{\text{эк}}(\text{B}) = \frac{V_M}{z_B}.$$

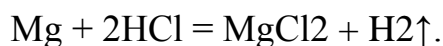
Эквивалентное количество газа:

$$n_{\text{эк}}(\text{B}) = \frac{V_B}{V_{\text{эк}}(\text{B})} = \frac{V_B \cdot z}{V_M}.$$

**Пример 1.** Смесь медных и магниевых опилок массой 1,5 г обработали избытком соляной кислоты. В результате реакции выделился водород объемом 560 мл (нормальные условия). Определите массовую долю меди в смеси.

Первый способ решения задачи

Из двух металлов с раствором соляной кислоты взаимодействует только магний:



Определяем количество выделившегося водорода:

$$n(\text{H}_2) = \frac{0,56}{22,4} = 0,025 \text{ моль.}$$

Из уравнения реакции следует:  $n(\text{Mg}) = n(\text{H}_2) = 0,025$  моль.  
Находим массу магния:

$$m(\text{Mg}) = n(\text{Mg}) \cdot M(\text{Mg}); m(\text{Mg}) = 0,025 \cdot 24 = 0,6 \text{ г.}$$

Масса меди в смеси равна:

$$m(\text{Cu}) = m(\text{смеси}) - m(\text{Mg}); m(\text{Cu}) = 1,5 - 0,6 = 0,9 \text{ г.}$$

Определяем массовую долю меди в смеси:

$$\omega(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{m(\text{смеси})}; \omega(\text{Cu}) = \frac{0,9}{1,5} = 0,6 \text{ или } 60 \text{ \%}.$$

Ответ: 60 %.

### Второй способ решения задачи

Определяем эквивалентные числа веществ по уравнению реакции:

$$z(\text{HCl}) = 1, z(\text{Mg}) = 2, z(\text{H}_2) = 2, z(\text{MgCl}_2) = 2.$$

Определяем эквивалентное количество водорода:

$$n_{\text{эк}}(\text{H}_2) = \frac{V_0(\text{H}_2)}{V_M} \cdot z_{\text{H}_2}; n_{\text{эк}}(\text{H}_2) = \frac{0,56 \cdot 2}{22,4} = 0,05 \text{ моль.}$$

По закону эквивалентов:  $n_{\text{эк}}(\text{Mg}) = n_{\text{эк}}(\text{H}_2) = 0,05$  моль.

Находим массу магния:

$$m(\text{Mg}) = n_{\text{эк}}(\text{Mg}) \cdot M_{\text{эк}}(\text{Mg}) = \frac{n_{\text{эк}}(\text{Mg}) \cdot M(\text{Mg})}{z(\text{Mg})};$$
$$m(\text{Mg}) = \frac{0,05 \cdot 24}{2} = 0,6 \text{ (г).}$$

Масса меди в смеси равна:

$$m(\text{Cu}) = m(\text{смеси}) - m(\text{Mg}); m(\text{Cu}) = 1,5 - 0,6 = 0,9 \text{ г.}$$

Массовая доля меди в смеси:

$$\omega(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{m(\text{смеси})}; \omega(\text{Cu}) = \frac{0,9}{1,5} = 0,6 \text{ или } 60 \text{ \%}.$$

Ответ: 60 %.

**Пример 2.** Какой объем займет при температуре 20°C и давлении 250 кПа аммиак массой 51 г?

Решение

Определяем количество аммиака:

$$n(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)}; n(\text{NH}_3) = \frac{51}{17} = 3 \text{ моль.}$$

Объем аммиака при нормальных условиях составляет:

$$V_0(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \cdot V_M; V_0(\text{NH}_3) = 3 \cdot 22,4 = 67,2 \text{ л.}$$

Приводим объем аммиака к данным условиям [ $T = 273 + 20 = 293 \text{ К}$ ], используя выражение:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0}.$$

$$V = \frac{P_0 V_0 T}{PT_0}; V(\text{NH}_3) = \frac{101,3 \cdot 67,2 \cdot 293}{250 \cdot 273} = 29,2 \text{ л.}$$

Ответ: 29,2 л.

## КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Определите объём, занимаемый 0,7 кг азота при 21°C и давлении 142,0 кПа.

Ответ: 43 л.

2. Какой объем водорода при 17°C и давлении 102,4 кПа выделится при растворении 1,5 кг цинка в соляной кислоте?

Ответ: 0,54 м<sup>3</sup>.



**3.** Вычислите массу 2 л водорода при 15°C и давлении 100,7 кПа.

Ответ: 0,163 г.

**4.** Для наполнения аэростатов в полевых условиях иногда используют взаимодействие гидрида кальция с водой. Сколько килограммов гидрида кальция придется израсходовать для наполнения аэростата объемом 500 м<sup>3</sup> (н. у.)?

Ответ: 468,75 кг.

**5.** Смешали 7,3 г хлороводорода HCl с 4,0 г аммиака. Сколько граммов хлорида аммония образуется? Определите массу оставшегося после реакции газа.

Ответ: 10 г NH<sub>4</sub>Cl; 0,6 г NH<sub>3</sub>

**6.** Определите массу твердого продукта реакции между 9,8 л сероводорода и 17,5 л оксида серы(IV) (н. у.).

Ответ: 21,0 г.

**7.** Какая масса магнетита Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>, имеющего 10 % (масс.) примесей, потребуется для получения 4 т железа?

Ответ: 6,14 т.

**8.** Баллон вместимостью 25 л наполнен газообразным кислородом под давлением 1,5·10<sup>6</sup> Па при температуре 20°C. Определите количество вещества кислорода в баллоне.

Ответ: 15,4 моль.

**9.** Рассчитайте массу алюминия, вступившего в реакцию с разбавленной серной кислотой, если собрано 10,24 л газа (н. у.). В решении используйте закон эквивалентов.

Ответ: 8,22 г.

**10.** На нейтрализацию 2,45 г серной кислоты идёт 2 г гидроксида натрия. Определите эквивалентную массу кислоты.

Ответ: 49,0 г/моль.

**11.** Соединение P<sub>x</sub>H<sub>y</sub> содержит 6,11 % (масс.) водорода. Плотность пара этого соединения по аргону равна 1,652. Установите формулу вещества.

Ответ: P<sub>2</sub>H<sub>4</sub>.

**12.** Какая масса технического железа, содержащего 18 % (масс.) примесей, требуется для вытеснения из водного раствора сульфата никеля(II) 7,42 г никеля?

Ответ: 8,60 г.

**13.** При взаимодействии ортофосфорной кислоты со щелочью образовалась соль  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ . Найдите для этого случая значение эквивалентной массы ортофосфорной кислоты.

**14.** Оксид углерода(IV) пропустили через насыщенный водный раствор гидроксида кальция. Вначале образовался белый осадок, который затем растворился. Составьте уравнения реакций. Определите суммарный объем газа (н. у.), потраченного на образование 74,07 г осадка и последующего перевода его в раствор.

Ответ: 33,15 л.

**15.** В сосуд, содержащий 80,2 г воды, поместили 4,6 г металлического натрия. Вычислите массовую долю гидроксида натрия в полученном растворе.

Ответ: 9,46 % (масс.).

**16.** Какой из минералов бора экономически выгоднее перевозить из карьера на завод: кернит  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ , тинкалкони́т  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  или тинкал  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ? Вычислите массовую долю бора в каждом минерале.

**17.** При обработке 40 г смеси порошков алюминия и меди раствором гидроксида натрия получено 7,6 л водорода (н. у.). Вычислите массовую долю меди в смеси.

Ответ: 84,75 % (масс.).

**18.** Рассчитайте массовую долю титана в его минералах: рутил ( $\text{TiO}_2$ ); ильменит ( $\text{TiFeO}_3$ ); перовскит ( $\text{CaTiO}_3$ ); сфен  $\text{CaTi}(\text{SiO}_4)\text{O}$ .

Ответ: 59,94 % (масс.); 31,56 % (масс.); 35,22 % (масс.); 24,42 % (масс.).

**19.** Раствор, содержащий 34 г  $\text{AgNO}_3$ , смешали с раствором, содержащим такую же массу  $\text{NaCl}$ . Весь ли нитрат серебра вступил в реакцию? Сколько граммов  $\text{AgCl}$  получилось в результате реакции?

Ответ: 28,7 г  $\text{AgCl}$ .

**20.** При сжигании 3 г антрацита получилось 5,3 л  $\text{CO}_2$ . Определите массовую долю углерода в антраците.

Ответ: 94,3 % (масс.)

## 2. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА (задачи № 21–40)

На вопросы, приведенные в этом разделе, можно получить ответы, изучив темы «Строение атома и систематика химических элементов», «Химическая связь», «Типы взаимодействия молекул. Конденсированное состояние вещества» по учебникам и учебным пособиям, рекомендованным в списке литературы.

### КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

**21.** Электронная формула атома некоторого элемента имеет вид  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ . В каком периоде и группе Периодической системы Д. И. Менделеева находится данный элемент? Какую высшую и низшую степени окисления проявляет этот элемент? Напишите формулы оксида и гидроксида этого элемента, в которых он проявляет высшую степень окисления.

**22.** В каких группах и периодах Периодической системы находятся s-элементы? Приведите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 19, 20, 38.

**23.** Атомы некоторых элементов имеют следующую структуру внешнего энергетического уровня: 1)  $2s^1$ ; 2)  $3s^2$ ; 3)  $2s^2 2p^4$ ; 4)  $3s^2 3p^5$ ; 5)  $4s^2 4p^5$ . Назовите эти элементы. Какой из них обладает наибольшим сродством к электрону? Какой из них имеет наименьшую энергию ионизации? Объясните закономерность изменения этих свойств.

**24.** В каких группах и периодах Периодической системы находятся р-элементы? Напишите формулы оксидов и гидроксидов р-элементов третьего периода и сравните их кислотно-основные свойства.

**25.** У какого элемента четвертого периода – железа или мышьяка – более выражены металлические свойства? Какой из этих элементов образует соединение с водородом? Ответ мотивируйте сравнением электронного строения атомов этих элементов.

**26.** Укажите особенности электронных конфигураций атомов хрома и меди. Сколько 4s-электронов содержат невозбуждённые атомы этих элементов?

**27.** Какой механизм образования ковалентной связи называется донорно-акцепторным? Опишите с позиций метода ВС электронное строение ионов  $\text{BF}_4^-$  и  $\text{NH}_4^+$ .

**28.** Дипольные моменты  $\text{BF}_3$  и  $\text{NF}_3$  равны соответственно 0 и 0,2 D. Какими типами гибридизации атомных орбиталей бора и азота описывается образование этих молекул?

**29.** Объясните с позиций представлений о поляризации ионов различия температур плавления хлорида кальция ( $780^\circ\text{C}$ ) и хлорида кадмия ( $560^\circ\text{C}$ ). Радиусы ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Cd}^{2+}$  равны соответственно 0,104 нм и 0,099 нм.

**30.** Какие электроны атома бора участвуют в образовании ковалентных связей? Как с помощью метода валентных связей объяснить симметричную треугольную форму молекулы  $\text{BF}_3$ ?

**31.** Что называется электроотрицательностью? Как с помощью этой величины объяснить последовательность в изменении электрических моментов диполей молекул  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ?

**32.** С помощью метода валентных связей объясните строение молекул воды и метана,

**33.** Как метод валентных связей объясняет угловое строение молекулы  $\text{H}_2\text{S}$  и линейное – молекулы  $\text{CO}_2$ ?

**34.** При переходе от  $\text{CsF}$  к  $\text{CsI}$  температура плавления кристаллов уменьшается. Объясните наблюдаемый ход изменения температур плавления.

**35.** Какие силы межмолекулярного взаимодействия (силы Ван-дер-Ваальса) называют ориентационными, индукционными, дисперсионными? Какова их природа? Какой вид взаимодействия между частицами приводит к переходу в конденсированное состояние  $\text{He}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ?

**36.** Какие виды химической связи имеются в кристаллах простых веществ, образованных элементами с порядковыми номерами 6, 10, 19 и 29? Какие физические свойства характерны для этих веществ в кристаллическом состоянии?

**37.** Какую химическую связь называют водородной? Между молекулами каких веществ она образуется? Почему вода и фтороводород, имея меньшую молярную массу, плавятся и кипят при более высоких температурах, чем их аналоги (сероводород и хлороводород)?

**38.** Определите тип гибридизации атомных орбиталей в частицах  $\text{BeF}_4^{2-}$  и  $\text{BF}_2$ . Назовите и изобразите их геометрические формы.

Нарисуйте энергетическую схему образования молекулы  $\text{N}_2$  по методу молекулярных орбиталей (МО). Чему равен порядок связи?

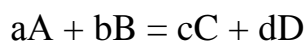
**39.** Определите тип гибридизации атомных орбиталей в частицах  $\text{SF}_4$  и  $\text{SF}_6$ . Назовите и изобразите их геометрические формы.

**40.** Нарисуйте энергетическую схему образования молекул  $\text{H}_2$  по методу молекулярных орбиталей. Как метод МО объясняет устойчивость молекулы  $\text{H}_2$  и невозможность существования молекулы  $\text{He}_2$ ?

### 3. ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

#### 3.1. Энергетика химических процессов (задачи № 41–80)

При решении задач под номерами 41–80 используйте важное следствие из закона Гесса: стандартное изменение энтальпии химической реакции равно сумме стандартных энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энтальпий образования исходных веществ. При каждом суммировании учитывайте стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции. Например, для реакции



изменение энтальпии рассчитывают по уравнению:

$$\Delta H_{\text{х.р.}}^{\circ} = \sum \Delta H^{\circ} (\text{продуктов реакции}) - \sum \Delta H^{\circ} (\text{исходных веществ})$$

или

$$\Delta H_{\text{х.р.}}^{\circ} = (c\Delta H_{\text{C}}^{\circ} + d\Delta H_{\text{D}}^{\circ}) - (a\Delta H_{\text{A}}^{\circ} + b\Delta H_{\text{B}}^{\circ}),$$

где  $a$ ,  $b$ ,  $c$ ,  $d$  – стехиометрические коэффициенты;  $\Delta H_{\text{A}}^{\circ}$ ,  $\Delta H_{\text{B}}^{\circ}$ ,  $\Delta H_{\text{C}}^{\circ}$ ,  $\Delta H_{\text{D}}^{\circ}$  – стандартные энтальпии образования веществ  $A$ ,  $B$ ,  $C$  и  $D$ , кДж/моль.

Если  $\Delta H_{\text{х.р.}}^{\circ}$  известно, то можно подсчитать неизвестную величину энтальпии образования одного из исходных веществ или продуктов реакции, выразив её из того же уравнения.

Аналогично рассчитывают изменение энтропии ( $\Delta S_{\text{х.р.}}^{\circ}$ , Дж/(моль·К)) и изменение энергии Гиббса ( $\Delta G_{\text{х.р.}}^{\circ}$ , кДж/моль) в химических процессах:

$$\Delta S_{\text{ox.p.}} = (cS_{\text{SoC}} + dS_{\text{SoD}}) - (aS_{\text{SoA}} + bS_{\text{SoB}});$$

$$\Delta G_{\text{ox.p.}} = (c\Delta G_{\text{SoC}} + d\Delta G_{\text{SoD}}) - (a\Delta G_{\text{SoA}} + b\Delta G_{\text{SoB}}).$$

Изменение энергии Гиббса в химической реакции при стандартных условиях можно подсчитать и по уравнению

$$\Delta G^{\circ}_{\text{x.p.}} = \Delta H^{\circ}_{\text{x.p.}} - T \cdot \Delta S^{\circ}_{\text{x.p.}}$$

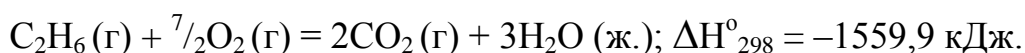
По знаку  $\Delta G^{\circ}_{\text{x.p.}}$  определяют возможность самопроизвольного протекания процесса при стандартных условиях. Если  $\Delta G^{\circ}_{\text{x.p.}} < 0$ , то процесс возможен при данных условиях, если  $\Delta G^{\circ}_{\text{x.p.}} > 0$ , реакция не осуществляется. При  $\Delta G = 0$  все вещества в системе находятся в химическом равновесии. Температуру, при которой  $\Delta G = 0$ , определяют из уравнения Гиббса:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S; \Delta H = T\Delta S; T = \frac{\Delta H}{\Delta S}.$$

При этой температуре обе реакции – прямая и обратная – равновероятны. Иногда ее называют температурой начала реакции. Она позволяет судить о начале развития реакции в желаемом направлении.

При решении задач 41–80 используйте данные табл. 1 приложения.

**Пример 1.** Реакция горения этана выражается термохимическим уравнением:



Найдите стандартную энтальпию образования этана.

### Решение

Для решения задачи применяем следствие из закона Гесса: стандартное изменение энтальпии химической реакции равно сумме стандартных энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энтальпий образования исходных веществ.

$$\begin{aligned} \Delta H^{\circ}_{298 \text{ x.p.}} = & [2\Delta H^{\circ}_{298}(\text{CO}_2(\text{г})) + 3\Delta H^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{O}(\text{ж.}))] - \\ & - [\Delta H^{\circ}_{298}(\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})) + \frac{7}{2}\Delta H^{\circ}_{298}(\text{O}_2(\text{г}))]. \end{aligned}$$

Учитывая, что стандартные энтальпии образования простых веществ условно приняты равными нулю ( $\Delta H^{\circ}_{298}(\text{O}_2(\text{г})) = 0$ ), определяем стандартную энтальпию образования этана:

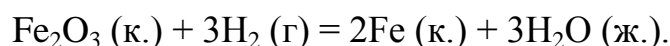
$$\Delta H^{\circ}_{298}(\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})) = 2\Delta H^{\circ}_{298}(\text{CO}_2(\text{г})) + 3\Delta H^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})) \text{ с } \Delta H^{\circ}_{298 \text{ х.р.}}$$

Из таблицы 1 приложения выписываем стандартные энтальпии образования  $\text{CO}_2(\text{г})$  и  $\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})$  и находим стандартную энтальпию образования этана:

$$\Delta H^{\circ}_{298}(\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})) = 2(-393,5) + 3(-285,8) - (-1559,9) = -84,5 \text{ кДж/моль.}$$

Ответ:  $-84,5$  кДж/моль.

**Пример 2.** Восстановление  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  водородом протекает по уравнению:



Возможно ли осуществление этой реакции при стандартных условиях?

Решение

Из таблицы 1 приложения выписываем значения  $\Delta H^{\circ}_{298}$  и  $S^{\circ}_{298}$  для всех веществ, участвующих в реакции, и по закону Гесса вычисляем  $\Delta H^{\circ}_{298}$  и  $\Delta S^{\circ}_{298}$  реакции:

$$\Delta H^{\circ}_{298} = 3\Delta H^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})) - \Delta H^{\circ}_{298}(\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к.}));$$

$$\Delta H^{\circ}_{298} = 3(-285,8) - (-821,3) = -857,4 + 821,3 = -36,1 \text{ кДж};$$

$$\Delta S^{\circ}_{298} = [3S^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})) + 2S^{\circ}_{298}(\text{Fe}(\text{к.}))] - [S^{\circ}_{298}(\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к.})) + 3S^{\circ}_{298}(\text{H}_2(\text{г}))];$$

$$\Delta S^{\circ}_{298} = [3 \cdot 70,0 + 2 \cdot 27,2] - [90,0 + 3 \cdot 130,6] = -217,4 \text{ Дж/К.}$$

По найденным значениям  $\Delta H^{\circ}_{298}$  и  $\Delta S^{\circ}_{298}$  вычисляем  $\Delta G^{\circ}_{298}$  реакции:

$$G^{\circ}_{298} = \Delta H^{\circ}_{298} - T \cdot \Delta S^{\circ}_{298} = -36,1 - 298 \cdot (-217,4 \cdot 10^{-3}) = 28,7 \text{ кДж.}$$

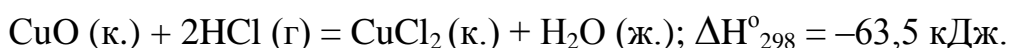
Положительное значение  $\Delta G^{\circ}_{298}$  указывает на невозможность восстановления  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  водородом при стандартных условиях. При этих

условиях идет обратная реакция – реакция окисления железа (коррозия), для которой  $\Delta G^{\circ}_{298} = -28,7$  кДж.

### КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

**41.** При соединении 18 г алюминия с кислородом выделяется 1116,7 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.

**42.** Термохимическое уравнение реакции взаимодействия оксида меди(II) с хлороводородом имеет вид:



Сколько теплоты выделится при взаимодействии 300 г оксида меди(II)?

Ответ:  $-239,6$  кДж.

**43.** Рассчитайте изменение энтальпии при образовании в стандартных условиях из простых веществ 5,1 г  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

Ответ:  $-83,8$  кДж.

**44.** Вычислите энтальпию перехода графита в алмаз, если известно, что энтальпия образования оксида углерода(IV) из графита равна  $-393,5$  кДж/моль, а из алмаза  $-395,4$  кДж/моль.

Ответ:  $1,9$  кДж/моль.

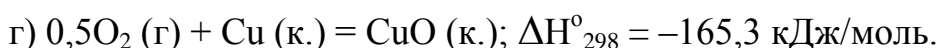
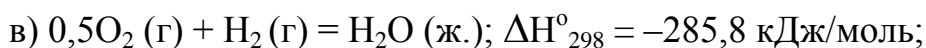
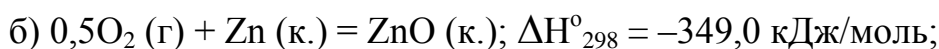
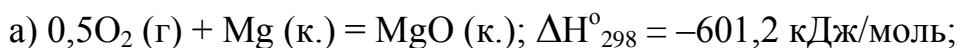
**45.** Сожжены равные объемы водорода и ацетилена, взятые при одинаковых условиях. В каком случае выделилось больше теплоты? Во сколько раз?

Ответ: 5,2 раза.

**46.** Вычислите стандартную энтальпию реакции между оксидом железа(III) и алюминием. Экзо- или эндотермическая эта реакция?

Ответ:  $853,7$  кДж.

**47.** Определите по энтальпиям образования перечисленных ниже оксидов, какой из них является наиболее устойчивым:





Какой из этих оксидов легче разлагается при нагревании? Какая связь между энтальпией образования и устойчивостью соединения?

**48.** При сгорании газообразного этана  $C_2H_6$  в кислороде образуются  $CO_2$  (г) и  $H_2O$  (ж.). Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив стандартную энтальпию реакции.

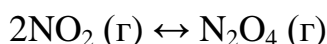
Ответ:  $-1559,9$  кДж.

**49.** Вычислите стандартную энтальпию образования аммиака, исходя из термохимического уравнения:



Ответ:  $-46,2$  кДж/моль.

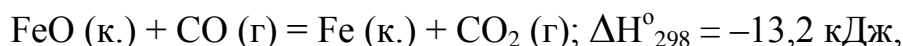
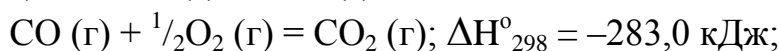
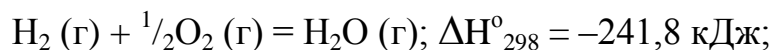
**50.** Вычислите стандартную энтальпию образования диоксида азота  $NO_2$  (г), если стандартная энтальпия реакции



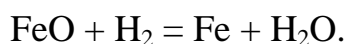
при  $298$  К равна  $-58,4$  кДж.

Ответ:  $33,9$  кДж/моль.

**51.** Исходя из следующих термохимических уравнений:



вычислите стандартную энтальпию реакции восстановления оксида железа(II) водородом:

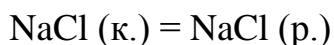


Ответ:  $27,9$  кДж/моль.

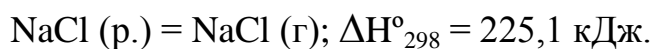
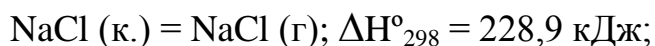
**52.** Рассчитайте стандартную энтальпию образования оксида углерода(II), если энтальпия сгорания его равна  $-283,0$  кДж/моль.

Ответ:  $-110,5$  кДж/моль.

**53.** Вычислите стандартную энтальпию реакции



по следующим данным:

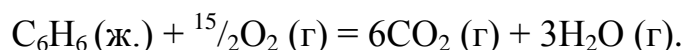


Ответ: 3,8 кДж.

**54.** Напишите термохимическое уравнение реакции окисления газообразного сероводорода до паров воды и оксида серы(IV), рассчитав изменение энтальпии реакции.

**55.** Используя данные таблицы 1 приложения, определите, выделением или поглощением тепла сопровождается термическое разложение кристаллического хлорида аммония.

**56.** Используя стандартные энтальпии образования веществ (см. таблицу 1 приложения), вычислите тепловой эффект реакции:



Ответ: -3135,6 кДж.

**57.** Стандартные энтальпии образования  $\text{MgO}$  (к.) и  $\text{CO}_2$  (г) соответственно равны -601,2 и -393,5 кДж/моль. Энтальпия разложения  $\text{MgCO}_3$  (к.) на  $\text{MgO}$  (к.) и  $\text{CO}_2$  (г)  $\Delta H^{\circ}_{298} = 101,5$  кДж. Используя эти данные, рассчитайте энтальпию образования  $\text{MgCO}_3$  (к.) из простых веществ.

Ответ: -1096,2 кДж/моль.

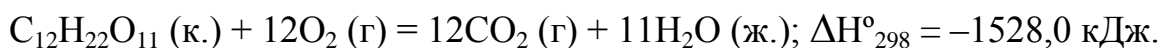
**58.** Тепловой эффект реакции сгорания одного моль жидкого бензола с образованием паров воды и оксида углерода(IV) равен -3135,6 кДж. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите энтальпию образования  $\text{C}_6\text{H}_6$  (ж.).

Ответ: 49,0 кДж/моль.

**59.** Напишите термохимическое уравнение реакции горения одного моль этилового спирта, в результате которой образуются пары воды и оксид углерода(IV). Вычислите энтальпию образования  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  (ж.), если известно, что при сгорании 11,5 г спирта выделяется 308,7 кДж теплоты.

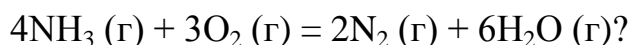
Ответ: -277,6 кДж/моль.

**60.** Рассчитайте стандартную энтальпию образования сахарозы  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (к.), если известно термохимическое уравнение:



Ответ:  $-6338,4 \text{ кДж/моль}$ .

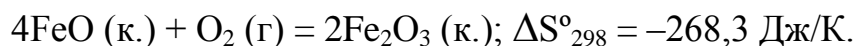
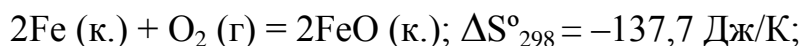
**61.** Как изменяется энтропия изолированной системы, в которой протекает реакция:



Используя данные таблицы 1 приложения, вычислите стандартную энтропию этой реакции.

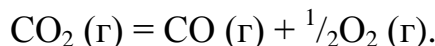
Ответ:  $130,4 \text{ Дж/К}$ .

**62.** Рассчитайте стандартную энтропию реакции образования 1 моль оксида железа(III) из простых веществ по следующим данным:



Ответ:  $-271,8 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{К)}$ .

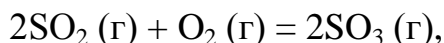
**63.** Рассчитайте изменение энтропии реакции



Будет ли данная реакция протекать самопроизвольно в изолированной системе в стандартных условиях?

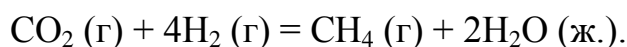
Ответ:  $86,3 \text{ Дж/К}$ .

**64.** Возможна ли в стандартных условиях реакция



для которой  $\Delta H^\circ_{298} = -198 \text{ кДж}$  и  $\Delta S^\circ_{298} = -197 \text{ Дж/К}$ . Ответ подтвердите расчётом стандартной энергии Гиббса реакции.

**65.** На основании значений  $\Delta H^\circ_{298}$  и  $S^\circ_{298}$  участвующих в процессе веществ вычислите изменение энергии Гиббса при  $298 \text{ К}$  для реакции:



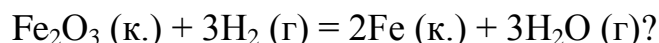
Ответ:  $-130,9 \text{ кДж}$ .

**66.** Рассчитайте изменение энергии Гиббса реакции по значениям стандартных энергий Гиббса образования сложных веществ:



Ответ: 130,2 кДж.

**67.** В каком направлении самопроизвольно протекает реакция:

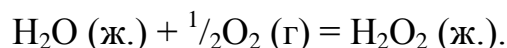


Необходимые для расчета  $\Delta G^\circ_{298}$  реакции значения  $\Delta H^\circ_{298}$  и  $S^\circ_{298}$  реагирующих веществ и продуктов реакции см. таблицу 1 приложения.

Ответ: 54,4 кДж.

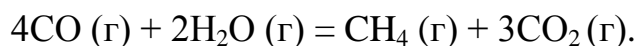
**68.** Установите возможность (или невозможность) самопроизвольного протекания реакции при 298 К в закрытой системе, вычислив  $\Delta G^\circ_{298}$  реакции

$$(\Delta G^\circ_{298} \text{H}_2\text{O}_2 (\text{ж.}) = -117,6 \text{ кДж}):$$



Ответ: 119,9 кДж.

**69.** Рассчитайте стандартную энергию Гиббса реакции:



Возможна ли эта реакция в стандартных условиях?

Ответ: -227,3 кДж.

**70.** По значениям стандартных энергий Гиббса образования сложных веществ рассчитайте стандартную энергию Гиббса реакции:



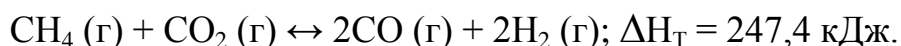
Ответ: 24,9 кДж.

**71.** При какой температуре наступит равновесие в системе:



Ответ: 385,8 К.

**72.** Термохимическое уравнение взаимодействия метана с оксидом углерода(IV) имеет вид:



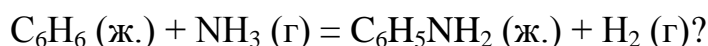
При какой температуре начнется реакция при выходе из состояния равновесия?

Ответ: 965,5 К.

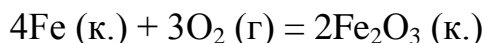
**73.** Будет ли самопроизвольно в закрытой системе протекать реакция ( $T = 298 \text{ К}$ ):



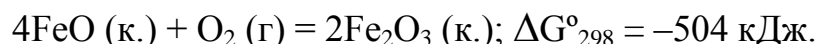
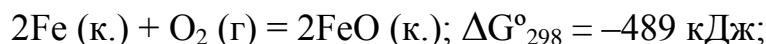
**74.** Для анилина  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$  (ж.) значения  $\Delta H^\circ_{298}$  и  $S^\circ_{298}$  соответственно равны 35,3 кДж/моль и 141,7 Дж/(моль·К). Перспективна ли для получения анилина реакция:



**75.** Рассчитайте стандартное изменение энергии Гиббса для реакции:

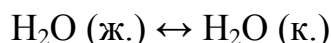


по следующим данным:



Ответ: -1482 кДж.

**76.** При  $-5^\circ\text{C}$  энергия Гиббса перехода жидкой воды в лед составляет  $-68 \text{ Дж/моль}$ , при  $+5^\circ\text{C}$  она равна  $147 \text{ Дж/моль}$ . В каком случае процесс



является самопроизвольным? При какой температуре энергия Гиббса этого перехода будет равна нулю?

Ответ: 199 К.

**77.** В стандартных условиях установилось состояние равновесия реакции:



Определите значения стандартной энтальпии и энергии Гиббса реакции в этих условиях.

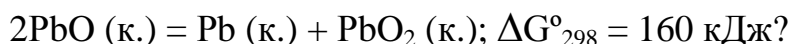
Ответ: 101,5 кДж; 41,9 кДж.

**78.** На основании значений  $\Delta G^{\circ}_{298}$  следующих реакций определите, какая из двух положительных степеней окисления олова и свинца является более устойчивой:



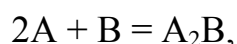
**79.** Сравнением значений стандартной энергии Гиббса образования веществ установите, какое соединение термодинамически более устойчиво в стандартных условиях:  $\text{H}_2\text{O} (\text{г}); \text{H}_2\text{S} (\text{г}); \text{H}_2\text{Se} (\text{г})$ ?

**80.** На основании значений  $\Delta G^{\circ}_{298}$  следующих реакций определите, какая из двух положительных степеней окисления германия и свинца является более устойчивой:



### 3.2. Химическая кинетика и равновесие (задачи № 81–100)

Расчет скорости и константы скорости, гомогенных и гетерогенных реакций производят в соответствии с законом действия масс и правилом Вант-Гоффа. Математическим выражением закона действия масс является кинетическое уравнение. Например, кинетическое уравнение для тримолекулярной гомогенной реакции:



имеет вид:  $v = kC_{\text{A}}^2 \cdot C_{\text{B}}$  или  $v = k[\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]$ ,

где  $v$  – скорость реакции;  $C_{\text{A}}$  и  $C_{\text{B}}$  или  $[\text{A}]$  и  $[\text{B}]$  – исходные или равновесные концентрации реагентов А и В, моль/л;  $k$  – коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости реакции.

Константа скорости зависит от природы реагирующих веществ и температуры. В гетерогенных реакциях концентрации веществ, находящихся в твердой фазе, обычно не изменяются в ходе реакции, и поэтому их не включают в кинетическое уравнение.

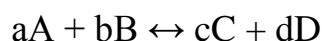
Правило Вант-Гоффа выражает эмпирическую зависимость скорости реакции (или константы скорости реакции, когда концентрации реагентов равны единице) от температуры и может быть записано в виде:

$$\frac{v_{T+\Delta T}}{v_T} = \frac{k_{T+\Delta T}}{k_T} = \gamma^{\Delta T/10},$$

где  $v_T$  и  $k_T$  – скорость и константа скорости реакции при температуре  $T$ ;  $v_{T+\Delta T}$  и  $k_{T+\Delta T}$  – те же величины при температуре  $(T+\Delta T)$ ;

$\gamma$  – температурный коэффициент скорости реакции, значение которого для большинства реакций лежит в пределах  $2 \div 4$ .

Химическое равновесие наступает при равенстве скоростей прямой и обратной реакции. Количественной мерой химического равновесия служит константа равновесия. Например, для обратимой гомогенной реакции:



выражение константы равновесия имеет вид

$$K = \frac{C_C^c \cdot C_D^d}{C_A^a \cdot C_B^b} \text{ или } K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}.$$

Концентрации веществ, входящие в выражения константы равновесия, называются равновесными. Если они известны, то легко можно вычислить величину  $K$ . Чтобы рассчитать равновесную концентрацию исходного вещества ( $A$  или  $B$ ), следует от его начальной концентрации ( $[A]_0$  или  $[B]_0$ ) вычесть количество моль, израсходованных к моменту равновесия. Равновесная концентрация продукта реакции ( $C$  или  $D$ ) равна количеству моль, образовавшихся к моменту равновесия, при условии, что начальная концентрация ( $[C]_0$  или  $[D]_0$ ) равна нулю.

Константа равновесия  $K_T$  химической реакции при температуре  $T$  связана со стандартным изменением энергии Гиббса этой реакции  $\Delta G_T^\circ$  уравнением:

$$\Delta G_T^\circ = -2,3RT \cdot \lg K_T.$$

При  $298 \text{ K}$  ( $25^\circ\text{C}$ ) это уравнение примет вид

$$\Delta G^{\circ}_{298} = -5,696 \cdot \lg K_{298}.$$

При изменении условий протекания реакции (температуры, давления, концентрации какого-либо из участвующих в реакции веществ) скорости прямого и обратного процессов изменяются неодинаково, и химическое равновесие нарушается, наблюдается смещение химического равновесия. Направление этого смещения подчиняется принципу Ле Шателье: если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказать какое-либо воздействие, то равновесие сместится в сторону ослабления воздействия.

**Пример 1.** Реакция между веществами А и В протекает по уравнению  $2A + B = C$ ; концентрация вещества А равна 8 моль/л, а вещества В – 5 моль/л. Константа скорости реакции равна  $0,5 \text{ л}^2/(\text{моль}^2 \cdot \text{с})$ . Вычислите скорость химической реакции в начальный момент и в тот момент, когда в реакционной смеси останется 50 % вещества В.

#### Решение

Согласно закону действующих масс скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам:

$$v = kC_A^2 \cdot C_B.$$

Скорость химической реакции в начальный момент равна

$$v_1 = 0,5 \cdot 8^2 \cdot 5 = 160,0 \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{с}).$$

По истечении некоторого времени в реакционной смеси останется 50 % вещества В. Концентрация вещества В станет равной:

$$5 \cdot 0,5 = 2,5 \text{ моль}/\text{л},$$

концентрация вещества В уменьшится на  $5,0 - 2,5 = 2,5 \text{ моль}/\text{л}$ .

Вещества А и В взаимодействуют между собой в соотношении 2:1, поэтому концентрация вещества А уменьшится на:

$$2,5 \cdot 2 = 5,0 \text{ моль}/\text{л}$$

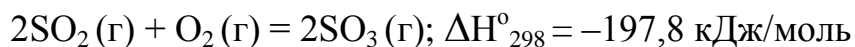
и станет равной  $8 - 5,0 = 3,0 \text{ моль}/\text{л}$ . Следовательно:

$$v_2 = 0,5 \cdot 3^2 \cdot 2,5 = 11,25 \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{с}).$$

Ответ: 160,0 моль/(л·с); 11,25 моль/(л·с).



**Пример 2.** Считая, что  $\Delta H^\circ$  и  $\Delta S^\circ$  реакции



не зависят от температуры, найдите температуру, при которой константа равновесия этой реакции равна единице.

Решение

Константа равновесия химической реакции связана со стандартным изменением энергии Гиббса уравнением:

$$\Delta G^\circ_{298} = -2,3RT \cdot \lg K_{298}.$$

$$T = \frac{\Delta H^\circ_{298}}{\Delta S^\circ_{298}}$$

При  $K_T = 1$  ( $\lg 1 = 0$ )  $\Delta G^\circ_{298} = 0$  и  $\Delta H^\circ_{298} - T\Delta S^\circ_{298} = 0$ .

Найдем изменение энтропии реакции в стандартных условиях, используя данные таблицы 1 приложения:

$$\Delta S^\circ_{298} = 2 \cdot 256,2 - (2 \cdot 248,1 + 205,0) = -188,8 \text{ Дж/К}.$$

$$T = \frac{-197,8}{-188,8 \cdot 10^{-3}} = 1048 \text{ К}.$$

Ответ: 1048 К.

**Пример 3.** Вычислите, во сколько раз возрастет скорость реакции при изменении температуры от 35 до 55°C, если температурный коэффициент скорости этой реакции равен 3.

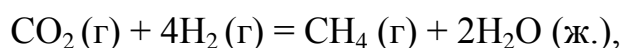
Решение

Температурный коэффициент скорости реакции показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на каждые 10°C. В общем виде зависимость скорости реакции от температуры выражается правилом Вант-Гоффа:

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{(T_2 - T_1)/10}; \quad \frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = 3^{(55 - 35)/10} = 3^2 = 9.$$

Ответ: в 9 раз.

**Пример 4.** Во сколько раз увеличится скорость реакции в системе



если давление газовой смеси увеличится в 2 раза?

Решение

Обозначим исходные концентрации реагирующих веществ:

$$C_1(\text{CO}_2) = a; \quad C_1(\text{H}_2) = b; \quad \text{тогда скорость } v_1 = k \cdot a \cdot b^4.$$

Увеличение давления в два раза соответствует уменьшению объема в два раза и увеличению концентрации каждого из реагирующих веществ в два раза:

$$C_2(\text{CO}_2) = 2a, \quad C_2(\text{H}_2) = 2b.$$

При новых концентрациях реагентов скорость реакции будет равна:

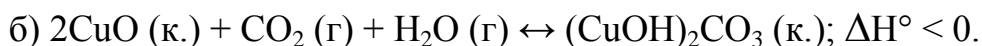
$$v_2 = k \cdot 2a \cdot (2b)^4 = 32k \cdot a \cdot b^4 = 32v_1,$$

$$\text{или } \frac{v_2}{v_1} = \frac{32k \cdot a \cdot b^4}{k \cdot a \cdot b^4} = 32.$$

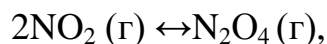
Ответ: скорость реакции увеличится в 32 раза.

### КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

**81.** Предложите оптимальное изменение термодинамических параметров  $T$  и  $P$  для увеличения выхода продуктов в системах:



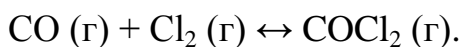
**82.** При некоторых температуре и давлении в сосуде вместимостью 0,5 л находится 0,03 моль оксида азота(IV). Вычислите константу скорости прямой реакции, протекающей по уравнению



если скорость реакции равна 1,08 моль/(л·с).

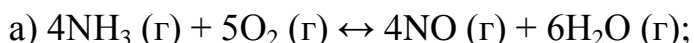
Ответ: 300 л/(моль·с).

**83.** При некоторой температуре равновесная газовая смесь объёмом 10 л имеет следующий состав: CO – 11,2 г; Cl<sub>2</sub> – 14,2 г;  $\rightleftharpoons$ COCl<sub>2</sub> – 19,8 г. Вычислите при данных условиях значение константы равновесия реакции:



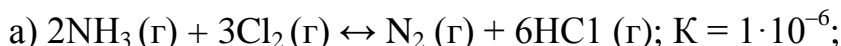
Ответ: 25.

**84.** В химических системах:



при P, V, T = const установилось состояние равновесия. На основании закона действующих масс составьте выражение константы равновесия.

**85.** В гомогенных химических системах:

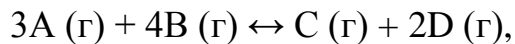


при P, V, T = const установилось состояние равновесия. На основании закона действующих масс составьте выражение константы равновесия. По данным значениям констант равновесия укажите, исходные вещества или продукты преобладают в равновесной смеси веществ.

**86.** На основании принципа Ле Шателье определите, увеличится ли выход продуктов при одновременном понижении температуры и давления в системах:



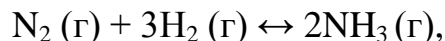
**87.** Рассчитайте константу равновесия реакции:



если известны (при  $T = \text{const}$ ) равновесные концентрации веществ (моль/л):  
[A] – 0,05; [B] – 0,21; [C] – 0,94; [D] – 0,77.

Ответ:  $2,29 \cdot 10^6$ .

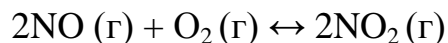
**88.** Во сколько раз следует увеличить концентрацию водорода в системе:



чтобы скорость реакции возросла в 100 раз?

Ответ: в 4,64 раза.

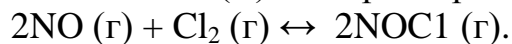
**89.** Во сколько раз следует увеличить давление в системе, чтобы скорость образования  $NO_2$  по реакции



возросла в 1000 раз?

Ответ: в 10 раз.

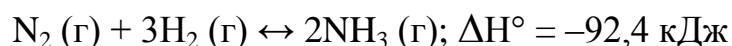
**90.** Реакция между оксидом азота(II) и хлором протекает по уравнению



Как изменится скорость реакции при увеличении: а) концентрации оксида азота(II) в два раза; б) концентрации хлора в два раза; в) концентрации обоих веществ в два раза?

Ответ: а) в 4 раза; б) в 2 раза; в) в 8 раз.

**91.** При состоянии равновесия в системе:



равновесные концентрации участвующих веществ равны (моль/л):  $[N_2] - 3$ ;  $[H_2] - 9$ ;  $[NH_3] - 4$ . Определите: а) константу равновесия; б) в каком направлении сместится равновесие с ростом температуры; в) в каком направлении сместится равновесие, если уменьшить объём реакционного сосуда?

Ответ: а)  $7,3 \cdot 10^{-3}$ .

**92.** При 20°C константа скорости некоторой реакции равна  $10^{-4}$  мин<sup>-1</sup>, а при 50°C –  $8 \cdot 10^{-4}$  мин<sup>-1</sup>. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции?

Ответ: 2.

**93.** Во сколько раз увеличится константа скорости химической реакции при повышении температуры на 40°C, если  $\gamma = 2$ ?

Ответ: в 16 раз.

**94.** Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если константа скорости при 120°C составляет  $5,88 \cdot 10^{-4}$ , а при 170 °C равна  $6,7 \cdot 10^{-2}$ .

Ответ: 2,5.

**95.** Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2,3. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если повысить температуру на 25°C?

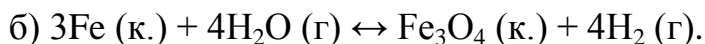
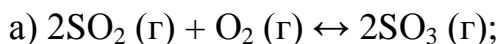
Ответ: в 8 раз.

**96.** Для какой реакции – прямой или обратной – энергия активации больше, если прямая реакция сопровождается выделением теплоты? Ответ обоснуйте.

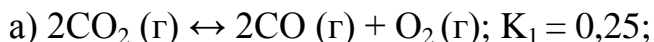
**97.** Система:  $C$  (графит) +  $CO_2$  (г)  $\leftrightarrow$   $2CO$  (г);  $\Delta H^\circ = 172,5$  кДж

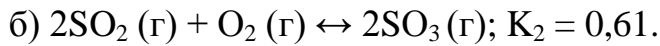
находится в состоянии равновесия. Укажите: а) как изменится содержание  $CO$  в равновесной смеси с повышением температуры при неизменном давлении; б) изменится ли константа равновесия при повышении общего давления и неизменной температуре, при увеличении температуры, при введении в систему катализатора?

**98.** Исходя из равенства скоростей прямой и обратной реакций, выведите выражения констант равновесия следующих систем:

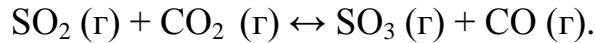


**99.** При некоторой постоянной температуре известны значения констант равновесия гомогенных реакций:





Рассчитайте константу равновесия процесса:

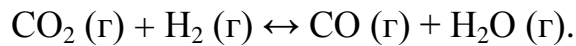


Ответ: 0,39.

**100.** При  $T = \text{const}$  известны константы равновесия реакций:



Рассчитайте константу равновесия процесса:



Ответ: 1,32.

## 4. РАСТВОРЫ

### 4.1. Концентрация раствора (задачи № 101–120)

Концентрация – это величина, определяющая количественный состав раствора. Способы выражения концентрации не учитывают того, что происходит с веществом при растворении.

Массовая доля растворённого вещества  $\omega_B$  представляет собой отношение массы растворённого вещества ( $m_B$ ) к массе раствора ( $m_p$ ):

$$\omega_B = \frac{m_B}{m_p} = \frac{m_B}{V_p \cdot \rho},$$

где  $\rho$  – плотность раствора, г/мл; кг/л;  $V_p$  – объём раствора, л.

Массовая доля – величина безразмерная. Если значение  $\omega_B$  умножить на 100, получим массовую долю, выраженную в процентах, % (масс.).

Мольная доля вещества  $X_B$  равна отношению количества вещества ( $n_B$ ) к суммарному количеству всех веществ, образующих раствор:

$$X_B = \frac{n_B}{\sum n_i}, \text{ где } \sum n_i = n_B + n_1 + n_2 + \dots + n_i.$$

Мольная доля – величина безразмерная. Если значение  $X_B$  умножить на 100, получим мольную долю, выраженную в процентах, % (мол.).

Объёмная доля вещества В ( $\varphi_B$ ) равна отношению объёма растворённого вещества ( $V_B$ ) к объёму всего раствора ( $V_p$ ):

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V_p}.$$

Объёмная доля – величина безразмерная. Если значение  $\varphi_B$  умножить на 100, получим объёмную долю, выраженную в процентах, % (об.).

Молярную концентрацию (молярность) растворённого вещества В ( $C_B$ ) определяют как отношение количества вещества ( $n_B$ ) к объёму раствора ( $V_p$ ):

$$C_B = \frac{n_B}{V_p} = \frac{m_B}{M_B \cdot V_p},$$

где  $M_B$  – молярная масса растворённого вещества, г/моль.

Единица измерения молярной концентрации – моль/л, сокращенное обозначение – М.

Эквивалентная концентрация (нормальность) растворённого вещества В ( $C_{\text{эк}}(B)$ ) представляет собой отношение количества вещества эквивалентов ( $n_{\text{эк}}(B)$ ) к объёму раствора ( $V_p$ ):

$$C_{\text{эк}}(B) = \frac{n_{\text{эк}}(B)}{V_p}.$$

Единица измерения эквивалентной концентрации – моль/л, сокращённое обозначение – н.

Эквивалентная концентрация растворённого вещества В в конкретной реакции всегда в  $z_B$  раз больше его молярной концентрации:

$$C_{\text{эк}}(B) = z_B \cdot C_B.$$

Моляльную концентрацию (моляльность) растворённого вещества В ( $C_m(B)$ ), определяют из отношения количества вещества ( $n_B$ ) к массе растворителя ( $m_S$ ), выраженной в килограммах:

$$C_m(B) = \frac{n_B}{m_S}.$$

Единица измерения моляльности раствора – моль/кг.

**Пример 1.** Определите массовую и молярную доли и моляльную концентрацию нитрата натрия в растворе, приготовленном из 10,07 г соли и 190,12 л воды.

### Решение

Массовая доля вещества в растворе определяется отношением массы вещества  $m_B$  к сумме масс растворенного вещества и растворителя (воды)  $m_{H_2O}$ :

$$\omega_B = \frac{m_B}{m_B + m_{H_2O}} = \frac{m_B}{m_B + V_{H_2O} \cdot \rho_{H_2O}}; \rho_{H_2O} = 1 \text{ г/мл};$$

$$\omega_B = \frac{10,07}{10,07 + 190,12 \cdot 1} = 0,05.$$

Молярную долю нитрата натрия в растворе определяем из соотношения:

$$X_B = \frac{n_B}{\sum n_i} = \frac{n_B}{n_B + n_{H_2O}};$$

$$n_B = \frac{m_B}{M_B}; n_{NaNO_3} = \frac{m_{NaNO_3}}{M_{NaNO_3}}; n_{H_2O} = \frac{V_{H_2O} \cdot \rho_{H_2O}}{M_{H_2O}};$$

$$M_{NaNO_3} = 85 \text{ г/моль}; M_{H_2O} = 18 \text{ г/моль};$$

$$n_{NaNO_3} = \frac{10,07}{85} = 0,12 \text{ моль}; n_{H_2O} = \frac{190,12 \cdot 1}{18} = 10,56 \text{ моль};$$

$$X_B = \frac{0,12}{0,12 + 10,56} = \frac{0,12}{10,68} = 0,01.$$

Моляльную концентрацию раствора нитрата натрия определяем по формуле:

$$C_m = \frac{n_B}{m_S} = \frac{n_B}{V_{H_2O} \cdot \rho_{H_2O}};$$



$$C_m = \frac{0,12}{190,12 \cdot 1 \cdot 10^{-3}} = 0,63 \text{ моль/кг.}$$

Ответ: массовая доля нитрата натрия в растворе равна 0,05 или 5 % (масс.); молярная доля – 0,01 или 1 % (мол.); молярная концентрация – 0,63 моль/кг.

**Пример 2.** Определите молярную концентрацию раствора сульфида натрия с массовой долей 0,06 (плотность раствора равна 1067 г/л).

### Решение

Молярную концентрацию раствора сульфида натрия определяем, используя выражение для расчета  $C_B$ :

$$C_B = \frac{n_B}{V_p} = \frac{m_B}{M_B \cdot V_p}; \quad V_p = \frac{m_p}{\rho_p}; \quad C_B = \frac{m_B \cdot \rho_p}{M_B \cdot m_p};$$

$$M_{Na_2S} = 78,05 \text{ г/моль.}$$

Отношение  $\frac{m_B}{m_p}$  можно заменить на  $\omega_B$ , тогда

$$C_B = \frac{\omega_B \cdot \rho_p}{M_B} = \frac{0,06 \cdot 1067}{78,05} = 0,82 \text{ моль/л.}$$

Ответ: 0,82 моль/л или 0,82М.

## КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

**101.** При охлаждении 300 г 15%-го (по массе) раствора часть растворённого вещества выпала в осадок, и концентрация раствора стала равной 8 % (масс.). Чему равна масса выпавшего в осадок вещества?

Ответ: 22,83 г.

**102.** Какие объёмы 2М и 6М растворов нужно смешать для приготовления 500 мл 3М раствора? Изменением объёмов при смешивании пренебречь.

Ответ: 375 мл 2М; 125 мл 6М.

**103.** В 1 кг воды растворили 666 г КОН; плотность раствора равна 1,395 г/мл. Найдите: а) массовую долю КОН; б) молярность раствора.

Ответ: 39,98 % (масс.); 9,96М.

**104.** Определите массовую долю (% (масс.)) сульфата железа(II) в растворе, полученном при растворении 208,5 г железного купороса  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  в 1291,5 г воды.

Ответ: 7,6 % (масс.).

**105.** Для нейтрализации 1 т сточных вод, содержащих гидроксид натрия, требуется 158,7 мл 30%-й хлороводородной кислоты плотностью 1,15 г/мл. Определите молярную концентрацию гидроксида натрия в растворе.

Ответ:  $1,5 \cdot 10^{-3}\text{M}$ .

**106.** Упарили вдвое (по объёму) 4 л 10%-го раствора хлорида натрия плотностью 1,07 г/мл. Определите молярную концентрацию упаренного раствора.

Ответ: 3,66M.

**107.** Цинк растворили в 11 мл 6,15M раствора хлороводородной кислоты. Какова масса (г) цинка? Какой объём (н. у.) газа выделится при этом?

Ответ: 2,21 г цинка; 0,76 л водорода.

**108.** В эксикатор залили 200 мл 96%-го раствора серной кислоты ( $\rho = 1,84$  г/мл). Через некоторое время объём раствора увеличился вдвое. Рассчитайте массу поглощенных водяных паров и концентрацию полученного раствора кислоты.

Ответ: 200 г; 62,2 % (масс.).

**109.** Сколько граммов соли выкристаллизуется при охлаждении до  $30^\circ\text{C}$  200 г насыщенного при  $95^\circ\text{C}$  раствора сульфата меди? Растворимость сульфата меди при  $95^\circ\text{C}$  составляет 40 г, а при  $30^\circ\text{C}$  – 20 г на 100 г растворителя.

Ответ: 28,57 г.

**110.** Определите объём воды, необходимый для растворения  $6,02 \cdot 10^{24}$  молекул оксида серы(VI), чтобы получить раствор серной кислоты 10%-й концентрации.

Ответ: 9 л.

**111.** Определите, какой объём воды при комнатной температуре надо добавить к 0,5 л раствора гидроксида натрия с массовой долей 0,4 и плотностью 1430 г/л для приготовления раствора с массовой долей 0,1.

Ответ: 2,15 л.

**112.** Определите массу нитрата никеля, содержащегося в 200 мл 0,125М раствора.

Ответ: 4,57 г.

**113.** Определите массу хлорида натрия, выпавшего в осадок из 600 г насыщенного при 80°C раствора при охлаждении его до 0°C? Растворимость хлорида натрия составляет 38,0 г при 80 °C и 35,8 г при 0 °C.

Ответ: 9,6 г.

**114.** Какой объем 1М раствора гидроксида калия пойдет на нейтрализацию 10 мл 10%-го раствора азотной кислоты плотностью 1,056 г/мл?

Ответ: 16,8 мл.

**115.** На осаждение гидроксида железа(III) из 15 мл раствора хлорида железа(III) пошло 10 мл 0,1М раствора гидроксида натрия. Вычислите концентрацию (моль/л и г/л) иона железа(III) в исследуемом растворе.

Ответ: 0,022 моль/л; 1,24 г/л.

**116.** Хлороводород, полученный при действии избытка концентрированной серной кислоты на 29,25 г хлорида натрия, пропущен через 250 мл 2,5М раствора гидроксида натрия. Какую реакцию на лакмус покажет полученный раствор? Рассчитайте, какой объем 96%-го раствора серной кислоты плотностью 1,84 г/мл израсходован на получение хлороводорода.

Ответ: 13,87 мл.

**117.** Какой объем 2М раствора гидроксида натрия потребуется для осаждения в виде гидроксида железа(III) всего железа, содержащегося в 100 мл 1,5М раствора хлорида железа(III)? Чему равна масса выпавшего осадка?

Ответ: 0,225 л; 16,02 г.

**118.** Слянку с 96%-й серной кислотой ( $\rho = 1840$  г/л) оставили открытой. Через некоторое время масса кислоты увеличилась с 920 до 1000 г. Определите массовую долю (% (масс.)) кислоты в полученном растворе и её молярную концентрацию.

Ответ: 88,32 % (масс.); 15,54М.

**119.** Через 2 л 0,3М раствора гидроксида натрия пропустили 11,2 л оксида азота(IV) (н. у.), раствор выпарили. Определите массу сухого остатка.

Ответ: 38,5 г.

**120.** Какова молярная концентрация раствора, если в 0,2 л раствора содержится 1,6 г NaOH?

Ответ: 0,2М.

#### **4.2. Водородный показатель. Обменные реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей (задачи № 121–140)**

Вода является слабым электролитом и диссоциирует на ионы в незначительной степени по уравнению:



Произведение концентраций ионов  $[\text{H}^+]$  и  $[\text{OH}^-]$  называется ионным произведением воды, что является константой при данной температуре:

$$K_b = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]; \text{ при } 22^\circ\text{C } K_b = 1 \cdot 10^{-14}.$$

Реакцию среды определяет водородный показатель рН. Водородный показатель есть отрицательный десятичный логарифм молярной концентрации ионов водорода в растворе:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+].$$

В нейтральной среде  $\text{pH} = 7$ , в кислых растворах  $\text{pH} < 7$ , в щелочных растворах  $\text{pH} > 7$ .

Реакции ионного обмена протекают в растворах или расплавах электролитов между ионами без изменения степени окисления химических элементов. Уравнения реакций ионного обмена записывают в виде двух уравнений – молекулярного и ионно-молекулярного. В молекулярных уравнениях все вещества записываются в виде молекул. В ионно-молекулярных уравнениях, вещества, участвующие в реакции, записываются в той форме, в которой они находятся в растворе: сильные растворимые электролиты – в виде ионов, слабые электролиты, газы или осадки – в виде молекул. При составлении ионно-молекулярных уравнений, ионы не изменяющиеся в реакции не записывают в конечном уравнении.

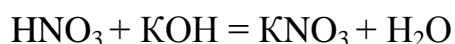
Ионные реакции могут быть обратимыми и необратимыми. Ионная реакция протекает, если в растворе образуется слабый электролит (в том числе и комплекс), малорастворимое соединение или газ. Для определения направления реакции необходимо записать ионно-молекулярное уравнение реакции. Равновесие смещается в сторону тех соединений, которые образуют меньше ионов в растворе (с меньшими значениями констант ионизации, произведения растворимости или растворимости газов).

В тех случаях, когда малорастворимые вещества, газы, слабые электролиты или комплексы имеются как среди исходных веществ, так и среди продуктов реакции, ионное равновесие смещается в сторону наименее растворимых или наименее диссоциированных веществ.

**Пример.** Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции нейтрализации  $\text{HNO}_3$  и  $\text{KOH}$  в водном растворе.

### Решение

В Молекулярном уравнении реакции нейтрализации



$\text{HNO}_3$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{KNO}_3$  – сильные растворимые электролиты, поэтому в ионно-молекулярном уравнении их записывают в виде ионов; слабый электролит  $\text{H}_2\text{O}$  оставляют в молекулярном виде:



Одинаковые (неизменяющиеся) ионы  $\text{NO}_3^-$  и  $\text{K}^+$  до и после знака равенства не записывают в ионно-молекулярное уравнение:



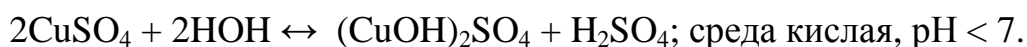
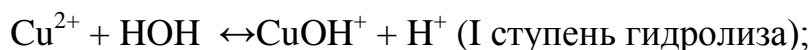
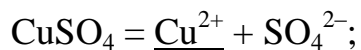
Процесс обменного взаимодействия ионов соли с водой называют гидролизом соли. Вследствие связывания ионов соли с ионами воды в мало диссоциирующие соединения (молекулы или ионы) нарушается равновесие диссоциации воды в сторону её усиления и накопления в растворе ионов  $\text{H}^+$  или  $\text{OH}^-$ . При этом изменяется значение водородного показателя (рН) раствора. Гидролиз солей может быть обратимым и необратимым.

Причиной гидролиза соли является наличие в ней ионов слабого электролита: основания или кислоты. Различают гидролиз соли по:

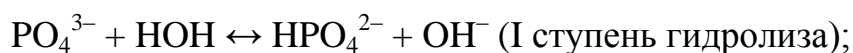
- а) катиону (катион слабого основания);
- б) аниону (анион слабой кислоты);
- в) катиону и аниону (катион и анион слабых электролитов).

Соли, образованные многозарядным катионом или многозарядным анионом, гидролизуются ступенчато с образованием малодиссоциированных гидроксokатионов или гидроанионов. При комнатной температуре, как правило, гидролиз идет по первой ступени. Примеры записи уравнений гидролиза (подчеркнуты ионы, взаимодействующие с водой и являющиеся причиной гидролиза):

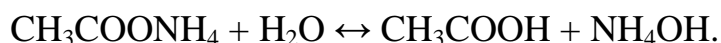
1. Гидролиз по катиону:



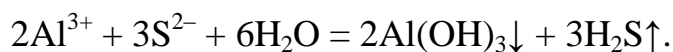
2. Гидролиз по аниону:



3. Гидролиз по катиону и аниону:

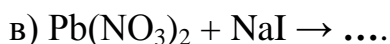


Соли, образованные катионами слабых оснований и анионами слабых кислот (оба иона многозарядные), гидролизуются полностью, необратимо. Поэтому в таблице растворимости (таблица 3 приложения) для этих солей показан прочерк, т. к. они в растворе не могут существовать. Например, при сливании растворов  $\text{AlCl}_3$  и  $\text{Na}_2\text{S}$  проходит реакция:

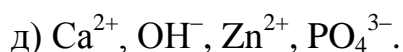
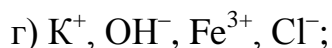
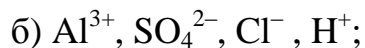
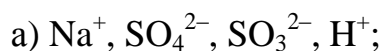


### КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

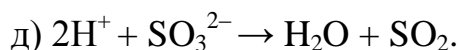
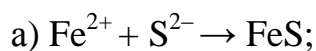
**121.** Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:



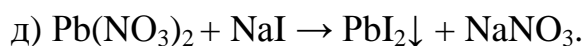
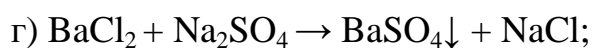
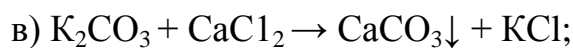
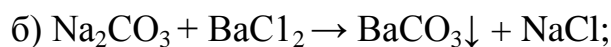
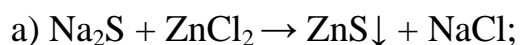
**122.** Объясните с помощью ионно-молекулярных уравнений, что произойдет при смешивании ионов в растворе:



**123.** По ионным схемам составьте молекулярные уравнения реакций:

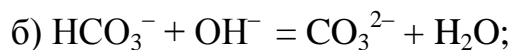


**124.** Составьте ионно-молекулярные уравнения данных реакций (предварительно подберите коэффициенты):

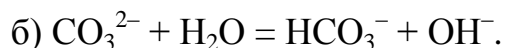
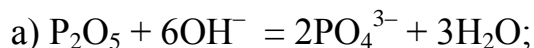


**125.** По ионно-молекулярным уравнениям реакций составьте молекулярные:



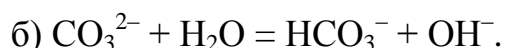


**126.** Составьте молекулярные уравнения по следующим ионно-молекулярным уравнениям реакций:



**127.** Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей: а)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ; б)  $\text{CrCl}_3$ . Укажите величину pH ( $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ) и реакцию среды (кислая, щелочная, нейтральная).

**128.** Подберите по два уравнения молекулярных уравнений к каждому из приведенных ионно-молекулярных:



**129.** Какую реакцию среды и pH ( $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ) имеют водные растворы солей: а)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ; б)  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ; в)  $\text{Li}_2\text{S}$ . Ответ подтвердите уравнениями реакций. Как повлияет на гидролиз добавление к растворам а)  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{NaOH}$ ?

**130.** Почему водные растворы  $\text{NaF}$  и  $\text{Na}_2\text{S}$  имеют щелочную, а растворы  $\text{ZnSO}_4$  и  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  – кислую реакцию? Ответ подтвердите ионно-молекулярными уравнениями гидролиза приведённых солей.

**131.** Какую реакцию среды и величину pH ( $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ) имеют водные растворы солей: а)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ; б)  $\text{NaNO}_3$ ; в)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; г)  $\text{FeCl}_2$ ; д)  $\text{NaNO}_2$ ; е)  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ? Ответ подтвердите уравнениями гидролиза солей.

**132.** Объясните, почему при пропускании оксида углерода(IV) через водный раствор сульфата хрома(III) или при добавлении карбоната натрия к тому же раствору никогда не образуется карбонат хрома(III)?

**133.** Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: нитрата алюминия(III) и карбоната натрия. Какая среда и величина pH ( $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ) в растворе каждой соли? Почему при смешении растворов гидролиз каждой из них усиливается? Составьте ионно-



молекулярное и молекулярное уравнения взаимного гидролиза этих солей, если процесс протекает необратимо и до конца.

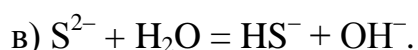
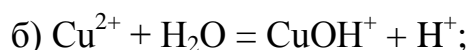
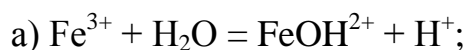
**134.** В таблице растворимости против некоторых солей стоит знак «–». Выпишите их формулы. Почему эти соли не образуются в водных растворах? Составьте соответствующие уравнения реакций.

**135.** Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций гидролиза солей  $ZnSO_4$  и  $K_2SO_4$ . Укажите величину pH ( $pH > 7$ ,  $pH < 7$ ) и реакцию среды. Как повлияет на гидролиз добавление к растворам:  
а)  $H_2SO_4$ ; б)  $KOH$ ?

**136.** Добавление, каких веществ усилит гидролиз хлорида алюминия:  
а) серная кислота; б) хлорид цинка; в) сульфид аммония; г) цинк? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

**137.** Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза хлорида железа(III) и сульфида калия  $K_2S$ . Какая величина pH ( $pH > 7$ ,  $pH < 7$ ) в растворе каждой соли? Как повлияет на гидролиз добавление к растворам: а)  $HCl$ ; б)  $NaOH$ ?

**138.** Напишите по два примера молекулярных уравнений к каждому ионно-молекулярному уравнению реакции:

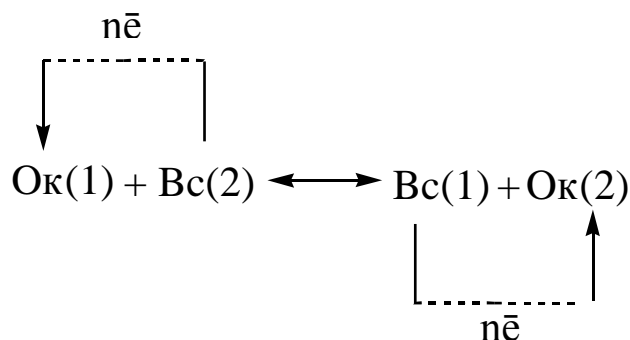


**139.** Почему гидролиз солей слабых многоосновных кислот или многокислотных оснований оценивают обычно только его первой ступенью?

**140.** Можно ли при помощи индикатора отличить друг от друга растворы солей: а)  $NaClO_4$  и  $NaClO$ ; б)  $BeCl_2$  и  $BaCl_2$ ; в)  $Na_2CO_3$  и  $Zn(NO_3)_2$ ? Ответ подтвердите молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями реакций.

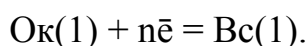
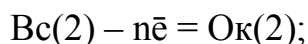
## 5. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ (задачи № 141–160)

К окислительно-восстановительным реакциям относят химические реакции, которые сопровождаются изменением степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, в результате перемещения электронов от атома восстановителя к атому окислителя. Например, в реакции участвуют две сопряженные окислительно-восстановительные пары. Одна



состоит из исходного окислителя Ок(1) и его восстановленной формы Вс(1), другая – из исходного восстановителя Вс(2) и его окисленной формы Ок(2).

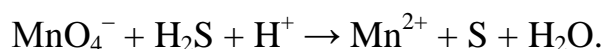
Если реакции протекают в растворах, то для составления уравнений применяют метод электронно-ионного баланса. В соответствии с этим методом реакцию делят на две полуреакции:



Уравнение первой полуреакции представляет собой окисление восстановителя, сопряженная пара Ок(2)/Вс(2), а второй – восстановление окислителя, сопряженная пара Вс(1)/Ок(1).

Слабые электролиты и неэлектролиты записывают в полуреакции в виде молекул, а сильные – в виде ионов, включая в случае необходимости молекулы  $\text{H}_2\text{O}$ , ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ , соблюдая законы сохранения зарядов и массы.

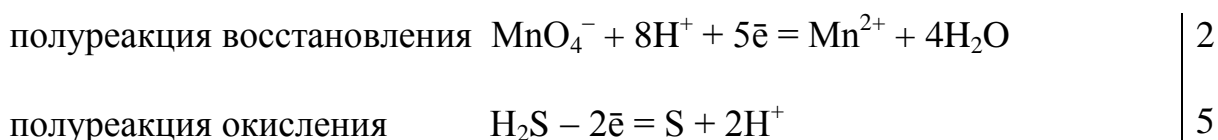
**Пример 1.** Окислительно-восстановительная реакция выражается ионной схемой:



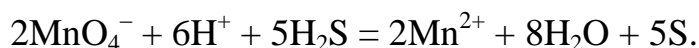
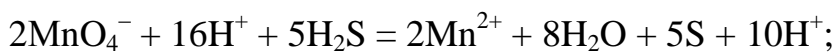
Составьте электронно-ионные уравнения полуреакций окисления и восстановления и молекулярное уравнение реакции. Укажите, какой ион является окислителем, какой – восстановителем?

### Решение

Составляем уравнения полуреакций восстановления и окисления и подбираем дополнительные множители. Для этого определяем окисленную и восстановленную формы окислителя ( $\text{MnO}_4^-$  и  $\text{Mn}^{2+}$ ) и восстановителя ( $\text{S}$  и  $\text{H}_2\text{S}$ ). Окисленная и восстановленная формы окислителя отличаются по содержанию элемента кислорода, поэтому при составлении уравнения полуреакции восстановления включается пара  $\text{H}^+/\text{H}_2\text{O}$  (растворитель и ионы кислой среды):



Суммируя уравнения полуреакций и сокращая отдельные слагаемые, составляем ионное уравнение данной реакции:

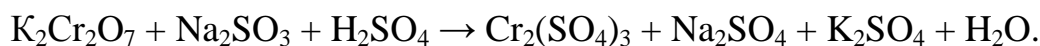


Записываем молекулярное уравнение исходя из того, что в реакции участвует перманганат калия, кислотная среда создается сильной кислотой, серной, не принимающие участия в окислительно-восстановительном процессе ионы калия образуют сульфат калия:



При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в твердых и газообразных фазах или расплавах, расчёт стехиометрических коэффициентов производят, применяя метод электронного баланса. При подборе коэффициентов методом электронного баланса записывают формулы реагентов и продуктов, находят элементы, которые повышают (Вс(2)) и понижают (Ок(1)) свои степени окисления, составляют электронные уравнения процессов окисления и восстановления, соблюдая законы сохранения зарядов и массы в каждом уравнении, и подбирают дополнительные множители.

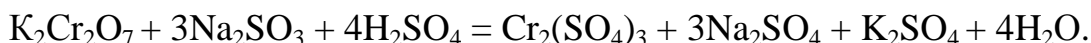
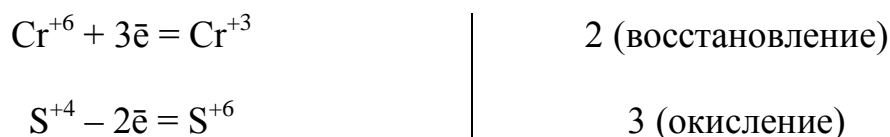
**Пример 2.** Реакция выражается схемой:



Подберите коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

### Решение

Степени окисления изменяют элементы хром и сера.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  – окислитель, так как хром понижает степень окисления от +6 в  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  до +3 в  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  – восстановитель, так как сера повышает степень окисления от +4 в  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  до +6 в  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ :



Окислительную и восстановительную способность веществ оценивают с помощью стандартных окислительно-восстановительных (электродных) потенциалов (таблица 2 приложения).

## КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

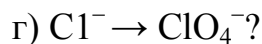
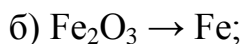
**141.** Какие из реакций относятся к окислительно-восстановительным:

- а)  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (разб.)} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ ;
- б)  $\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} = \text{ZnSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;
- в)  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;
- г)  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ ?

Ответ мотивируйте и укажите окислитель и восстановитель в окислительно-восстановительных реакциях.

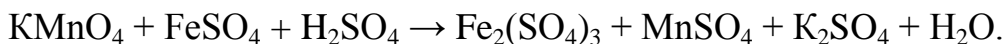
**142.** Окисление или восстановление происходят при переходах:

- а)  $\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ;
- в)  $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}$ ;

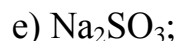


Ответ мотивируйте.

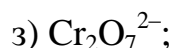
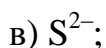
**143.** Подберите коэффициенты в схеме окислительно-восстановительной реакции:



**144.** Какие из указанных веществ могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему?



**145.** Какие из ионов могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему?

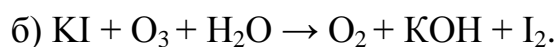
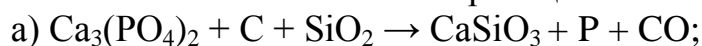


**146.** Обоснуйте путём сопоставления окислительно-восстановительных потенциалов систем:

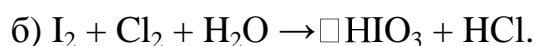
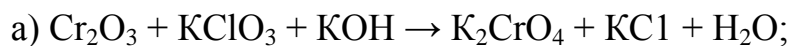


что является более сильным окислителем:  $\text{HClO}$  или  $\text{NaClO}$ ?

**147.** Подберите коэффициенты методом электронного баланса в схемах окислительно-восстановительных реакций:

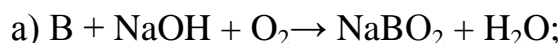


**148.** Реакции выражаются схемами:



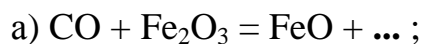
Подберите коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель в каждой реакции.

**149.** Подберите коэффициенты методом электронного баланса в схемах окислительно-восстановительных реакций:



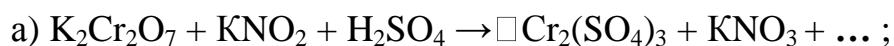
Укажите окислитель и восстановитель.

**150.** Составьте уравнения реакций и подберите коэффициенты методом электронного баланса:



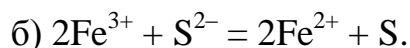
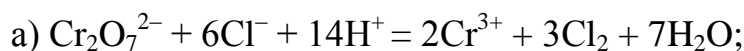
Для каждой реакции укажите окислитель и восстановитель.

**151.** Допишите уравнения реакций и подберите коэффициенты методом электронного баланса:



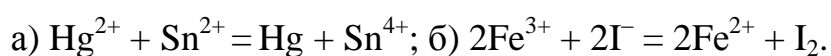
Укажите окислитель и восстановитель.

**152.** Окислительно-восстановительные реакции выражаются ионными уравнениями:



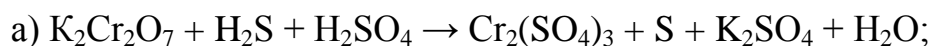
Составьте электронные и молекулярные уравнения. Для каждой реакции укажите, какой ион является окислителем, какой – восстановителем?

**153.** Окислительно-восстановительные реакции выражаются ионными уравнениями:

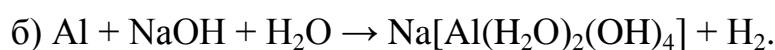


Составьте электронные и молекулярные уравнения. Для каждой реакции укажите, какой ион является окислителем, какой – восстановителем?

**154.** Составьте ионно-молекулярные уравнения окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах (предварительно подберите коэффициенты):

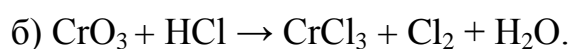
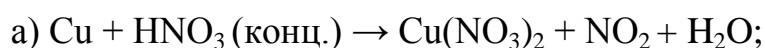


**155.** Реакции выражаются схемами:



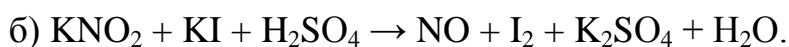
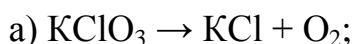
Подберите коэффициенты методом электронного баланса, Укажите окислитель и восстановитель.

**156.** Реакции выражаются схемами:



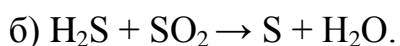
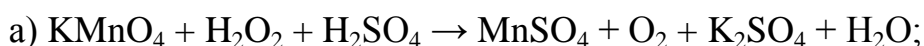
Подберите коэффициенты в уравнениях реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

**157.** Реакции выражаются схемами:



Подберите коэффициенты методом электронного баланса в уравнениях реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

**158.** Реакции выражаются схемами:



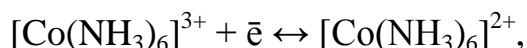
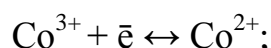
Подберите коэффициенты методом электронного баланса в уравнениях реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

**159.** Проведена окислительно-восстановительная реакция:



При этом выделилось 19 г йода. Установите, какое количество электронов (моль) было перенесено от восстановителя к окислителю в этой реакции?

**160.** Окислительно-восстановительные потенциалы систем:



соответственно равны 1,84 и 0,1 В. В каком виде Co (III) более стабилен, а в каком проявляет более сильные окислительные свойства?

## 6. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ

### 6.1. Электродный потенциал (задачи № 161–180)

При решении задач этого раздела см. табл. 2 приложения.

Процессы взаимного превращения химической и электрической форм энергии, протекающие в электрохимических системах, называют электрохимическими. Электрохимические процессы можно разделить на две основные группы:



1) процессы превращения химической энергии в электрическую (в гальванических элементах);

2) процессы превращения электрической энергии в химическую (электролиз).

Электрохимическая система состоит из двух электродов, соединенных между собой внешней и внутренней цепью. Электрод-система, состоящая из проводника I рода, имеющего электронную проводимость, и проводника II рода, имеющего ионную проводимость. Электрохимические системы гетерогенны. Окислительно-восстановительные реакции в них протекают на поверхности раздела фаз, причём процессы окисления и восстановления – на разных электродах: на аноде – окисление, на катоде – восстановление.

Возможность самопроизвольного протекания электрохимического процесса и его скорость зависят от величины электродных потенциалов катода и анода. Окислительно-восстановительная реакция протекает в направлении, в котором ЭДС (электродвижущая сила – разность потенциалов катода и анода) имеет положительное значение. В этом случае  $\Delta G^{\circ}_{298} < 0$ , т. к.

$$\Delta G^{\circ}_{298} = -n \cdot F \cdot \Delta E^{\circ};$$

$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ} (\text{окислителя, катода}) - E^{\circ} (\text{восстановителя, анода}),$$

где  $\Delta G^{\circ}_{298}$  – энергия Гиббса или свободная энергия, кДж/моль;  $F$  – постоянная Фарадея, 96500 Кл/моль;  $\Delta E^{\circ}$  – ЭДС, В;  $n$  – число электронов, передаваемых от восстановителя к окислителю.

На поверхности раздела фаз, например, металлического электрода, устанавливается равновесие



Это равновесие подчиняется принципу Ле Шателье.

На границе металл–электролит возникает двойной электрический слой, характеризующийся определенным скачком потенциала – электродным потенциалом. Абсолютные значения электродных потенциалов неизвестны. Обычно определяют относительные электродные потенциалы. Электродом сравнения является стандартный водородный электрод, электродный потенциал которого принят за нуль ( $E^{\circ} = 0$  В,  $\Delta G^{\circ} = 0$  кДж) при стандартных условиях ( $T = 298$  К,  $P = 101,3$  кПа,  $C(\text{H}^+) = 1$  моль/л).

Стандартные электродные потенциалы металлических, газовых и редокс-электродов приведены в таблице 2 приложения. В ней уравнения электродных процессов записаны в виде:



в левой части уравнения записаны окисленные формы веществ, а в правой – соответствующие им восстановленные.

Иногда выделяют отдельно электрохимический ряд металлов (ряд напряжений), в котором металлы и их ионы расположены в порядке увеличения значений  $E^{\circ}$ .

Стандартные электродные потенциалы количественно характеризуют окислительную способность окислителя и восстановительную способность восстановителя. Окислительная способность проявляется в большей степени у того вещества, которое в роли окислителя при одинаковых условиях имеет более высокое значение  $E^{\circ}$ . Например, из ионов трех металлов  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$  и  $\text{Ag}^{+}$  ( $E^{\circ}$ , В:  $-0,76$ ,  $+0,34$  и  $+0,80$ ) более сильным окислителем является ион  $\text{Ag}^{+}$ , т. к. полуреакция его восстановления характеризуется более высоким значением  $E^{\circ}$  ( $+0,80$  В).

Восстановительная способность вещества тем выше, чем меньше значение стандартного потенциала полуреакции, где данное вещество является восстановленной формой. Например, из трех частиц  $\text{Zn}$ ,  $\text{I}^{-}$  и  $\text{SO}_3^{2-}$  ( $E^{\circ}$ , В:  $-0,76$ ,  $+0,54$  и  $-0,93$ ) более сильным восстановителем является ион  $\text{SO}_3^{2-}$  в щелочной среде, т. к. полуреакция его образования из  $\text{SO}_4^{2-}$  характеризуется более низким значением  $E^{\circ}$ .

Электродный потенциал зависит от различных факторов (температуры, давления, концентрации ионов и др.). При стандартных условиях электродный потенциал металлического электрода  $E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}$  зависит от концентрации его ионов в растворе. Эта зависимость выражается уравнением Нернста:

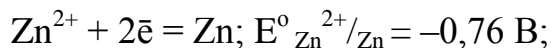
$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E^{\circ}_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} + \frac{0,059}{n} \lg C (\text{Me}^{n+}),$$

где  $E^{\circ}_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}$  – стандартный электродный потенциал, В;  $n$  – число электронов;  $C (\text{Me}^{n+})$  – концентрация ионов металла в растворе, моль/л.

**Пример 1.** Составьте схему гальванического элемента, электродами которого являются цинковая и железная пластинки, опущенные в растворы солей с концентрацией ионов  $\text{Zn}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{2+}$ , равной 1 моль/л. Какой электрод является анодом, какой – катодом? Напишите уравнение токообразующей реакции, протекающей в этом гальваническом элементе, вычислите его ЭДС при 298 К.

## Решение

Выписываем из таблицы 2 приложения уравнения полуреакций восстановления:



Цинк, стандартный электродный потенциал которого меньше, чем у железа, является анодом, на котором протекает процесс окисления, а железо – катодом, на котором протекает процесс восстановления:



Сложив уравнения катодного и анодного процессов, получаем уравнение окислительно-восстановительной (токообразующей) реакции в данном гальваническом элементе:

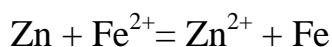


Схема данного гальванического элемента:



Вертикальная линия обозначает поверхность раздела между металлом и раствором, а две линии – границу раздела двух жидких фаз.

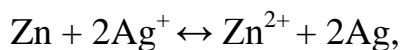
Так как концентрация ионов в растворе равна 1 моль/л, то ЭДС элемента равна разности стандартных электродных потенциалов катода и анода:

$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} - E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}};$$

$$\Delta E^{\circ} = -0,44 - (-0,76) = +0,32 \text{ В}.$$

Ответ: 0,32 В.

**Пример 2.** Рассчитайте ЭДС элемента, в котором при 298 К установилось равновесие:



С ( $\text{Zn}^{2+}$ ) =  $1 \cdot 10^{-2}$  моль/л, С ( $\text{Ag}^+$ ) =  $1 \cdot 10^{-3}$  моль/л. Напишите уравнения электродных реакций.

### Решение

Из таблицы 2 приложения выписываем значения стандартных электродных потенциалов:

$$E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ В (восстановитель);}$$

$$E^{\circ}_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,80 \text{ В (окислитель).}$$

Реакции на электродах можно представить в виде:

на катоде  $\text{Ag}^+ + \bar{e} \leftrightarrow \text{Ag}$  (восстановление,  $\text{Ag}^+$  – окислитель);

на аноде  $\text{Zn} - 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+}$  (окисление,  $\text{Zn}$  – восстановитель).

Для определения потенциалов электродов используем уравнение Нернста:

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E^{\circ}_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} + \frac{0,059}{n} \lg C (\text{Me}^{n+});$$

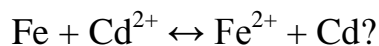
$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg (1 \cdot 10^{-2}) = -0,82 \text{ В;}$$

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,80 + \frac{0,059}{1} \lg (1 \cdot 10^{-3}) = +0,62 \text{ В;}$$

$$\Delta E = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = +0,62 - (-0,82) = 1,44 \text{ В.}$$

Ответ: 1,44 В.

**Пример 3.** Исходя из значений стандартных электродных потенциалов и  $\Delta G^{\circ}_{298}$ , укажите, можно ли осуществить в гальваническом элементе реакцию:



## Решение

В гальваническом элементе, работающем по этой реакции, происходит окисление железа и восстановление кадмия:

на аноде  $\text{Fe} - 2\bar{e} = \text{Fe}^{2+}$ ;  $E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ В}$ ,

на катоде  $\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cd}$ ;  $E^\circ_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = -0,40 \text{ В}$ .

Схема гальванического элемента:



Пользуясь таблицей стандартных электродных потенциалов (таблица 2 приложения), определяем ЭДС гальванического элемента:

$\Delta E^\circ = E^\circ$  (окислителя, катода) –  $E^\circ$  (восстановителя, анода);

$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} - E^\circ_{\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}} = 0,40 - (-0,44) = 0,04 \text{ В}.$$

Изменение энергии Гиббса при стандартных условиях  $\Delta G^\circ_{298}$  связано с ЭДС элемента:

$$\Delta G^\circ_{298} = -n \cdot F \cdot \Delta E^\circ,$$

где  $n$  – число электронов, принимающих участие в реакции;  $F$  – постоянная Фарадея (96500 Кл/моль);  $\Delta E^\circ$  – ЭДС гальванического элемента, В.

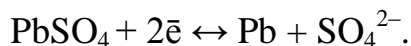
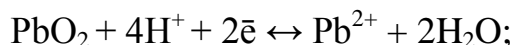
$$\Delta G^\circ_{298} = -2 \cdot 96500 \cdot 0,04 = -7720 \text{ Дж}.$$

Ответ:  $\Delta G^\circ_{298} < 0$ , следовательно, данную реакцию можно осуществить в гальваническом элементе.

## **КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ**

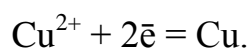
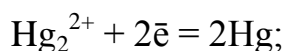
**161.** На каком из электродов (аноде или катоде) происходит окисление в любом электрохимическом элементе? На каком электроде происходит восстановление? В каком случае происходит увеличение массы электрода, а в каком – уменьшение? В каком из растворов концентрация электролита возрастает, а в каком – уменьшается? Ответ поясните, приведя схему гальванического элемента.

**162.** Напишите схему гальванического элемента, в котором протекают электродные полуреакции:



Какая из этих полуреакций протекает на катоде гальванического элемента? В каком направлении перемещаются электроны во внешней цепи? Каково стандартное значение ЭДС элемента? Как называется в технике этот гальванический элемент?

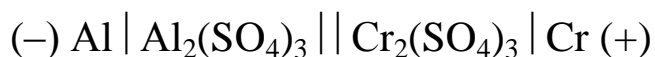
**163.** Выпишите из таблицы 2 приложения стандартные электродные потенциалы полуреакций:



Запишите уравнение химической реакции, протекающей в действующем гальваническом элементе, где скомбинированы две указанные выше полуреакции. Приведите схему гальванического элемента. Укажите анод и катод. Рассчитайте ЭДС данного гальванического элемента.

**164.** Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых никель был бы анодом, а в другом – катодом. Напишите для каждого из этих элементов электронные уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде.

**165.** При работе гальванического элемента



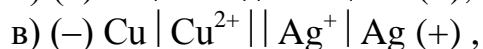
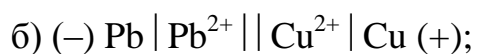
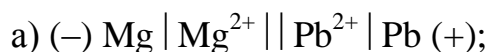
восстановилось до свободного металла 31,2 г хрома. Определите, на сколько уменьшилась масса алюминиевого электрода?

Ответ: 16,2 г.

**166.** Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь служила бы катодом, а в другом – анодом. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе этих элементов, вычислите значения ЭДС при стандартных условиях.

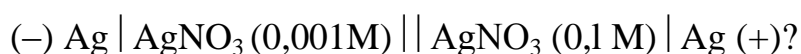
**167.** В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней

цепи следующих гальванических элементов:



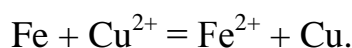
если все растворы электролитов одномолярные? Какой металл будет растворяться в каждом случае?

**168.** Будет ли работать гальванический элемент:



В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи при работе этого элемента?

**169.** Напишите уравнения полуреакций на электродах гальванического элемента, в котором происходит реакция:



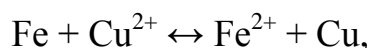
Вычислите ЭДС, создаваемую элементом при стандартных условиях.

**170.** Напишите уравнения полуреакций и ионное уравнение реакции, протекающей в гальваническом элементе:

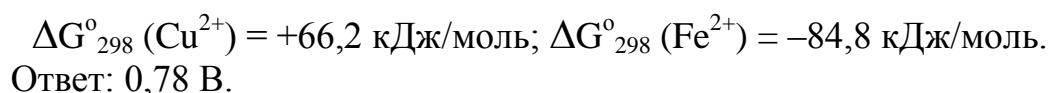


Какую ЭДС создает данный элемент при стандартных условиях?

**171.** Рассчитайте стандартную ЭДС элемента, в котором установилось равновесие:



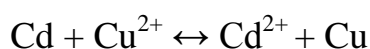
используя значения стандартных энергий Гиббса образования ионов в водных растворах:



**172.** Составьте гальванический элемент, имея в распоряжении металлические Sn и Ag, водные растворы SnCl<sub>2</sub> и AgNO<sub>3</sub>. Укажите анод и катод. Напишите уравнение реакции, протекающей в гальваническом элементе. Рассчитайте ЭДС элемента при стандартных условиях.

**173.** Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых свинец являлся бы положительным, а в другом — отрицательным электродом. Рассчитайте ЭДС данных гальванических элементов при стандартных условиях.

**174.** Рассчитайте ЭДС элемента, в котором при 298 К установилось равновесие:



при концентрациях  $C(\text{Cu}^{2+}) = 1 \cdot 10^{-3}$  моль/л,  $C(\text{Cd}^{2+}) = 1 \cdot 10^{-2}$  моль/л.

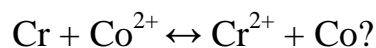
Ответ: 0,71 В.

**175.** Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и токообразующей реакции, протекающей в гальваническом элементе, один из электродов которого Fe<sup>3+</sup>/Fe<sup>2+</sup>, а другой — Cr<sup>3+</sup>/Cr<sup>2+</sup>.

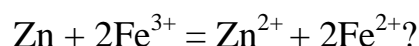
**176.** Рассчитайте значение электродного потенциала меди, погруженной в водный раствор Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> с концентрацией  $C(\text{Cu}^{2+}) = 1 \cdot 10^{-4}$  моль/л.

Ответ: 0,22 В.

**177.** Исходя из значений стандартных электродных потенциалов и  $\Delta G^{\circ}_{298}$  реакции, укажите, можно ли осуществить в гальваническом элементе реакцию:

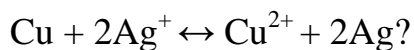


**178.** Исходя из значений стандартных электродных потенциалов и  $\Delta G^{\circ}_{298}$  реакции, укажите, можно ли осуществить в гальваническом элементе реакцию:



**179.** Исходя из значений стандартных электродных потенциалов и  $\Delta G^{\circ}_{298}$  реакции, укажите, можно ли осуществить в гальваническом элементе реакцию:





**180.** Составьте схему гальванического элемента, образованного железом и свинцом, погружёнными в водные растворы их солей с концентрацией  $5 \cdot 10^{-3}$  моль/л. Рассчитайте ЭДС элемента и изменение величины энергии Гиббса.

Ответ: 0,31 В;  $-59,83$  кДж.

## 6.2. Электролиз растворов и расплавов (задачи № 181–200)

При решении задач этого раздела см. таблицу 2 приложения.

Электролизом называют окислительно-восстановительную реакцию, протекающую при пропускании постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита.

Сущность электролиза заключается в следующем: при пропускании электрического тока через электролит (раствор или расплав) электроны, приносимые катодом (–), переходят к окислителю, содержащемуся в электролите (катодное восстановление). В то же время восстановитель, содержащийся в электролите, отдаёт свои электроны аноду (+), уносящему их к источнику тока (анодное окисление). В результате электролиза на катоде и аноде выделяются продукты окисления или восстановления (первичные продукты), а вблизи электродов образуются новые вещества (вторичные продукты) за счёт обменных реакций.

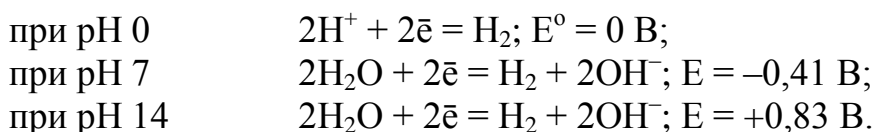
Электродные процессы при электролизе происходят в определенной последовательности.

На катоде легче восстанавливаются те катионы, которым соответствует наибольшее значение электродного потенциала.

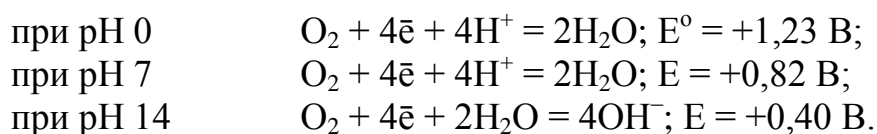
На аноде легче окисляются те восстановители, которым соответствует наименьшее значение электродного потенциала. Значения стандартных электродных потенциалов некоторых окислителей и восстановителей приведены в таблице 2 приложения. В случае металлического анода возможно окисление материала анода, если этому процессу соответствует наименьшее значение электродного потенциала.

При электролизе водных растворов следует иметь в виду, что вода может быть окислителем (на катоде) и восстановителем (на аноде). Электродные потенциалы катодных и анодных полуреакций зависят от pH среды.

Для воды как окислителя известны полуреакции:



Для воды как восстановителя известны полуреакции:



При электролизе водных растворов, реакция которых близка к нейтральной (рН 7), на катоде восстанавливаются ионы металлов, стандартные электродные потенциалы  $E^{\circ}_{Me^{n+}/Me}$  которых значительно больше  $-0,41 \text{ В}$ . Если  $E^{\circ}_{Me^{n+}/Me}$  значительно меньше  $-0,41 \text{ В}$ , то на катоде будет преимущественно выделяться водород.

При значениях  $E^{\circ}_{Me^{n+}/Me}$ , близких к  $-0,41 \text{ В}$ , возможно в зависимости от концентрации ионов металла и условий электролиза как восстановление металла, так и выделение водорода или совместное протекание обеих реакций.

При электролизе водных растворов электролитов, содержащих сложные ионы ( $SO_4^{2-}$ ,  $NO_3^-$ ,  $PO_4^{3-}$ ,  $CO_3^{2-}$  и др.), на аноде образуется кислород вследствие окисления воды. Несмотря на более высокое значение  $E^{\circ} Cl_2/Cl^- = +1,36 \text{ В}$ , чем  $E^{\circ} O_2/H_2O = +1,23 \text{ В}$ , газообразный хлор выделяется из водных растворов раньше кислорода за счёт большей скорости отдачи электронов.

Количественная характеристика процессов электролиза определяется законом Фарадея: масса электролита, подвергшаяся превращению при электролизе, а также массы веществ, образующихся на электродах, прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшего через расплав или раствор электролита, и молярным массам эквивалентов соответствующих веществ:

$$m = \frac{M_{\text{эк}} \cdot I \cdot t}{F} \quad \text{или} \quad m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F};$$

для газов:

$$V = \frac{V_{\text{эк}} \cdot I \cdot t}{F} \quad \text{или} \quad V = \frac{V_M \cdot I \cdot t}{z \cdot F},$$

где  $m$  – масса образовавшегося или подвергшегося электролизу вещества, г;  $M_{\text{эк}}$  – молярная масса эквивалентов в веществе, г/моль;  $I$  – сила тока, А;  $t$  – продолжительность электролиза, с;  $F$  – постоянная Фарадея, 96500 Кл/моль;  $z$  – эквивалентное число;  $M$  – молярная масса вещества, г/моль;  $V_M$  – молярный объём газа, л/моль;  $V_{\text{эк}}$  – молярный объём эквивалентов в веществе, л/моль.

**Пример 1.** Напишите уравнения процессов, происходящих при электролизе водного раствора сульфата натрия: а) с инертным анодом; б) с медным анодом.

Решение

а) Анод инертный.

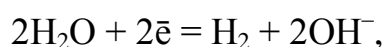
В водном растворе сульфат натрия находится в виде ионов  $\text{Na}^+$  и  $\text{SO}_4^{2-}$ :



На катоде из двух электрохимических систем:

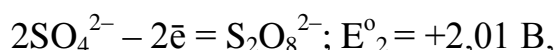
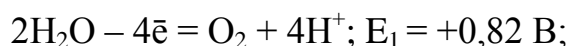


окислителем будет система с большей величиной электродного потенциала ( $E_2 > E_1^0$ ). Поэтому на катоде будет происходить электрохимическое восстановление воды с выделением водорода:

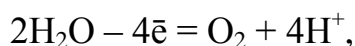


ионы  $\text{Na}^+$  будут накапливаться в катодном пространстве.

На аноде из двух электрохимических систем:

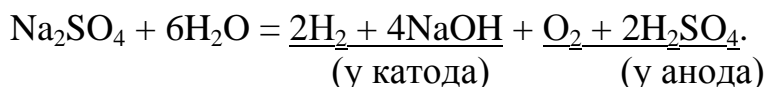
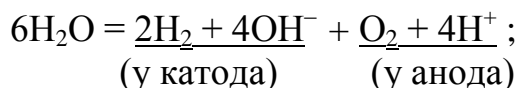
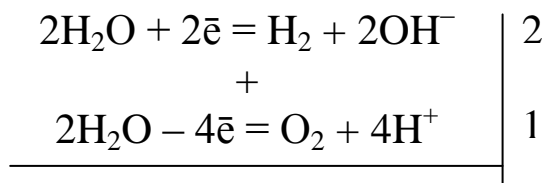


восстановителем будет система с меньшей величиной электродного потенциала ( $E_1 < E_2^0$ ). Поэтому на аноде будет осуществляться электрохимическое окисление воды с выделением кислорода:



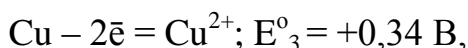
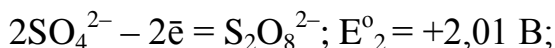
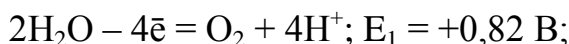
ионы  $\text{SO}_4^{2-}$  будут накапливаться в анодном пространстве.

Суммируя две полуреакции катодного и анодного процессов, получаем ионно-молекулярное и молекулярное уравнения окислительно-восстановительной реакции, протекающей при электролизе водного раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ :



б) Анод медный.

На аноде из трёх возможных процессов окисления:

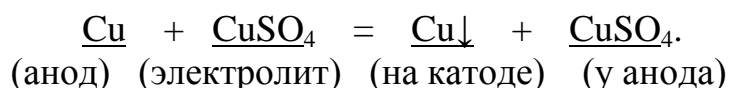
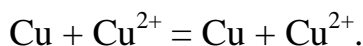


будет осуществляться последний, так как он характеризуется более низким значением электродного потенциала, чем другие возможные процессы. Анод растворяется, и ионы  $\text{Cu}^{2+}$  переходят в раствор.

На катоде из трёх возможных процессов восстановления:



будет протекать последний, так как его электродный потенциал наибольший. Таким образом, на аноде происходит электрохимическое окисление, а на катоде электрохимическое восстановление меди:



**Пример 2.** Определите массу цинка, которая выделится на катоде при электролизе водного раствора сульфата цинка в течение 1 ч при токе 26,8 А, если выход цинка по току равен 50 %.

## Решение

Согласно закону Фарадея,

$$m = \frac{M_{\text{эк}} \cdot I \cdot t}{F},$$

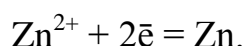
где  $m$  – масса вещества, выделившегося на электроде, г;  $M_{\text{эк}}$  – молярная масса эквивалентов в веществе, г/моль;  $I$  – сила тока, А;  $t$  – время электролиза, с;  $F$  – постоянная Фарадея, 96500 Кл/моль.

Вычисляем молярную массу эквивалентов цинка:

$$M_{\text{эк}}(\text{Zn}) = \frac{M(\text{Zn})}{z(\text{Zn})},$$

где  $M(\text{Zn})$  – молярная масса цинка, г/моль;  $z(\text{Zn})$  – эквивалентное число цинка.

На катоде восстановление цинка происходит по реакции:



Для цинка эквивалентное число равно числу принятых электронов,  $z(\text{Zn}) = 2$ .

$$M_{\text{эк}}(\text{Zn}) = \frac{65,38}{2} = 32,69 \text{ г/моль}.$$

На катоде теоретически должно выделиться цинка:

$$m_{\text{Zn}} = \frac{32,69 \cdot 26,8 \cdot 3600}{96500} = 32,68 \text{ г}.$$

Так как выход по току составляет 50 %, то практически на катоде выделится цинка:

$$m_{\text{Zn, пр}} = \frac{32,68 \cdot 50}{100} = 16,34 \text{ г}.$$

Ответ: 16,34 г.

**Пример 3.** Какая масса гидроксида калия образовалась у катода при электролизе раствора  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , если на аноде выделилось 11,2 л кислорода (н. у.)?

## Решение

Молярный объём эквивалентов кислорода (н. у.):

$$V_{\text{эк}}(\text{O}_2) = \frac{22,4}{4} = 5,6 \text{ л/моль}; z(\text{O}_2) = 4.$$

Эквивалентное количество кислорода:

$$n_{\text{эк}}(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_{\text{эк}}(\text{O}_2)}, \quad n_{\text{эк}}(\text{O}_2) = \frac{11,2}{5,6} = 2 \text{ моль}.$$

По закону эквивалентов:

$$n_{\text{эк}}(\text{O}_2) = n_{\text{эк}}(\text{KOH}) = 2 \text{ моль}.$$

Масса образовавшегося гидроксида калия:

$$m(\text{KOH}) = n_{\text{эк}}(\text{KOH}) \cdot M_{\text{эк}}(\text{KOH}); M_{\text{эк}}(\text{KOH}) = \frac{M(\text{KOH})}{z(\text{KOH})};$$

$$M(\text{KOH}) = 56,11 \text{ г/моль}; z(\text{KOH}) = 1;$$

$$m(\text{KOH}) = 2 \cdot 56,11 = 112,22 \text{ г}.$$

Ответ: 112,22 г.

## **КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ**

**181.** Составьте уравнения процессов, протекающих на электродах при электролизе водного раствора  $\text{NiSO}_4$  с инертным анодом. Вычислите массу никеля, выделившегося на катоде, если на аноде выделилось 3,8 л кислорода, измеренного при  $27^\circ\text{C}$  и 100 кПа.

Ответ: 17,9 г.

**182.** При электролизе раствора  $\text{AgNO}_3$  в течение 50 мин при силе тока 3 А на катоде выделилось 9,6 г серебра. Определите выход серебра в процентах от теоретически возможного.

Ответ: 95,43 %.

**183.** Какие вещества и в каком количестве выделяются на угольных электродах при электролизе водного раствора  $\text{NaI}$  в течение 2,5 ч, если сила тока равна 6 А?

Ответ: 0,56 г  $\text{H}_2$ ; 71,01 г  $\text{I}_2$ ; 22,38 г  $\text{NaOH}$ .

**184.** Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе: а) водного раствора  $KCl$ ; б) расплава  $KCl$ .

**185.** Какую массу алюминия можно получить при электролизе расплава  $Al_2O_3$ , если в течение 1 ч пропускать ток силой 20000 А, при выходе по току 85 %.

Ответ: 5,7 кг.

**186.** Через водный раствор медного купороса, содержащий  $CuSO_4$  массой 31,9 г, пропустили ток силой 10 А в течение 32 мин 10 с. Какова массовая доля превратившегося  $CuSO_4$ ?

Ответ: 50,1 %.

**187.** Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах при электролизе водного раствора  $AgNO_3$ . Если электролиз проводить с серебряным анодом, то его масса уменьшается на 5,4 г. Определите расход электричества при этом.

Ответ: 4825 Кл.

**188.** Электролиз раствора  $CuSO_4$  проводили в течение 15 мин при силе тока 2,5 А. и получили 0,72 г меди. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах в случае медного и угольного анода. Вычислите выход по току (отношение массы практически выделившегося вещества к теоретически возможной).

Ответ: 97,3 %.

**189.** При прохождении через водный раствор соли трехвалентного металла электрического тока силой 1,5 А в течение 30 мин на катоде выделилось 1,071 г металла. Вычислите молярную массу металла.

Ответ: 114,8 г/моль.

**190.** Какое количество электричества потребуется для выделения из раствора: а) 2 г водорода; б) 2 г кислорода?

Ответ: а) 193000 Кл; б) 24125 Кл.

**191.** В течение какого времени следует пропускать через раствор электролита электрический ток силой 5 А, чтобы выделить 1 моль эквивалентов любого металла?

Ответ: 5 ч 22 мин.

**192.** Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе водного раствора  $Al_2(SO_4)_3$  в случае: а) угольного анода; б) алюминиевого анода.

**193.** При электролизе водного раствора сульфата меди(II) с медным анодом масса катода увеличилась на 3,2 г. Какое количество вещества меди перешло в раствор с анода?

Ответ: 0,05 моль.

**194.** Через водный раствор хлорида магния в течение 1 ч пропускали постоянный электрический ток силой 2,5 А. Какие вещества и какой массой каждое образовались при этом, если электроды изготовлены из платины?

Ответ: 0,094 г  $H_2$ ; 3,31 г  $Cl_2$ ; 2,72 г  $Mg(OH)_2$ .

**195.** При электролизе водного раствора хлорида кальция на катоде выделилось 5,6 г газа. Какой газ, и какой массой выделился на аноде?

Ответ: 198,8 г  $Cl_2$ .

**196.** При электролизе водного раствора соли кадмия израсходовано 3434 Кл электричества. При этом выделилось 2 г кадмия. Чему равна молярная масса эквивалентов кадмия?

Ответ: 56,20 г/моль.

**197.** Электролиз раствора сульфата цинка проводили в течение 5 ч, в результате чего выделилось 6 л кислорода (н. у.). Составьте уравнения электродных процессов и вычислите силу тока.

Ответ: 5,74 А.

**198.** Составьте уравнения реакций, происходящих при электролизе:

а) водного раствора  $KCl$ ; б) расплава  $KCl$ . Вычислите массы веществ, выделившихся на катоде в случаях а) и б) при прохождении тока силой 26,8 А в течение 10 ч.

Ответ: а) 10 г; б) 391 г.

**199.** При электролизе водного раствора бромида меди(II) с инертными электродами на одном из них выделилась медь массой 0,635 г. Сколько граммов брома выделилось на другом электроде, если выход брома по току составил 90 %? Составьте уравнения процессов, протекающих на электродах.

Ответ: 1,4 г.

**200.** Электролиз водного раствора сульфата некоторого двухвалентного металла проводили при силе тока 6 А в течение 45 мин, в результате чего на катоде выделилось 5,49 г металла. Вычислите молярную массу металла.

Ответ: 32,7 г/моль.

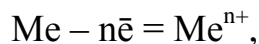


### 6.3. Коррозия металлов (задачи № 201–220)

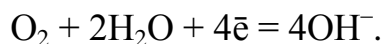
При решении задач данного раздела см. таблицу 2 приложения.

Коррозия – это самопроизвольно протекающий процесс разрушения металлов в результате химического или электрохимического взаимодействия их с окружающей средой.

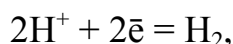
Электрохимическая коррозия – разрушение металла в средах, имеющих ионную проводимость, протекает через анодное окисление металла:



и катодное восстановление окислителя. При этом ионы или молекулы, которые восстанавливаются, называют деполяризаторами. При атмосферной коррозии – коррозии во влажном воздухе при комнатной температуре – окислителем (деполяризатором) является кислород:



При коррозии металлов в кислой среде восстанавливаются ионы водорода:



а процесс с их участием называется коррозией с водородной деполяризацией.

**Пример.** Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов с кислородной и водородной деполяризацией при коррозии пары цинк–кадмий. Какие продукты коррозии образуются в первом случае?

#### Решение

Цинк имеет более отрицательный электродный потенциал ( $-0,76$  В), чем кадмий ( $-0,40$  В), поэтому он является анодом, а кадмий – катодом.

Анодный процесс:  $\text{Zn} - 2\bar{e} = \text{Zn}^{2+}$ .

Катодный процесс: в кислой среде  $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$ ;

в атмосфере влажного воздуха  $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = 4\text{OH}^-$ .

Так как ионы  $\text{Zn}^{2+}$  с гидроксильной группой образуют нерастворимый гидроксид, то продуктом коррозии с кислородной деполяризацией будет  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ .

## КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

**201.** Слой цинка на оцинкованном железе получил название «жертвенного анода». Что это означает? Оказывает ли хром такое же действие на железные предметы, покрытые хромом?

**202.** Какое покрытие металла называют анодным и какое – катодным? Назовите несколько металлов, которые могут служить для анодного и катодного покрытия железа. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии железа, покрытого медью, во влажном воздухе и в кислой среде.

**203.** Почему химически чистое железо более стойко против коррозии, чем техническое железо? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии технического железа в кислой среде.

**204.** Медь не вытесняет водород из разбавленных кислот. Почему? Однако, если к медной пластинке, опущенной в кислоту, прикоснуться цинковой, то на меди начинается бурное выделение водорода. Дайте этому объяснение. Составьте уравнения анодного и катодного процессов. Напишите уравнение протекающей химической реакции.

**205.** Две железные пластинки, частично покрытые одна оловом, другая – медью, находятся во влажном воздухе. На какой из этих пластинок быстрее образуется ржавчина? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этих пластинок. Каков состав продуктов коррозии?

**206.** Для электрохимической защиты от коррозии используют:  
а) протекторную защиту – достигается контактом данного металла с другим;  
б) катодную защиту – присоединение защищаемого объекта к катоду источника постоянного электрического тока. Объясните, чем определяется выбор другого металла в первом случае и какова роль электрического тока от внешнего источника.

**207.** Как протекает атмосферная коррозия лужёного железа и лужёной меди при нарушении покрытия? Составьте уравнения катодного и анодного процессов.

**208.** Железные бочки применяют для транспортировки концентрированной серной кислоты, но после освобождения от кислоты бочки часто совершенно разрушаются вследствие коррозии. Чем это можно

объяснить? Что является анодом и что – катодом? Составьте электронные уравнения соответствующих процессов.

**209.** Олово спаяно с серебром. Какой из металлов будет окисляться, если эта пара металлов попадёт в щелочную среду?

**210.** Железо покрыто хромом. Какой из металлов будет корродировать в случае нарушения поверхностного слоя покрытия в атмосфере промышленного района, где влажный воздух содержит, в частности, оксид углерода(IV), оксид серы(IV) и сероводород? Составьте схемы протекающих химических реакций.

**211.** Никель находится в контакте с золотом во влажном воздухе, насыщенном сероводородом. Какой металл подвергается коррозии? Составьте уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при коррозии.

**212.** Алюминий склёпан с медью. Какой из металлов будет подвергаться коррозии в кислой среде? Запишите уравнения протекающих реакций.

**213.** Если гвоздь вбить во влажное дерево, то ржавчиной покрывается та его часть, которая находится внутри дерева. Чем это объяснить? Анодом или катодом является эта часть гвоздя? Составьте электронные уравнения протекающих процессов.

**214.** Какое железо корродирует быстрее – находящееся в контакте с оловом или медью? Составьте электронные уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при коррозии железа в этих случаях.

**215.** Железо покрыто никелем. Какой из металлов будет корродировать в случае нарушения целостности покрытия? Коррозия происходит в кислой среде. Составьте схему гальванического элемента, образующегося при этом.

**216.** Изложите сущность протекторной защиты металлов от коррозии. Приведите несколько металлов, которые могут быть использованы для протекторной защиты железа от коррозии.

**217.** Приведите примеры катодных и анодных покрытий для кобальта. Составьте уравнения катодных и анодных процессов во влажном воздухе и в растворе соляной кислоты при нарушении целостности покрытия.

**218.** Серебро не вытесняет водород из разбавленных кислот. Почему? Однако, если к серебряной пластинке, опущенной в кислоту, прикоснуться цинковой, то на серебре начинается бурное выделение водорода. Объясните это явление, составьте уравнения катодного и анодного процессов.

**219.** В раствор соляной кислоты поместили две цинковые пластинки, одна из которых частично покрыта никелем. В каком случае процесс коррозии цинка происходит интенсивнее? Ответ мотивируйте, составив уравнения соответствующих процессов.

**220.** Что называют коррозией металлов? Какие различают виды коррозии? Охарактеризуйте каждый вид коррозии.

## ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1

**Стандартная энтальпия образования ( $\Delta H^{\circ}_{298}$ ), стандартная энтропия ( $S^{\circ}_{298}$ ) и стандартная энергия Гиббса ( $\Delta G^{\circ}_{298}$ ) некоторых веществ**

Вещество	Состояние	$\Delta H^{\circ}_{298}$ , кДж/моль	$\Delta G^{\circ}_{298}$ , кДж/моль	$S^{\circ}_{298}$ , Дж/(моль·К)
Al		0	0	28
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	к	-1675,0	-1576,4	50,9
Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	к	-3434,0	-3091,9	239,2
C	графит	0	0	5,7
CO	г	-110,5	-137,3	197,4
CO <sub>2</sub>	г	-393,5	-394,4	213,6
CS <sub>2</sub>	ж	87,8	63,6	151,0
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	г	226,8	209,2	200,8
CH <sub>4</sub>	г	-74,9	-50,8	186,2
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	ж	49,0	124,5	173,2
CH <sub>3</sub> OH	ж	-238,7	-166,3	126,7
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	ж	-277,6	-174,8	160,7
CaO	к	-635,1	-604,2	39,7
CaCO <sub>3</sub>	к	-1206,0	-1128,8	92,9
HCl	г	-92,3	-95,3	186,7
CuO	к	-165,3	-127,2	42,6
CuCl <sub>2</sub>	к	-205,9	-166,1	113,0
Fe	к	0	0	27,2
FeO	к	-264,8	-544,3	50,8
FeCl <sub>2</sub>	к	-341,0	-302,1	119,7
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	к	-821,3	-741,0	90,0
FeCl <sub>3</sub>	к	-405,0	-336,4	130,1
H <sub>2</sub>	г	0	0	130,6
H <sub>2</sub> O	г	-241,8	-228,8	188,7
H <sub>2</sub> O	ж	-285,8	-237,5	70,0
H <sub>2</sub> O	к	-292,0	-258,4	39,0
Hg	ж	0	0	76,0
HgCl <sub>2</sub>	к	-230,1	-185,8	144,4
Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	к	-264,9	-210,7	185,8
K <sub>2</sub> O	к	-361,5	-193,3	87,0
Li <sub>2</sub> O	к	-595,8	-560,2	37,9

Вещество	Состояние	$\Delta H^\circ_{298}$ , кДж/моль	$\Delta G^\circ_{298}$ , кДж/моль	$S^\circ_{298}$ , Дж/(моль·К)
<b>MgO</b>	к	-601,2	-569,6	26,9
<b>MgCO<sub>3</sub></b>	к	-1096,2	-1029,3	65,7
<b>N<sub>2</sub></b>	г	0	0	191,5
<b>NO</b>	г	90,4	86,7	210,6
<b>NO<sub>2</sub></b>	г	33,9	51,8	240,5
<b>N<sub>2</sub>O<sub>4</sub></b>	г	9,4	98,3	304,3
<b>NH<sub>3</sub></b>	г	-46,2	16,6	192,5
<b>NH<sub>4</sub>Cl</b>	к	-315,4	-343,6	92,6
<b>Na</b>	к	0	0	51,4
<b>Na<sub>2</sub>O</b>	к	-430,6	-376,6	71,1
<b>O<sub>2</sub></b>	г	0	0	205,0
<b>PCl<sub>3</sub></b>	г	-277,0	-286,3	311,7
<b>PCl<sub>5</sub></b>	г	-369,5	-324,5	362,9
<b>PbO</b>	к	-217,9	-188,5	67,4
<b>PbS</b>	к	-94,3	-92,7	91,2
<b>S</b>	ромб.	0	0	31,9
<b>SO<sub>2</sub></b>	г	-296,9	-300,4	248,1
<b>SO<sub>3</sub></b>	г	-395,2	-370,4	256,2
<b>H<sub>2</sub>S</b>	г	-20,2	-33,0	205,6
<b>H<sub>2</sub>Se</b>	г	85,8	71,1	221,3
<b>NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub></b>	к	-365,9	-372,4	131,0
<b>ZnS</b>	к	-201,0	-198,3	57,7
<b>ZnSO<sub>4</sub></b>	к	-978,3	-871,8	124,6
<b>ZnO</b>	к	-349,0	-318,2	43,5

Таблица 2

**Стандартные электродные потенциалы некоторых  
окислительно-восстановительных систем при 298 К**

Окисленная форма	Восстановленная форма	Электродный процесс	E°, В
$\text{NO}_3^-$	$\text{NO}$ (г)	Азот $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
$\text{Al}^{3+}$	$\text{Al}$ (к.)	Алюминий $\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}$	-1,66
$2\text{BrO}_3^-$	$\text{Br}_2$ (ж.)	Бром $2\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\bar{e} = \text{Br}_2 + 12\text{OH}^-$	+0,50
$2\text{BrO}_3^-$	$\text{Br}_2$ (ж.)	$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,52
$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}$ (к.)	Железо $\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}$	-0,44
$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} = \text{Fe}^{2+}$	+0,77
$\text{Au}^{3+}$	$\text{Au}$ (к.)	Золото $\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Au}$	+1,50
$\text{I}_2$ (к.)	$2\text{I}^-$	Йод $\text{I}_2 + 2\bar{e} = 2\text{I}^-$	+0,54
$2\text{IO}_3^-$	$\text{I}_2$ (к.)	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,19
$\text{Cd}^{2+}$	$\text{Cd}$ (к.)	Кадмий $\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cd}$	-0,40
$\text{O}_2$ (г)	$\text{H}_2\text{O}_2$	Кислород $\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68
$\text{H}_2\text{O}_2$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,78
$\text{Co}^{2+}$	$\text{Co}$ (к.)	Кобальт $\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co}$	-0,29
$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Mg}$ (к.)	Магний $\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}$	-2,36
$\text{MnO}_4^-$	$\text{Mn}^{2+}$	Марганец $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,52
$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Cu}$ (к.)	Медь $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	+0,34
$\text{Ni}^{2+}$	$\text{Ni}$ (к.)	Никель $\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$	-0,25
$\text{Sn}^{2+}$	$\text{Sn}$ (к.)	Олово $\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sn}$	-0,14
$\text{Sn}^{4+}$	$\text{Sn}^{2+}$	$\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} = \text{Sn}^{2+}$	+0,15
$\text{Hg}_2^{2+}$	$2\text{Hg}$ (ж.)	Ртуть $\text{Hg}_2^{2+} + 2\bar{e} = 2\text{Hg}$	+0,79

Окисленная форма	Восстановленная форма	Электродный процесс	E°, В
Pb <sup>2+</sup> PbO <sub>2</sub> (к.) Pb <sup>4+</sup>	Pb (к.) Pb <sup>2+</sup> Pb <sup>2+</sup>	Свинец Pb <sup>2+</sup> + 2ē = Pb PbO <sub>2</sub> + 4H <sup>+</sup> + 2ē = Pb <sup>2+</sup> + 2H <sub>2</sub> O Pb <sup>4+</sup> + 2ē = Pb <sup>2+</sup>	-0,13 +1,45 +1,69
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> S SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> H <sub>2</sub> S (г) H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> H <sub>2</sub> S (г) S (к.) S (к.)	Сера SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + H <sub>2</sub> O + 2ē = SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> + 2OH <sup>-</sup> S + 2H <sup>+</sup> + 2ē = H <sub>2</sub> S SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + 4H <sup>+</sup> + 2ē = H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + 10H <sup>+</sup> + 8ē = H <sub>2</sub> S + 4H <sub>2</sub> O SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + 8H <sup>+</sup> + 6ē = S + 4H <sub>2</sub> O H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> + 4H <sup>+</sup> + 4ē = S + 3H <sub>2</sub> O	-0,93 +0,17 +0,17 +0,31 +0,36 +0,45
Ag <sup>+</sup>	Ag (к.)	Серебро Ag <sup>+</sup> + ē = Ag	+0,80
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	P (к.) H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	Фосфор H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> + 5H <sup>+</sup> + 5ē = P + 4H <sub>2</sub> O H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> + 2H <sup>+</sup> + 2ē = H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O	-0,41 -0,28
Cl <sub>2</sub> (г) HClO	2Cl <sup>-</sup> Cl <sup>-</sup>	Хлор Cl <sub>2</sub> + 2ē = 2Cl <sup>-</sup> HClO + H <sup>+</sup> + 2ē = Cl <sup>-</sup> + H <sub>2</sub> O	+1,36 +1,50
Cr <sup>2+</sup> Cr <sup>3+</sup> Cr <sup>3+</sup> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	Cr (к.) Cr (к.) Cr <sup>2+</sup> 2Cr <sup>3+</sup>	Хром Cr <sup>2+</sup> + 2ē = Cr Cr <sup>3+</sup> + 3ē = Cr Cr <sup>3+</sup> + ē = Cr <sup>2+</sup> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> + 6ē + 14H <sup>+</sup> = 2Cr <sup>3+</sup> + H <sub>2</sub> O	-0,85 -0,74 -0,41 +1,33
Zn <sup>2+</sup>	Zn (к.)	Цинк Zn <sup>2+</sup> + 2ē = Zn	-0,76





**Периодическая система элементов Д.И. Менделеева**

Период	Ряд	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В											
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII				
I	1	(H)							<b>H</b> <sup>1</sup> 1,00797 Водород	<b>He</b> <sup>2</sup> 4,0026 Гелий	Обозначение элемента Атомный номер		
II	2	<b>Li</b> <sup>3</sup> 6,939 Литий	<b>Be</b> <sup>4</sup> 9,0122 Бериллий	<b>B</b> <sup>5</sup> 10,811 Бор	<b>C</b> <sup>6</sup> 12,01115 Углерод	<b>N</b> <sup>7</sup> 14,0067 Азот	<b>O</b> <sup>8</sup> 15,9994 Кислород	<b>F</b> <sup>9</sup> 18,9984 Фтор	<b>Ne</b> <sup>10</sup> 20,179 Неон	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; display: inline-block;"> <b>Li</b><sup>3</sup> 6,939 Литий                 </div>			
III	3	<b>Na</b> <sup>11</sup> 22,9898 Натрий	<b>Mg</b> <sup>12</sup> 24,305 Магний	<b>Al</b> <sup>13</sup> 26,9815 Алюминий	<b>Si</b> <sup>14</sup> 28,086 Кремний	<b>P</b> <sup>15</sup> 30,9738 Фосфор	<b>S</b> <sup>16</sup> 32,064 Сера	<b>Cl</b> <sup>17</sup> 35,453 Хлор	<b>Ar</b> <sup>18</sup> 39,948 Аргон	Относительная атомная масса			
IV	4	<b>K</b> <sup>19</sup> 39,102 Калий	<b>Ca</b> <sup>20</sup> 40,08 Кальций	21 44,956 <b>Sc</b> Скандий	22 47,90 <b>Ti</b> Титан	23 50,942 <b>V</b> Ванадий	24 51,996 <b>Cr</b> Хром	25 54,9380 <b>Mn</b> Марганец	26 55,847 <b>Fe</b> Железо	27 58,9330 <b>Co</b> Кобальт	28 58,71 <b>Ni</b> Никель		
	5	29 63,546 <b>Cu</b> Медь	30 65,37 <b>Zn</b> Цинк	<b>Ga</b> <sup>31</sup> 69,72 Галлий	<b>Ge</b> <sup>32</sup> 72,59 Германий	<b>As</b> <sup>33</sup> 74,9216 Мышьяк	<b>Se</b> <sup>34</sup> 78,96 Селен	<b>Br</b> <sup>35</sup> 79,904 Бром	<b>Kr</b> <sup>36</sup> 83,80 Криптон				
V	6	<b>Rb</b> <sup>37</sup> 85,47 Рубидий	<b>Sr</b> <sup>38</sup> 87,62 Стронций	39 88,905 <b>Y</b> Иттрий	40 91,22 <b>Zr</b> Цирконий	41 92,906 <b>Nb</b> Ниобий	42 95,94 <b>Mo</b> Молибден	43 [99] <b>Tc</b> Технеций	44 101,07 <b>Ru</b> Рутений	45 102,905 <b>Rh</b> Родий	46 106,4 <b>Pd</b> Палладий		
	7	47 107,868 <b>Ag</b> Серебро	48 112,40 <b>Cd</b> Кадмий	<b>In</b> <sup>49</sup> 114,82 Индий	<b>Sn</b> <sup>50</sup> 118,69 Олово	<b>Sb</b> <sup>51</sup> 121,75 Сурьма	<b>Te</b> <sup>52</sup> 127,60 Теллур	<b>I</b> <sup>53</sup> 126,9044 Иод	<b>Xe</b> <sup>54</sup> 131,30 Ксенон				
VI	8	<b>Cs</b> <sup>55</sup> 132,905 Цезий	<b>Ba</b> <sup>56</sup> 137,34 Барий	57 138,91 <b>La*</b> Лантан	72 178,49 <b>Hf</b> Гафний	73 180,948 <b>Ta</b> Тантал	74 183,85 <b>W</b> Вольфрам	75 186,2 <b>Re</b> Рений	76 190,2 <b>Os</b> Осмий	77 192,2 <b>Ir</b> Иридий	78 195,09 <b>Pt</b> Платина		
	9	79 196,967 <b>Au</b> Золото	80 200,59 <b>Hg</b> Ртуть	<b>Tl</b> <sup>81</sup> 204,37 Таллий	<b>Pb</b> <sup>82</sup> 207,19 Свинец	<b>Bi</b> <sup>83</sup> 208,980 Висмут	<b>Po</b> <sup>84</sup> [210]* Полоний	<b>At</b> <sup>85</sup> [210] Астат	<b>Rn</b> <sup>86</sup> [222] Радон				
VII	10	<b>Fr</b> <sup>87</sup> [223] Франций	<b>Ra</b> <sup>88</sup> [226] Радий	89 [227] <b>Ac**</b> Актиний	104 [261] <b>Rf</b> Резерфордий	105 [262] <b>Db</b> Дубний	106 [263] <b>Sg</b> Сиборгий	107 [262] <b>Bh</b> Борий	108 [265] <b>Hs</b> Хассий	109 [266] <b>Mt</b> Мейтнерий	110		

Лантаноиды*	58 140,12 <b>Ce</b> Церий	59 140,907 <b>Pr</b> Празеодим	60 144,24 <b>Nd</b> Неодим	61 [147]* <b>Pm</b> Прометий	62 150,35 <b>Sm</b> Самарий	63 151,96 <b>Eu</b> Европий	64 157,25 <b>Gd</b> Гадолиний	65 158,924 <b>Tb</b> Тербий	66 162,50 <b>Dy</b> Диспрозий	67 164,930 <b>Ho</b> Гольмий	68 167,26 <b>Er</b> Эрбий	69 168,934 <b>Tm</b> Тулий	70 173,04 <b>Yb</b> Иттербий	71 174,97 <b>Lu</b> Лютеций
Актиноиды**	90 232,038 <b>Th</b> Торий	91 [231] <b>Pa</b> Протактиний	92 238,03 <b>U</b> Уран	93 [237] <b>Np</b> Нептуний	94 [244] <b>Pu</b> Плутоний	95 [243] <b>Am</b> Америций	96 [247] <b>Cm</b> Кюрий	97 [247] <b>Bk</b> Берклий	98 [252]* <b>Cf</b> Калифорний	99 [254] <b>Es</b> Эйнштейний	100 [257] <b>Fm</b> Фермий	101 [257] <b>Md</b> Менделевий	102 [255] <b>No</b> Нобелий	103 [256] <b>Lr</b> Лоуренсий