

Министерство науки и высшего образования  
Российской Федерации  
**Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования  
«Луганский государственный университет  
имени Владимира Даля»**

**Стахановский инженерно-педагогический институт (филиал)  
федерального государственного бюджетного образовательного уч-  
реждения высшего образования  
«Луганский государственный университет имени Владимира Даля»**

**Кафедра общинженерных дисциплин**

## **МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ**

к практическим занятиям

по дисциплине

**«ХИМИЯ»**

**для студентов направления подготовки**

**Профессиональное обучение (по отраслям),**

**профили:** «Экономика и управление», «Информационные технологии и систе-  
мы», «Электроснабжение», «Безопасность технологических процессов и произ-  
водств», «Горное дело. Подземная разработка пластовых месторождений»,  
«Горное дело. Электромеханическое оборудование, автоматизация процессов  
добычи полезных ископаемых и руд», «Горное дело. Технологическая безопас-  
ность и горноспасательное дело», «Профессиональная психология»,  
«Управление персоналом»

*Рекомендовано к изданию Учебно-методическим советом  
ФГБОУ ВО «ЛГУ им. В. ДАЛЯ»  
(протокол № от . .2024 г.)*

Методические указания к практическим занятиям по дисциплине «Химия» для студентов направления подготовки **Профессиональное обучение (по отраслям), профили:** «Экономика и управление», «Информационные технологии и системы», «Электроснабжение», «Безопасность технологических процессов и производств», «Горное дело. Подземная разработка пластовых месторождений», «Горное дело. Электромеханическое оборудование, автоматизация процессов добычи полезных ископаемых и руд», «Горное дело. Технологическая безопасность и горноспасательное дело», «Профессиональная психология», «Управление персоналом». / Сост.: Р.Г. Чернышева. – **Стаханов:** ГОУ ВО ЛНР «ЛГУ им. В. ДАЛЯ», 2024. – 73 с.

Методические указания к практическим занятиям по дисциплине «Химия» служат руководством для проведения занятий, практическое выполнение которых позволит студентам закрепить знания, полученные на лекциях. Данные методические указания содержат краткие теоретические положения, методику решения задач и выполнения упражнений, вопросы для контроля знаний и задания для самостоятельной работы студентов.

Методические указания предназначены для студентов «Экономика и управление», «Информационные технологии и системы», «Электроснабжение», «Безопасность технологических процессов и производств», «Горное дело. Подземная разработка пластовых месторождений», «Горное дело. Электромеханическое оборудование, автоматизация процессов добычи полезных ископаемых и руд», «Горное дело. Технологическая безопасность и горноспасательное дело», «Профессиональная психология», «Управление персоналом»

Составитель: ст. преп. Чернышева Р.Г.

Ответственный за выпуск: доц. Сафонов В.И.

Рецензент: доц. Черникова С.А.

## СОДЕРЖАНИЕ

Практическое занятие 1. Основные понятия и законы химии.....	5
1.1. Основные понятия химии.....	5
1.1.1 Абсолютные и относительные атомные массы .....	5
1.1.2 Относительные молекулярные массы веществ.....	6
Вопросы для контроля .....	6
Задания для самостоятельной работы .....	6
1.1.3 Моль – единица количества вещества. Решение типовых задач.....	6
Вопросы для контроля .....	9
Упражнения и задачи для самостоятельной работы .....	9
1.2. Основные законы химии .....	10
1.2.1 Закон сохранения материи и энергии .....	10
1.2.2 Закон постоянства состава. Закон кратных отношений. ....	10
1.2.3 Определение процентного состава элементов в соединении .....	11
Вопросы для контроля .....	11
Упражнения и задачи для самостоятельной работы .....	11
1.2.4 Закон объемных отношений. Закон Авогадро. Решение задач на закон Авогадро.....	12
Вопросы для контроля .....	14
Упражнения и задачи для самостоятельной работы .....	14
1.2.5 Закон эквивалентов. Решение задач на закон эквивалентов. ....	15
Вопросы для контроля .....	18
Упражнения и задачи для самостоятельной работы .....	18
Практическое занятие 2. Расчетные задачи по уравнениям реакций.	
Электронные формулы элементов.....	19
2.1. Решение расчетных задач по уравнениям реакций.....	19
Вопросы для контроля .....	22
Упражнения и задачи для самостоятельной работы .....	22
2.2. Строение электронной оболочки атома.....	23
Вопросы для контроля.....	26
Практическое занятие 3. Химическая связь. Определение простейших и молекулярных формул.....	26
3.1 Виды химической связи .....	27
Вопросы для контроля .....	27
Упражнения для самостоятельной работы .....	27
3.2 Решение задач на определение простейших и молекулярных формул сложных веществ .....	28
Задачи для самостоятельной работы .....	30
Практическое занятие 4. Основы химической термодинамики.	
Термохимические расчеты. Химическая кинетика. Химическое равновесие. ..	30
4.1 Основные термодинамические величины.....	30
4.2 Термохимия. Задачи на термохимические расчеты.....	31
Вопросы для контроля .....	33
Задачи для самостоятельной работы .....	33
4.3 Химическая кинетика. Основные теоретические положения.....	34

Вопросы для контроля .....	36
Упражнения и задачи для самостоятельной работы.....	36
4.5. Химическое равновесие. Направление смещения равновесия .....	37
Вопросы для контроля .....	40
Упражнения и задачи для самостоятельной работы.....	40
Практическое занятие 5. Концентрация растворов. Электrolитическая диссоциация.....	41
5.1. Виды концентраций, определения и формулы.....	41
Вопросы для контроля .....	44
Упражнения и задачи для самостоятельной работы.....	44
5.2. Сущность теории электrolитической диссоциации .....	45
5.3 Составление молекулярно-ионных и ионных уравнений реакций обмена в растворах электrolитов .....	45
Вопросы для контроля .....	47
Упражнения и задачи для самостоятельной работы.....	48
Практическое занятие 6. Гидролиз солей .....	48
6.1. Гидролиз солей .....	49
6.2. Составление молекулярно-ионных уравнений гидролиза .....	49
Вопросы для контроля .....	52
Упражнения для самостоятельной работы .....	52
Практическое занятие 7. Окислительно-восстановительные реакции.....	53
7.1. Окислительно-восстановительные реакции.....	54
7.2. Правила составления окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.....	54
Вопросы для контроля .....	55
Упражнения для самостоятельной работы .....	55
Практическое занятие 8. Электродные потенциалы. Гальванические элементы. Электrolиз.....	57
8.1. Электродные потенциалы. Гальванические элементы.....	57
Вопросы для контроля .....	61
Упражнения и задачи для самостоятельной работы.....	61
8.2. Сущность электrolиза.....	62
8.3. Порядок разрядки ионов на электродах.....	62
Вопросы для контроля .....	65
Упражнения и задачи для самостоятельной работы.....	65
8.4. Законы Фарадея.....	66
Вопросы для контроля .....	67
Задачи для самостоятельной работы .....	68
Показатели, критерии и оценивание работы студента на практическом занятии по химии.....	68
Список рекомендованной литературы .....	70
Приложение .....	71

## Практическое занятие 1. Основные понятия и законы химии

*Цель:* закрепить теоретический материал; усвоить основные понятия химии; овладеть навыками решения задач, используя основные законы химии.

*План занятия:*

1. Основные понятия химии.
  - 1.1. Абсолютные и относительные атомные массы.
  - 1.2. Относительные молекулярные массы.
  - 1.3. Моль – количество вещества.
2. Основные законы химии.
  - 2.1. Закон сохранения массы веществ и энергии.
  - 2.2. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений.
  - 2.3. Определение процентного состава элементов в соединении.
  - 2.4. Закон объемных отношений. Закон Авогадро. Решение задач на закон Авогадро.
  - 2.5. Закон эквивалентов. Решение задач на закон эквивалентов.

### 1.1. Основные понятия химии

#### 1.1.1. Абсолютные и относительные атомные массы

Абсолютная атомная масса ( $m_a$ ) – это масса атома, выраженная в килограммах (кг). Массы атомов очень малы:

$$m_a(\text{H}) = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг};$$

$$m_a(\text{O}) = 26,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг};$$

$$m_a(\text{C}) = 19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг}.$$

Вместо абсолютных атомных масс обычно используют относительные атомные массы.

Относительная атомная масса ( $A_r$ ) – это число, которое показывает, во сколько раз масса данного атома больше 1/12 части массы атома углерода ( $^{12}\text{C}$ ).

$$1 \text{ а.е.м.} = m_a(\text{C}) / 12 = 19,93 \cdot 10^{-27} / 12 = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}.$$

$$1 \text{ а.е.м.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

$$1 \text{ кг} = 6,02 \cdot 10^{26} \text{ а.е.м.}$$

$$1 \text{ г} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ а.е.м.}$$

Относительную атомную массу элемента X можно вычислить по формуле

$$A_r(X) = \frac{m(X)}{1 \text{ а.е.м.}}$$

Например:

$$A_r(\text{C}) = \frac{m_a(\text{C})}{1 \text{ а.е.м.}} = \frac{19,93 \cdot 10^{-27}}{1,66 \cdot 10^{-27}} = 12 ;$$

$$A_r(\text{H}) = \frac{m_a(\text{H})}{1 \text{ а.е.м.}} = \frac{1,67 \cdot 10^{-27}}{1,66 \cdot 10^{-27}} = 1 ;$$

$$A_r(\text{O}) = \frac{m_a(\text{O})}{1 \text{ а.е.м.}} = \frac{26,67 \cdot 10^{-27}}{1,66 \cdot 10^{-27}} = 16 .$$

Значения относительных атомных масс всех химических элементов даны в периодической системе химических элементов.

Абсолютная атомная масса элемента вычисляется по формуле:

$$m_a(X) = A_r(X) \cdot 1 \text{ а.е.м.}$$

**Задача 1.** Чему равна абсолютная масса атома серы S, если относительная атомная масса серы равна 32?

*Решение.*

Абсолютную массу атома серы определим из формулы:

$$m_a(X) = A_r(X) \cdot 1 \text{ а.е.м.};$$

$$m_a(S) = 32 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 53,12 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

*Ответ:*  $m_a(S) = 53,12 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$

### 1.1.2. Относительные молекулярные массы веществ

Относительная молекулярная масса ( $M_r$ ) вещества – это число, которое показывает, во сколько раз масса молекулы этого вещества больше атомной единицы массы.

Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс, из которых состоит молекула вещества, с учетом числа атомов каждого элемента, например:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18;$$

$$M_r[\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3] = 2 \cdot A_r(\text{Fe}) + 3 \cdot A_r(\text{S}) + 12 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 = 400.$$

### Вопросы для контроля

1. Что такое абсолютная атомная масса?
2. Что такое относительная атомная масса?
3. Что называется атомной единицей массы?
4. Чему равна атомная единица массы?
5. Сколько атомных единиц массы в 1 грамме?
6. По какой формуле можно вычислить относительную атомную массу элемента?
7. Что такое относительная молекулярная масса?
8. Чему равна относительная молекулярная масса?

### Задания для самостоятельной работы

1. Чему равна абсолютная масса атома: а) брома, б) кальция, в) меди, г) свинца, д) магния?
2. Чему равны относительные молекулярные массы следующих веществ:
  - а)  $[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$ ;
  - б)  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ;
  - в)  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ;
  - г)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ;
  - д)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ?

### 1.1.3. Моль – единица количества вещества. Решение типовых задач

Количество вещества ( $n$ ) – это физико-химическая величина, которая пока-

зывает число структурных единиц (молекул, атомов, ионов и др.), образующих это вещество. Единицей количества вещества является моль.

*Моль – это количество вещества, которое содержит столько структурных единиц, сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода-12 ( $^{12}\text{C}$ ).*

Масса ( $m_a$ ) одного атома углерода равна  $19,93 \cdot 10^{-27}$  кг. Число атомов в 12 г (0,012 кг/моль) углерода равно:

$$\frac{0,012}{19,93 \cdot 10^{-27}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1};$$

$$\left( \text{ед.изм.} : \frac{\frac{\text{кг}}{\text{моль}}}{\text{кг}} = \frac{\text{кг}}{\text{моль} \cdot \text{кг}} = \frac{1}{\text{моль}} = \text{моль}^{-1} \right)$$

Это число называется постоянной Авогадро и обозначаем символом  $N_A$ .

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Один моль любого вещества содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул или атомов. Например:

1 моль воды  $\text{H}_2\text{O}$  содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул  $\text{H}_2\text{O}$ ;

1 моль алюминия  $\text{Al}$  содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомов  $\text{Al}$ ;

1 моль серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;

1 моль хлора  $\text{Cl}_2$  содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул  $\text{Cl}_2$ .

Содержание атомов или молекул в определенном количестве вещества определяется по формуле:

$$N = N_A \cdot n.$$

Масса одного моля вещества называется молярной массой, обозначается символом  $M$  и выражается в кг/моль или в г/моль.

Молярная масса равна отношению массы вещества ( $m$ ) к его количеству ( $n$ ):

$$M = \frac{m}{n}.$$

*Числовое значение молярной массы вещества в г/моль равно относительной молекулярной массе  $M_r$ , если вещество состоит из молекул, или относительной атомной массе  $A_r$ , если вещество состоит из атомов.* Например:

натрий  $\text{Na}$   $A_r = 23$ ;  $M = 23$  г/моль;

кислород  $\text{O}_2$   $M_r = 32$ ;  $M = 32$  г/моль;

хлорид натрия  $\text{NaCl}$   $M_r = 58,5$ ;  $M = 58,5$  г/моль;

серная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $M_r = 98$ ;  $M = 98$  г/моль.

Таким образом, в 23 г натрия содержится  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомов натрия, в 98 г серной кислоты содержится  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и т. д.

Исходя из молярной массы и числа Авогадро, можно рассчитать абсолютные массы атомов и молекул по следующей формуле:

$$m_a = \frac{M}{N_A}$$

Например, абсолютная масса атома натрия равна:

$$m_a = \frac{M(\text{Na})}{N_A} = \frac{23}{6,02 \cdot 10^{23}} = 3,82 \cdot 10^{-26} \text{ кг}.$$

### Решение типовых задач

**Задача 1.** Сколько атомов содержится в двух молях серы?

*Решение.*

Содержание атомов или молекул в определенном количестве вещества определяется по формуле:

$$N = N_A \cdot n.$$

$$N(S) = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 2 = 12,04 \cdot 10^{23}.$$

*Ответ:* В двух молях серы содержится  $12,04 \cdot 10^{23}$  атомов серы.

**Задача 2.** В каком количестве вещества содержится  $1,204 \cdot 10^{23}$  молекул воды?

*Решение.*

Количество вещества, в котором содержится определенное количество атомов или молекул, определяем из формулы:

$$N = N_A \cdot n \Rightarrow n = \frac{N}{N_A}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1,204 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,2 \text{ моль}.$$

*Ответ:*  $1,204 \cdot 10^{23}$  молекул  $\text{H}_2\text{O}$  содержится в 0,2 моль  $\text{H}_2\text{O}$ .

**Задача 3.** Определить массу 0,25 моль серной кислоты.

*Решение.*

Молярная масса равна отношению массы вещества ( $m$ ) к его количеству ( $n$ ):

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = M \cdot n.$$

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98.$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}.$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \cdot 0,25 = 24,5 \text{ г}.$$

*Ответ:* Масса 0,25 моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$  равна 24,5 г.

**Задача 4.** Сколько молей составляют и сколько молекул содержат 11 г углекислого газа  $\text{CO}_2$ ?

*Решение.*

Молярная масса равна отношению массы вещества ( $m$ ) к его количеству ( $n$ ):

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$M_r(\text{CO}_2) = 44;$$

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$$

$$n = \frac{m}{M(\text{CO}_2)} = \frac{11}{44} = 0,25 \text{ моль}.$$

Содержание атомов или молекул в определенном количестве вещества определяется по формуле:

$$N = N_A \cdot n;$$

$$N(\text{CO}_2) = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 0,25 = 1,5 \cdot 10^{23}.$$



Ответ: 11 г  $\text{CO}_2$  составляют 0,25 моль и содержат  $1,5 \cdot 10^{23}$  молекул.

**Задача 5.** Определите абсолютную массу ( $m_a$ ) одной молекулы воды.

Решение.

Абсолютную массу молекулы воды можно вычислить по формуле:

$$m_M = \frac{M}{N_A};$$

$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$ ;  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$  г/моль.

$$m_M = \frac{18}{6,02 \cdot 10^{23}} \approx 3 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

Ответ: Абсолютная масса молекулы воды равна  $3 \cdot 10^{-23}$  г =  $3 \cdot 10^{-26}$  кг.

### Вопросы для контроля

1. Что такое количество вещества?
2. Что является единицей количества вещества?
3. Что такое моль?
4. Сколько структурных единиц содержит 1 моль любого вещества?
5. Чему равно число Авогадро?
6. Какая формула показывает связь между числом молекул и количеством вещества?
7. Что называется молярной массой?
8. Чему равна молярная масса?
9. Чему равно числовое значение молярной массы вещества в г/моль?

### Упражнения и задачи для самостоятельной работы

1. Сколько молекул содержится:

- а) в 3,0 моль  $\text{O}_2$ ;
- б) в 5,0 моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;
- в) в 3,5 моль  $\text{F}_2$ ;
- г) в 7 моль  $\text{H}_2\text{O}$ ;
- д) в 1,5 моль  $\text{CO}_2$ ?

2. В каком количестве вещества содержатся:

- а)  $12,04 \cdot 10^{23}$  молекул  $\text{H}_2\text{O}$ ;
- б)  $6,02 \cdot 10^{22}$  молекул  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;
- в)  $1,8 \cdot 10^{23}$  атомов С;
- г)  $3,01 \cdot 10^{25}$  молекул  $\text{CO}_2$ ;
- д)  $120,4 \cdot 10^{23}$  атомов S?

3. Определить массу:

- а) 0,1 моль  $\text{H}_2$ ;
- б) 20 моль Al;
- в) 5 моль  $\text{CO}_2$ ;
- г) 0,25 моль  $\text{N}_2$ ;
- д) 0,01 моль  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

4. Сколько молей составляют и сколько молекул (атомов) содержат:

- а) 128 г  $\text{SO}_2$ ;
- б) 8 г  $\text{NaOH}$ ;
- в) 49 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;
- г) 50 г  $\text{CaCO}_3$ ;
- д) 280 г  $\text{Fe}$ ?

5. Определить абсолютную массу:

- а) молекулы  $\text{O}_2$ ;
- б) молекулы  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ;
- в) молекулы  $\text{NH}_3$ ;
- г) атома  $\text{Al}$ ;
- д) атома  $\text{Mg}$ .

## 1.2. Основные законы химии

### 1.2.1. Закон сохранения материи и энергии

Закон сохранения массы веществ, впервые сформулирован М. В. Ломоносовым в 1748 г.:

*Общая масса веществ, которые вступили в реакцию, равняется общей массе веществ, которые образовались в результате реакции.*

Экспериментально этот закон М.В. Ломоносов доказал в 1756 году (опыты с прокаливанием металлов в запаянных ретортах).

Этот же закон был установлен независимо от М.В. Ломоносова французским ученым Лавуазье в 1789 г., но Лавуазье доказал, что сохраняется не только общая масса веществ, но и масса каждого вещества, вступающего в реакцию. Следовательно, при химических реакциях элементы не превращаются друг в друга.

**Закон сохранения энергии**, впервые предложен М.В. Ломоносовым:

*Энергия не возникает из ничего и не исчезает бесследно, а отдельные виды ее могут взаимно превращаться друг в друга в эквивалентных количествах (1760 г.).*

### 1.2.2. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений

Изучая количественный состав веществ, французский ученый Ж.Л. Пруст (1799-1805) открыл закон постоянства состава:

*Каждое чистое вещество имеет постоянный качественный и количественный состав независимо от способов получения.*

Например, получить диоксид углерода можно несколькими способами: окислением (горением) простых и сложных веществ, разложением карбонатов при высокой температуре или взаимодействием карбонатов с кислотами и др. Молекулы диоксида углерода, полученного разными способами, имеют одинаковый качественный и количественный состав: 1 атом углерода соединен с 2 атомами кислорода или в весовом соотношении на 27% углерода приходится 73% кислорода.

Английский ученый Д. Дальтон, изучая соединения постоянного состава, открыл закон кратных отношений:

Если два элемента образуют несколько соединений, то на одно и то же массовое количество одного из них приходятся такие же массовые количества другого, которые относятся между собой в простых кратных отношениях.

### 1.2.3. Определение процентного состава элементов в соединении

Каждое вещество имеет свою химическую формулу. Химическая формула – это обозначение качественного и количественного состава вещества при помощи символов химических элементов. Химические формулы, которые показывают качественный и количественный состав вещества, называются молекулярными формулами. Например,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$  и др.

По формуле вещества можно рассчитать массовую долю каждого химического элемента, который входит в состав вещества.

Массовая доля элемента в данном веществе – это отношение относительной атомной массы данного элемента, умноженной на количество его атомов в молекуле, к относительной молекулярной массе вещества:

$$\omega(X) = \frac{A_r(X) \cdot n}{M_r},$$

где  $\omega(X)$  – массовая доля элемента X;

$A_r(X)$  – относительная атомная масса элемента X;

$n$  – число атомов элемента X в молекуле вещества;

$M_r$  – относительная молекулярная масса вещества.

Массовые доли обычно выражают в процентах:

$$\omega(X) = \frac{A_r(X) \cdot n}{M_r} 100\%.$$

Например, рассчитаем массовые доли водорода и кислорода в  $\text{H}_2\text{O}$ :

$$\omega(\text{H}) = \frac{A_r(\text{H}) \cdot 2}{M_r(\text{H}_2\text{O})} 100\% = \frac{1 \cdot 2}{18} 100\% = 11,1\% ;$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{A_r(\text{O}) \cdot 1}{M_r(\text{H}_2\text{O})} 100\% = \frac{16 \cdot 1}{18} 100\% = 88,9\%$$

### Вопросы для контроля

1. Как формулируется закон сохранения массы веществ?
2. Как формулируется закон сохранения энергии?
3. Как формулируется закон постоянства состава?
4. Как формулируются закон кратных отношений?
5. Что такое химическая формула?
6. Что показывают индексы в химических формулах?
7. Что называется молекулярными формулами?
8. Что такое массовая доля элемента в данном веществе?
9. По какой формуле можно рассчитать массовую долю элемента?

### Упражнения и задачи для самостоятельной работы

1. Описать качественный и количественный состав следующих веществ:  
а)  $\text{NaOH}$ , б)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , в)  $\text{HNO}_3$ , г)  $\text{CaCl}_2$ , д)  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , е)  $\text{CaSO}_4$ , ж)  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ .

2. Чему равны массовые доли элементов, %, в следующих веществах:

а) MgO, б) N<sub>2</sub>O, в) NO, г) N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, д) NaOH, е) C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>, ж) Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>?

### 1.2.4. Закон объемных отношений. Закон Авогадро. Решение задач на закон Авогадро

Первые количественные исследования реакций между газами провел французский ученый Гей-Люссак. Измеряя объемы газов, которые вступают в реакцию и образуются в результате реакции, Гей-Люссак открыл закон объемных отношений:

*Объемы газов, которые вступают в реакцию, относятся друг к другу и к объемам газообразных продуктов, которые образовались, как небольшие целые числа.*

Например,  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$

При взаимодействии 2 объемов водорода и 1 объема кислорода образуются 2 объема водяного пара т.е. соотношение объемов газов: 2 : 1 : 2.

Итальянский физик Авогадро продолжил исследования реакций между газами, объяснил простые отношения между объемами газов, которые наблюдаются во время химических реакций. В результате исследований в 1811 г был сформулирован закон Авогадро:

*В равных объемах различных газов при одинаковых физических условиях (температуре T, и давлении P) содержится одинаковое число молекул N).*

Если  $V_1 = V_2$ ,  $T_1 = T_2$ ,  $P_1 = P_2$ , то  $N_1 = N_2$ ,

где  $V_1$ ,  $T_1$ ,  $P_1$ ,  $N_1$  – объем, температура, давление и число молекул одного газа;

$V_2$ ,  $T_2$ ,  $P_2$ ,  $N_2$  – объем, температура, давление и число молекул другого газа.

Первое следствие из закона Авогадро.

Одинаковое число молекул различных газов при одинаковых физических условиях занимают одинаковый объем.

Если  $N_1 = N_2$ ,  $T_1 = T_2$ ,  $P_1 = P_2$ , то  $V_1 = V_2$ .

Если число молекул равно числу Авогадро  $6, 02 \cdot 10^{23}$  (1 моль газа), то при нормальных условиях (н.у.) они занимают объем 22,4 л. Нормальные условия:  $t = 0^\circ\text{C}$ , или  $273^\circ\text{K}$ ,  $P = 760$  мм рт. ст. (1 атм.), или  $1,01 \cdot 10^5$  Па.

Объем одного моля газа называется молярным объемом ( $V_M$ ) и равен отношению объема газа к количеству вещества:

$$V_M = \frac{V}{n}.$$

Молярный объем любого газа при н.у. равен 22,4 л:  $V_M = 22,4$  л/моль.

Второе следствие из закона Авогадро.

Плотность  $\rho$  любого газа можно рассчитать по формуле:

$$\rho = \frac{M}{V_M}.$$

Относительная плотность газа 1 по газу 2  $D_2(1)$  показывает отношение плотности одного газа  $\rho(1)$  к плотности другого газа  $\rho(2)$ :

$$D_2(1) = \frac{\rho(1)}{\rho(2)} \Rightarrow D_2(1) = \frac{M(1) \cdot V_M}{M(2) \cdot V_M} = \frac{M(1)}{M(2)}.$$

Относительная плотность одного газа по другому равна отношению их

молярных ( $M$ ) или относительных молекулярных ( $M_r$ ) масс:

$$D_2(1) = \frac{M(1)}{M(2)} \text{ или } D_2(1) = \frac{M_r(1)}{M_r(2)}$$

Часто плотности различных газов определяют по отношению к водороду, как самому легкому из всех газов, или по отношению к воздуху.

Относительная плотность любого газа ( $X$ ) по водороду:

$$D_{H_2}(X) = \frac{M_r(X)}{M_r(H_2)} = \frac{M_r(X)}{2}.$$

Воздух – это смесь газов, состоящая из 78 об.%  $N_2$ , 21 об.%  $O_2$  и 1 об.% других газов. Средняя относительная молекулярная масса воздуха равна 29. Поэтому относительная плотность любого газа ( $X$ ) по воздуху:

$$D_{\text{возд.}}(X) = \frac{M_r(X)}{M_r(\text{возд.})} = \frac{M_r(X)}{29}.$$

### Решение типовых задач

**Задача 1.** Какой объем занимают 0,2 моль любого газа при н.у.?

*Решение.*

$$V_M = \frac{V}{n} \Rightarrow V = V_M \cdot n = 22,4 \cdot 0,2 = 4,48 \text{ л.}$$

*Ответ:* 0,2 моль любого газа занимают объем 4,48 л при н.у.

**Задача 2.** Какой объем при н.у. занимают 11 г углекислого газа, для которого  $M(CO_2) = 44$  г/моль?

*Решение.*

$$V = V_M \cdot n = V_M \frac{m}{M} = 22,4 \frac{11}{44} = 5,6 \text{ л.}$$

*Ответ:* 11 г  $CO_2$  занимают объем 5,6 л (н.у.)

**Задача 3.** Рассчитать относительную плотность хлорида водорода по азоту, по водороду и по воздуху.

*Решение.*

$$D_{N_2}(HCl) = \frac{M_r(HCl)}{M_r(N_2)} = \frac{36,5}{28} = 1,30;$$

$$D_{H_2}(HCl) = \frac{M_r(HCl)}{2} = \frac{36,5}{2} = 18,25;$$

$$D_{\text{возд.}}(HCl) = \frac{M_r(HCl)}{29} = \frac{36,5}{29} = 1,26.$$

*Ответ:*  $D_{N_2}(HCl) = 1,30$ ;  $D_{H_2}(HCl) = 18,25$ ;  $D_{\text{возд.}}(HCl) = 1,26$ .

**Задача 4.** Определить молярную массу газа, если его плотность по воздуху равна 2,5.

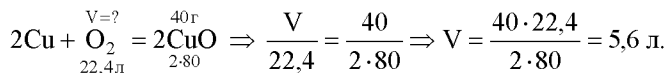
*Решение.*

$$D_{\text{возд.}} = \frac{M}{29} \Rightarrow M = D_{\text{ВОЗД}} \cdot 29 = 2,5 \cdot 29 = 72,5 \text{ г/моль.}$$

$$\text{Ответ: } M_{\text{ГАЗА}} = 72,5 \text{ г/моль.}$$

**Задача 5.** Определить объем кислорода, необходимый для получения 40 г оксида меди (II) окислением меди:  $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$ .

*Решение.*



$$\text{Ответ: } V(\text{O}_2) = 5,6 \text{ л.}$$

### Вопросы для контроля

1. Как формулируется закон кратных отношений, закон Авогадро?
2. Как формулируется закон Авогадро?
3. Как формулируется первое следствие из закона Авогадро?
4. Как формулируется второе следствие из закона Авогадро?
5. Что такое «нормальные условия»?
6. Что называется молярным объемом?
7. Чему равен молярный объем газа при н.у.?
8. Чему равна относительная плотность газов?
9. Чему равна относительная плотность газа по водороду?
10. Чему равна относительная плотность газа по воздуху?

### Упражнения и задачи для самостоятельной работы

1. Какой объем при н.у. занимают следующие количества газов:

- а) 5,0 моль,
- б) 0,1 моль,
- в) 1,5 моль,
- г) 0,7 моль,
- д) 0,001 моль?

2. Какой объем при н.у. занимают:

- а) 64 г кислорода  $\text{O}_2$ ,
- б) 19 г фтора  $\text{F}_2$ ,
- в) 7,1 г хлора  $\text{Cl}_2$ ,
- г) 4 г оксида азота (IV)  $\text{NO}_2$ ,
- д) 5,6 г оксида углерода (II)?

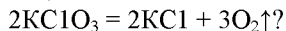
3. Рассчитать относительную плотность:

- а) метана  $\text{CH}_4$  по водороду  $\text{H}_2$ ,
- б) фтора  $\text{F}_2$  по воздуху,
- в) углекислого газа  $\text{CO}_2$  по кислороду  $\text{O}_2$ ,
- г) кислорода  $\text{O}_2$  по метану  $\text{CH}_4$ ,
- д) хлора  $\text{Cl}_2$  по аммиаку  $\text{NH}_3$ ,

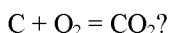
4. Определить молярную массу газа, если его плотность равна:

- а) по кислороду  $O_2$  – 1,25,
- б) по азоту  $N_2$  – 1,57,
- в) по водороду  $H_2$  – 23,
- г) по оксиду углерода(IV)  $CO_2$  – 0,9.
- д) по аммиаку  $NH_3$  – 2,59,

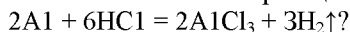
5. Сколько литров кислорода образуется из 200 г бертолетовой соли  $KClO_3$  по реакции:



6. Какой объем кислорода необходим для сгорания 18 г углерода по реакции:



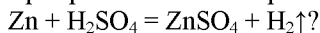
7. Сколько литров водорода выделится при взаимодействии 10,8 г алюминия с соляной кислотой по реакции:



8. Сколько граммов  $HgO$  нужно для получения 11,2 л кислорода по реакции:



9. Какой объем водорода можно получить при действии 0,2 моль цинка на раствор серной кислоты по реакции:



### 1.2.5. Закон эквивалентов. Решение задач на закон эквивалентов

Элементы, входящие в состав химических соединений, находятся между собой в определенных и постоянных весовых отношениях (закон постоянства состава). Эти отношения соответствуют их эквивалентам.

*Эквивалентом называется весовое количество элемента, способное соединиться с 1 моль атомов водорода или же замещать это количество водорода в их соединениях.*

Эквивалент химического элемента можно вычислить делением его атомного веса на валентность:  $\mathcal{E} = A / V$

По этой формуле определяется теоретическое значение эквивалента элемента. Например,  $\mathcal{E}(Al) = 27 / 3 = 9$ ;  $\mathcal{E}(Zn) = 65,4 / 2 = 32,7$ .

Масса одного эквивалента элемента (г/моль) называется его эквивалентной массой.

Эквивалент одного и того же элемента может иметь различные значения. Это объясняется тем, что многие элементы образуют по несколько соединений друг с другом. Например,  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $N_2O_3$ ,  $NO_2$ ,  $N_2O_5$ .

Понятие об эквивалентах распространяется и на сложные вещества.

*Эквивалентом сложного вещества называется такое его количество, которое взаимодействует без остатка с 1 эквивалентом водорода или с 1 эквивалентом любого другого вещества.*

Для вычисления эквивалентных масс сложных веществ существуют формулы:

$$\mathcal{E}_{\text{ОКСИДА}} = \frac{M_{\text{ОКСИДА}}}{\text{Число атомов элемента} \cdot \text{валентность элемента}};$$

$$\mathcal{E}_{\text{КИСЛОТЫ}} = \frac{M_{\text{КИСЛОТЫ}}}{\text{Основность кислоты}};$$

$$\mathcal{E}_{\text{ОСНОВАНИЯ}} = \frac{M_{\text{ОСНОВАНИЯ}}}{\text{Кислотность основания}};$$

$$\mathcal{E}_{\text{СОЛИ}} = \frac{M_{\text{СОЛИ}}}{\text{Число атомов металла} \cdot \text{валентность металла}}.$$

С введением в химию понятия эквивалент в 1803 году был сформулирован закон эквивалентов:

*Химические элементы взаимодействуют друг с другом в количествах, пропорциональных их эквивалентам.*

Для решения задач удобнее пользоваться другой формулировкой:

*Массы (объемы), реагирующих друг с другом веществ, пропорциональны их эквивалентным массам (эквивалентным объемам).*

Этот закон может быть выражен соотношением:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2}, \text{ где } \mathcal{E}_1 \text{ и } \mathcal{E}_2 \text{ – эквиваленты веществ; } m_1, m_2 \text{ – массы реагирующих}$$

веществ.

Если в результате реакции выделяется газообразное вещество, то формула приобретает вид:

$$\frac{m}{V} = \frac{\mathcal{E}}{V_{\mathcal{E}}}, \text{ где } V \text{ – объем выделившегося газа; } V_{\mathcal{E}} \text{ – эквивалентный объем}$$

этого газа.

Эквивалентный объем любого газа можно вычислить по формуле:

$$V_{\mathcal{E}} = \frac{V_M \cdot \mathcal{E}}{M}, \text{ где } V_M \text{ – молярный объем газа, } \mathcal{E} \text{ – эквивалентная масса газа,}$$

$M$  – молярная масса газа.

Так как молярная масса эквивалента водорода равна 1 г/моль, то объем молярной массы эквивалента (эквивалентный объем) водорода (у.н.):

$$V_{\mathcal{E}}(\text{H}_2) = \frac{22,4 \cdot 1}{2} = 11,2 \text{ л/моль – эквивалентный объем водорода.}$$

Объем молярной массы эквивалента кислорода:

$$V_{\mathcal{E}}(\text{O}_2) = \frac{22,4 \cdot 8}{32} = 5,6 \text{ л/моль – эквивалентный объем кислорода.}$$

### Решение типовых задач

**Задача 1.** Вычислить эквивалентную массу азота (азота) в соединениях:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ .

*Решение*

$$\mathcal{E} = \frac{A}{B}.$$



В соединении  $\text{NH}_3$  валентность азота по водороду равна трем, поэтому

$$\mathcal{E}(\text{N}_2) = \frac{14}{3} = 4,7 \text{ г/моль.}$$

В соединениях  $\text{N}_2\text{O}$  и  $\text{N}_2\text{O}_5$  валентность азота определяем по кислороду. Так как валентность кислорода равна 2, то в  $\text{N}_2\text{O}$  валентность азота равна 1, а в  $\text{N}_2\text{O}_5$  – 5.

$$\mathcal{E}(\text{N}_2) = \frac{14}{1} = 14 \text{ г/моль; } \mathcal{E}(\text{N}_2) = \frac{14}{5} = 2,8 \text{ г/моль.}$$

**Задача 2.** Вычислить эквивалентную массу оксида алюминия  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

*Решение.*

$$\mathcal{E}_{\text{оксида}} = \frac{M_{\text{оксида}}}{\text{Число атомов элемента} \cdot \text{валентность элемента}} = \frac{27 \cdot 2 + 16 \cdot 3}{2 \cdot 3} = 17 \text{ г/моль.}$$

**Задача 3.** Вычислить эквивалентную массу сульфитной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .

*Решение.*

$$\mathcal{E}_{\text{кислоты}} = \frac{M_{\text{кислоты}}}{\text{Основность кислоты}} = \frac{1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 3}{2} = 41 \text{ г/моль.}$$

**Задача 4.** Вычислить эквивалентную массу гидроксида железа (III)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

*Решение*

$$\mathcal{E}_{\text{основания}} = \frac{M_{\text{основания}}}{\text{Кислотность основания}} = \frac{56 + (1 + 16) \cdot 3}{3} = 35,7 \text{ г/моль.}$$

**Задача 5.** Вычислить эквивалентную массу сульфата хрома (III)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ .

*Решение.*

$$\mathcal{E}_{\text{соли}} = \frac{M_{\text{соли}}}{\text{Число атомов металла} \cdot \text{валентность металла}} = \frac{52 \cdot 2 + (32 + 16 \cdot 4) \cdot 3}{2 \cdot 3} = 65,3 \text{ г/моль.}$$

**Задача 6.** При сгорании 5 г алюминия образовалось 9,44г оксида алюминия. Определить эквивалент алюминия.

*Решение.*

Согласно закону эквивалентов массы реагирующих веществ ( $m$ ) пропорциональны их эквивалентам ( $\mathcal{E}$ ):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2}.$$

$$\text{В нашем случае: } \frac{m(\text{Al})}{m(\text{O}_2)} = \frac{\mathcal{E}(\text{Al})}{\mathcal{E}(\text{O}_2)}.$$

Эквивалент кислорода равен 8. Найдем массу кислорода, которая пошла на сгорание 5г алюминия:  $m(\text{O}) = 9,44 - 5 = 4,44\text{г}$

$$\mathcal{E}(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al}) \cdot \mathcal{E}(\text{O}_2)}{m(\text{O}_2)} = \frac{5 \cdot 8}{4,44} = 9.$$

*Ответ:* Эквивалент алюминия равен 9.

**Задача 7.** На восстановление двухвалентного металла из его оксида израсходовано 5,6 л водорода. При этом образовалось 14 г металла. Определить эквивалент металла. Какой это металл?

*Решение.*

Согласно закону эквивалентов массы реагирующих веществ ( $m$ ) пропорциональны их эквивалентам ( $\mathcal{E}$ ):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2}.$$

Так как в реакции принимает участие газообразное вещество, то для решения задачи применяем формулу:

$$\frac{m}{V} = \frac{\mathcal{E}}{V_{\mathcal{E}}}.$$

В нашем случае:

$$\frac{m(\text{Me})}{V(\text{H}_2)} = \frac{\mathcal{E}(\text{Me})}{V_{\mathcal{E}}(\text{H}_2)} \Rightarrow \mathcal{E}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot V_{\mathcal{E}}(\text{H}_2)}{V(\text{H}_2)} = \frac{14 \cdot 11,2}{5,6} = 28.$$

Так как металл двухвалентный, то его атомная масса равна:

$A = \mathcal{E} \cdot \nu = 28 \cdot 2 = 56$  – это атомная масса железа.

*Ответ:* Эквивалент металла равен 28, металл – железо.

**Задача 8.** Элемент образует оксид, содержащий 31,58% кислорода. Вычислить эквивалент элемента.

*Решение.*

Определяем содержание элемента в оксиде:  $100 - 31,58 = 68,42\%$

Согласно закону эквивалентов:

$$\frac{m(\text{X})}{m(\text{O}_2)} = \frac{\mathcal{E}(\text{X})}{\mathcal{E}(\text{O}_2)} \Rightarrow \mathcal{E}(\text{X}) = \frac{m(\text{X}) \cdot \mathcal{E}(\text{O}_2)}{m(\text{O}_2)} = \frac{68,42 \cdot 8}{31,58} = 17,33$$

*Ответ:* Эквивалент элемента равен 17,33.

### Вопросы для контроля

1. Что называется эквивалентом элемента?
2. В каких единицах измеряется эквивалентная масса?
3. По какой формуле определяется эквивалент любого элемента?
4. По какой формуле определяется эквивалент оксида?
5. По какой формуле определяется эквивалент кислоты?
6. По какой формуле определяется эквивалент основания?
7. По какой формуле определяется эквивалент соли?
8. Как читается закон эквивалентов?
9. Что называется эквивалентным объемом?
10. По какой формуле определяется эквивалентный объем газа?

### Упражнения и задачи для самостоятельной работы

1. Определить эквиваленты элементов: Cr, As, Mn, B, P, Cl, N.
2. Определить эквиваленты элементов в соединениях:  
а) NO, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, NO<sub>2</sub>; б) H<sub>2</sub>S, SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>; в) P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, PH<sub>3</sub>; г) Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, NH<sub>3</sub>, SO<sub>3</sub>.

3. Определить эквиваленты сложных соединений:

- а)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ; б)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ; в)  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ;  
г)  $\text{BaO}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .

4. Окислением 1,40г кадмия получили 1,60г оксида. Вычислить эквивалент кадмия.

5. Вычислить эквивалент серы в соединении, имеющем состав 5,9% водорода и 94,1% серы.

6. Некоторое количество металла, эквивалент которого 28, вытесняет из кислоты 700мл водорода (у.н.). Определить массу металла.

7. Оксид марганца содержит 22,56% кислорода, а другой оксид марганца – 50,50% кислорода. Чему равны эквивалентные массы марганца в оксидах?

8. Сколько литров кислорода расходуется при сгорании 21 г магния, эквивалент которого 12?

9. Одно и то же количество металла соединяется с 0,2 г кислорода и с 3,173 г одного из галогенов. Определить эквивалент галогена.

10. На нейтрализацию 1 г основания израсходовано 2,14 г хлоридной кислоты. Вычислить эквивалент основания.

## **Практическое занятие 2.**

### **Расчетные задачи по уравнениям реакций. Электронные формулы элементов.**

*Цель:* овладеть навыками решения расчетных задач, закрепить теоретический материал по теории строения атомов, научиться распределять электроны в атомах по энергетическим уровням и подуровням в виде электронных формул.

*План занятия:*

1. Решение расчетных задач по уравнениям реакций.
2. Строение электронной оболочки атома. Квантовые числа. Электронные формулы элементов.

#### **2.1. Решение расчетных задач по уравнениям реакций**

Согласно закону сохранения материи масса реагирующих веществ в результате реакции не изменяется. Равенство масс исходных веществ и продуктов реакции объясняется тем, что при протекании химической реакции происходит только перегруппировка атомов, а число атомов и масса каждого атома остаются постоянными.

Любая химическая реакция выражается химическим уравнением. Химическое уравнение составляется на основе закона сохранения массы веществ. Количество атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения должно быть одинаковым. Для этого перед формулами веществ выставляют коэффициенты. Коэффициенты перед формулами веществ показывают число молекул или молей каждого вещества, которое участвует в реакции.

Каждое химическое уравнение реакции показывает, в каких количественных соотношениях реагируют исходные вещества и образуются продукты реакции. В уравнении химической реакции каждая формула изображает один моль

соответствующего вещества. Поэтому, зная молярные массы участвующих в реакции веществ, можно по уравнению реакции найти соотношение между массой веществ, вступающих в реакцию и образующихся в результате ее протекания. Если известна масса одного из реагирующих веществ, можно, составив пропорцию, найти массу любого из веществ, входящих в уравнение.

Если в химической реакции участвуют газообразные вещества, то на основании закона Авогадро количества реагирующих веществ наряду с весовыми единицами можно выражать и в объемных единицах. При этом необходимо учитывать следующее: если в задачах весовые количества реагирующих веществ даны в граммах, то объемы газов надо выражать в литрах; если же вес дан в килограммах, то объем выражается в кубических метрах.

### Решение типовых задач

**Задача 1.** Найти массу серной кислоты, необходимую для полной нейтрализации 20 г гидроксида натрия.

*Решение.*

Составляем уравнение протекающей реакции и расставляем коэффициенты:  

$$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$

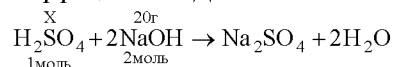
Молекулярные массы  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{NaOH}$  соответственно равны 98 и 40, следовательно, их молярные массы составляют 98 г/моль и 40 г/моль. Согласно уравнению реакции, 1 моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$  реагирует с 2 молями  $\text{NaOH}$ , т.е.

98 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$  нейтрализуют 80 г  $\text{NaOH}$

X г  $\text{H}_2\text{SO}_4$  нейтрализуют 20 г  $\text{NaOH}$

$$\text{Тогда } \frac{98}{X} = \frac{80}{20} \Rightarrow X = \frac{98 \cdot 20}{80} = 24,5 \text{ г.}$$

Эту задачу можно решить более коротким способом. В уравнении реакции над формулой вещества, массу или объем которого надо найти, ставим «х», а над формулой вещества, масса или объем которого даны, указываем значение. Под формулами этих веществ указываем молярные массы или молярный объем с учетом коэффициентов. Далее составляем пропорцию и находим «х».



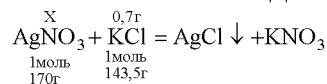
$$\frac{X}{98} = \frac{20}{2 \cdot 40} \Rightarrow X = \frac{98 \cdot 20}{2 \cdot 40} = 24,5 \text{ г.}$$

*Ответ:*  $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 24,5 \text{ г}$

**Задача 2.** Сколько граммов нитрата серебра вступило в реакцию с хлоридом калия, если при этом получено 0,7 г хлорида серебра?

*Решение.*

Составляем уравнение протекающей реакции. В уравнении реакции над формулой  $\text{AgNO}_3$ , массу которого надо найти, ставим «х», а над формулой  $\text{KCl}$ , масса которого дана, указываем значение 0,7 г. Под формулами этих веществ указываем молярные массы. Далее составляем пропорцию и находим «х».



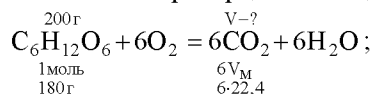
$$\frac{X}{170} = \frac{0,7}{143,5} \Rightarrow X = \frac{170 \cdot 0,7}{143,5} = 0,8 \text{ г.}$$

Ответ:  $m(\text{AgNO}_3) = 0,8 \text{ г.}$

**Задача 3.** Какой объем углекислого газа ( $\text{CO}_2$ ) выделится при сгорании 200 г глюкозы ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ )?

*Решение.*

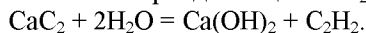
Составляем уравнение протекающей реакции. В уравнении реакции над формулой  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , масса которой дана, указываем значение 200 г, а над формулой  $\text{CO}_2$  – объем, который надо найти, ставим «V». Под формулами этих веществ указываем молярную массу глюкозы и молярный объем углекислого газа. Далее составляем пропорцию и находим «V».



$$\frac{200}{180} = \frac{V}{6 \cdot 22,4} \Rightarrow V = \frac{200 \cdot 6 \cdot 22,4}{180} = 149,3 \text{ л.}$$

Ответ:  $V(\text{CO}_2) = 149,3 \text{ л.}$

**Задача 4.** Карбид кальция  $\text{CaC}_2$  взаимодействует с водой по уравнению



При обработке 90 г образца карбида кальция водой получено 30 л  $\text{C}_2\text{H}_2$ . Определить процентное содержание  $\text{CaC}_2$  в образце.

*Решение.*

1) Определяем количество  $\text{CaC}_2$ , содержащегося в образце, которое прореагировало с водой, по аналогии с предыдущими задачами.

$$\frac{X}{64} = \frac{30}{22,4} \Rightarrow X = \frac{64 \cdot 30}{22,4} = 85,7 \text{ г.}$$

2) Вычисляем процентное содержание  $\text{CaC}_2$

90 г образца – 100%

85,7 г  $\text{CaC}_2$  – x%

$$\frac{85}{90} = \frac{X}{100} \Rightarrow X = \frac{85 \cdot 100}{90} = 92,5\% .$$

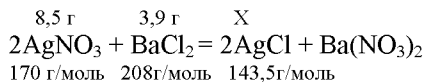
Ответ: содержание  $\text{CaC}_2$  в образце – 92,5%.

**Задача 5.** К раствору, содержащему 8,5 г нитрата серебра, прибавили 3,9 г хлорида бария. Определить массу хлорида серебра, образовавшегося в результате реакции.

*Решение.*

В уравнении реакции над формулой  $\text{AgCl}$ , массу которого надо найти, ставим «х», а над формулами  $\text{AgNO}_3$  и  $\text{BaCl}_2$ , массы которых даны, указываем их значения 8,5 г и 3,9 г соответственно. Под формулами этих веществ указываем молярные массы. Если по условию задачи даны количества обоих вступающих в реакцию веществ, то расчет нужно вести по веществу, которое дано в недостатке. Для этого вычисляем количество молей каждого вещества по формуле  $n =$

m/M



$$n_1 = 8,5/170 = 0,05 \text{ моль AgNO}_3;$$

$$n_2 = 3,9/208 = 0,02 \text{ моль BaCl}_2.$$

По уравнению реакции 2 моль  $\text{AgNO}_3$  взаимодействуют с 1 моль  $\text{BaCl}_2$ , а по количеству веществ: 0,05 моль  $\text{AgNO}_3$  реагирует с 0,02 моль  $\text{BaCl}_2$ , поэтому из взаимодействующих веществ в недостатке  $\text{BaCl}_2$ . Расчет массы  $\text{AgCl}$  ведем по  $\text{BaCl}_2$ .

Далее составляем пропорцию и находим «х».

$$\frac{3,9}{208} = \frac{X}{143,5} \Rightarrow X = \frac{3,9 \cdot 143,5}{208} = 149,3 \text{ г}$$

$$\text{Ответ: } m(\text{AgCl}) = 5,4 \text{ г.}$$

### Вопросы для контроля

1. Как формулируется закон сохранения материи и энергии?
2. Что такое химическое уравнение?
3. Что показывают индексы в формулах веществ?
4. Что показывают коэффициенты перед формулами веществ в химических реакциях?

### Упражнения и задачи для самостоятельной работы

1. Сколько граммов хлорида натрия ( $\text{NaCl}$ ) можно получить из 265 г карбоната натрия ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ )?
2. Какой объем ацетилена (условия нормальные) можно получить взаимодействием воды с 0,80 кг карбида кальция ( $\text{CaC}_2$ )?
3. Карбонат кальция разлагается при нагревании на  $\text{CaO}$  и  $\text{CO}_2$ . Какая масса природного известняка, содержащего 90% (масс.)  $\text{CaCO}_3$ , потребуется для получения 7,0 т негашеной извести?
4. Этиловый спирт сгорает по уравнению:  
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ .  
Вычислить объем  $\text{CO}_2$ , образующегося при сгорании 2,3 г спирта.
5. Какой объем водорода выделится при растворении 30 г цинка в серной кислоте?
6. Сколько граммов гидрофосфата кальция образуется при взаимодействии 200 г фосфатной кислоты с гидроксидом кальция?
7. К раствору, содержащему 12,6 г  $\text{HNO}_3$ , добавили раствор, содержащий 7,2 г  $\text{NaOH}$ . Какое вещество и сколько останется в избытке?
8. Сколько  $\text{AgCl}$  можно получить из 34 г  $\text{AgNO}_3$ ?
9. Какой объем кислоты, содержащей 73 г  $\text{HCl}$  в 1 л раствора, потребуется для взаимодействия с 1 кг  $\text{CaCO}_3$ ?
10. Какой объем хлора выделится при взаимодействии 5 кг хлоридной кислоты с диоксидом марганца ( $\text{MnO}_2$ ) по уравнению:  
 $4\text{HCl} + \text{MnO}_2 = \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ?

## 2.2. Строение электронной оболочки атома

Электронная оболочка атома – это совокупность всех электронов в данном атоме. Химические свойства элементов определяются строением электронных оболочек их атомов. Каждый электрон в атоме занимает определенную орбиталь и образует электронное облако, которое является совокупностью различных положений быстро движущегося электрона. Атомная орбиталь и облако электрона, который занимает эту орбиталь, имеют одинаковый размер, одинаковую форму и одинаковое направление в пространстве.

*Квантовые числа. Принцип Паули.*

Состояние электрона характеризуют 4 квантовых числа.

*Главное квантовое число «n» определяет возможные энергетические состояния электрона, размеры орбитали и электронного облака и принимает значения положительных целых чисел 1, 2, 3, ... Совокупность орбиталей, которые имеют одинаковое значение «n» называют энергетическим уровнем. В периодической системе номер периода равен главному квантовому числу.*

*Орбитальное квантовое число «l» определяет форму орбиталей и электронных облаков и принимает значения целых чисел от 0 до (n-1), где n – главное квантовое число. Различным значениям «n» отвечает разное число возможных значений «l». При n = 1 орбитальное квантовое число имеет одно значение – 0; при n = 2 «l» принимает значения 0 и 1; при n = 3 «l» имеет 3 значения: 0, 1, 2; при n = 4 «l» имеет 4 значения: 0, 1, 2, 3 и т.д.*

Орбитали, для которых  $l = 0$  называются s-орбиталями, при  $l = 1$  – p-орбиталями, при  $l = 2$  – d-орбиталями и при  $l = 3$  – f-орбиталями.

Энергия орбиталей, которые находятся на одном энергетическом уровне, но имеют различную форму, неодинакова:  $E_s < E_p < E_d < E_f$ . Поэтому энергетические уровни состоят из энергетических подуровней. Число подуровней на уровне равно главному квантовому числу. Энергетический подуровень обозначают латинскими буквами s, p, d, f и цифрой, указывающей уровень: 1s – s-подуровень 1 энергетического уровня. Максимальное число электронов на s-подуровне равно 2, на p-подуровне – 6, на d-подуровне – 10 и на f-подуровне – 14.

*Магнитное квантовое число «m<sub>l</sub>» характеризует направление электронных облаков в пространстве и принимает значения целых чисел от -l через 0 до +l. Число значений «m<sub>l</sub>» определяют число орбиталей на подуровне:*

Подуровень	Значение «l»	Значения «m <sub>l</sub> »	Количество орбиталей
s-	0	0	1
p-	1	-1, 0, +1	3
d-	2	-2, -1, 0, +1, +2	5
f-	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

Любая орбиталь изображается графически в виде клетки.

*Спиновое квантовое число «m<sub>s</sub>» характеризует вращение электрона вокруг своей оси и принимает только 2 значения:  $+\frac{1}{2}$  и  $-\frac{1}{2}$ . Электроны изображают в*

виде стрелок:  $\uparrow$  или  $\downarrow$ .

Для определения состояния электрона сформулировано положение, получившее название принципа Паули, согласно которому в атоме не может быть 2 электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковы. Поэтому на одной орбитали не может быть больше 2 электронов. Эти 2 электрона имеют одинаковый набор 3 квантовых чисел ( $n, l, m_l$ ) и отличаются спинами ( $m_s$ ). Два электрона, которые находятся на одной орбитали, называются спаренными или неподеленной электронной парой, они имеют противоположные спины.

*Правило Хунда. Правила Клечковского.*

Порядок заполнения электронами атомных орбиталей определяет принцип наименьшей энергии. Электроны заполняют орбитали в порядке увеличения их энергии. Электроны заполняют орбитали одного подуровня согласно правилу Хунда: на одном подуровне электроны располагаются так, чтобы абсолютное значение суммы спиновых квантовых чисел было максимальным. Это соответствует устойчивому состоянию атома.

Последовательность заполнения атомных электронных орбиталей в зависимости от значений главного и орбитального квантовых чисел была исследована советским ученым Клечковским, который установил, что энергия электрона возрастает по мере увеличения суммы этих 2 чисел и на основании этого сформулировал 2 правила.

Первое правило Клечковского: при увеличении заряда ядра атома последовательное заполнение электронных орбиталей происходит от орбиталей с меньшим значением суммы ( $n + l$ ) к орбиталям с большим значением этой суммы.

Второе правило Клечковского: при одинаковых значениях суммы ( $n + l$ ) заполнение орбиталей происходит последовательно в направлении возрастания главного квантового числа.

*Электронные формулы атомов.*

Чтобы правильно изображать электронные конфигурации атомов нужно знать:

1. Число электронов в атоме, что равно порядковому номеру элемента.
2. Число заполняемых энергетических уровней, что равно номеру периода, в котором находится элемент.
3. Максимальное число электронов на уровнях и подуровнях.
4. Порядок заполнения электронами подуровней.

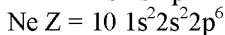
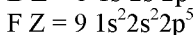
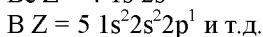
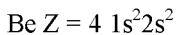
В первом периоде периодической системы находятся два элемента: водород и гелий, у которых заполняется на первом энергетическом уровне s-подуровень. Электронные формулы: H  $Z = 1 1s^1$  и He  $Z = 2 1s^2$ .

Первый энергетический уровень заполнен и все элементы, находящиеся после гелия, имеют одинаковое строение первого уровня:  $1s^2$ .

У элементов второго периода заполняются 2 энергетических уровня: первый, как у гелия, а на втором заполняется 2 подуровня: s- и p-подуровни.

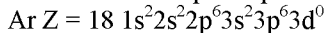
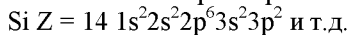
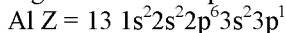
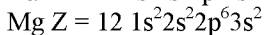
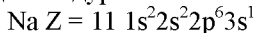
Li  $Z = 3 1s^2 2s^1$





Атом неона имеет устойчивую завершённую оболочку из 8 электронов:  $s^2 p^6$ , так называемый «электронный октет», свойственный всем инертным элементам, кроме гелия. Все элементы, находящиеся в периодической системе после неона, имеют одинаковое строение первых 2 оболочек:  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

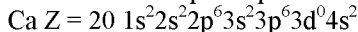
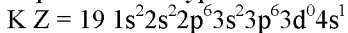
У элементов третьего периода заполняются 3 электронные оболочки. На третьем уровне возможны 3 подуровня: s-, p-, d-. Но у элементов третьего периода d-подуровень не заполняется.



У атома калия, первого элемента 4-го периода, может заполняться 3d-подуровень или 4s-подуровень. Согласно первому правилу Клечковского определяем суммы главного и орбитального квантовых чисел:

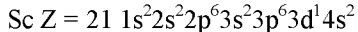
Для 3d-орбиталей:  $n = 3, l = 2 \sum 5$ ; для 4s-орбиталей:  $n = 4, l = 0 \sum 4$ .

Так как сумма  $(n + l)$  меньше для 4s-орбиталей, то у атома калия на четвертом энергетическом уровне начинается заполняться 4s-подуровень.

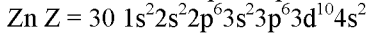
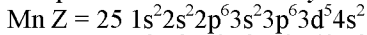


У атома скандия может заполняться 3d-подуровень или 4p-подуровень. Определяем суммы  $(n + l)$ .

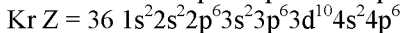
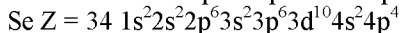
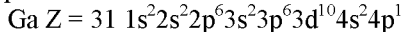
Для 3d-орбиталей:  $n = 3, l = 2 \sum 5$ ; для 4p-орбиталей:  $n = 4, l = 1 \sum 5$ . При одинаковых значениях суммы  $(n + l)$ , согласно второму правилу Клечковского, будут заполняться не 4p-орбитали внешнего уровня, а 3d-орбитали предыдущего уровня.



3d-орбитали заполняются у металлов от скандия до цинка.

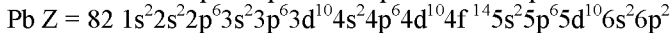
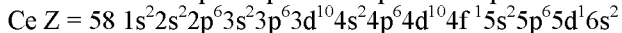
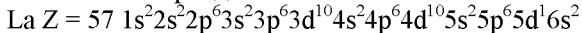


У элементов 4-го периода от галлия и до криптона идет заполнение 4p-подуровня.

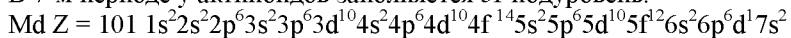


Аналогично заполняются орбитали у элементов 5-го периода.

На четвертом энергетическом уровне, кроме s-, p-, и d-подуровней, имеется 4f-подуровень, который заполняется у лантаноидов, находящихся в одной клетке с лантаном в 6-м периоде.



В 7-м периоде у актиноидов заполняется 5f-подуровень.



### Вопросы для контроля

1. Что характеризует главное квантовое число?
2. Какие значения принимает главное квантовое число?
3. Что характеризует орбитальное квантовое число?
4. Какие значения принимает орбитальное квантовое число?
5. Чему равно число подуровней на энергетическом уровне?
6. Что характеризует магнитное квантовое число?
7. Какие значения принимает магнитное квантовое число?
8. Что характеризует спиновое квантовое число и какие значения оно принимает?
9. Как формулируется принцип Паули?
10. Как формулируется правило Хунда?
11. Как формулируются правила Клечковского?
12. Что показывают электронные формулы атомов?

### Упражнения для самостоятельной работы

1. На каких энергетических уровнях нет d-подуровней?
2. Чему равны все квантовые числа для двух электронов, которые находятся на 3s-подуровне?
3. На каком энергетическом уровне и на каком энергетическом подуровне находится электрон, для которого  $n = 4$  и  $l = 1$ ? Какую форму имеет облако этого электрона?
4. Какие значения имеют главное квантовое число  $n$  и орбитальное квантовое число  $l$  для следующих подуровней: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, 4p, 4d, 4f?
5. В каком электронном слое – внешнем или предыдущем – происходит увеличение числа электронов в атомах ряда элементов от  ${}_{21}\text{Sc}$  до  ${}_{30}\text{Zn}$ ?
6. Написать электронные формулы элементов с порядковыми номерами 14 и 24. К каким семействам относятся эти элементы?
7. Написать электронные формулы элементов с порядковыми номерами 17 и 30. К каким семействам относятся эти элементы?
8. Написать электронные формулы элементов с порядковыми номерами 22 и 50. К каким семействам относятся эти элементы?
9. Написать электронные формулы элементов с порядковыми номерами 35 и 54. К каким семействам относятся эти элементы?
10. Написать электронные формулы элементов с порядковыми номерами 76 и 89. К каким семействам относятся эти элементы?

### Практическое занятие 3.

#### Химическая связь. Определение простейших и молекулярных формул

*Цель:* закрепить теоретический материал по теории химической связи; научиться определять простейшие и молекулярные формулы веществ.

### *План занятия:*

1. Виды химической связи.
2. Решение задач на определение простейших и молекулярных формул сложных веществ.

### **3.1. Виды химической связи**

Природу химической связи объясняет теория строения атомов.

Главную роль в образовании химических связей играют электроны. При образовании химической связи изменяются электронные структуры атомов. Атомы элементов при образовании химических связей стремятся приобрести электронные структуры с завершенным внешним электронным слоем ( $ns^2np^6$ ).

В зависимости от способа образования устойчивых (завершенных) электронных структур атомов различают три основных вида химической связи – ковалентную, ионную и металлическую. Донорно-акцепторная и водородная связи являются разновидностью ковалентной связи.

Ковалентная связь – это связь атомов с помощью общих электронных пар. Донорно-акцепторная связь образуется в результате перекрывания орбитали с неподеленной электронной парой одного атома и свободной орбитали другого атома. Водородная связь осуществляется между молекулами веществ, в которых атом водорода соединен с элементом, имеющим большое значение электроотрицательности (O, F, Cl, N).

Ионная связь осуществляется между типичными металлами и типичными неметаллами. Металлы при образовании связи отдают электроны, превращаясь в положительно заряженные ионы, а неметаллы принимают электроны и превращаются в отрицательно заряженные ионы. Связь между ионами называется ионной.

Металлическая связь – это связь между положительными ионами металлов и свободными электронами в кристаллической решетке металлов.

### **Вопросы для контроля**

1. Что такое ковалентная связь?
2. Привести схему образования молекулы хлора по методу ВС.
3. Как образуется донорно-акцепторная связь?
4. Какой механизм образования водородной связи?
5. Что называется ионной связью?
6. Что называется металлической связью?
7. В чем отличие ковалентной связи от металлической?

### **Упражнения для самостоятельной работы**

1. Какие молекулы образованы ковалентной неполярной связью:  $H_2S$ ,  $F_2$ ,  $CO$ ,  $CaO$ ,  $N_2$ ,  $Br_2$ ? Привести электронные схемы образования данных неполярных молекул.

2. Какой тип ковалентной связи – полярная или неполярная – в молекулах следующих веществ:  $CO$ ,  $HI$ ,  $H_2O$ ,  $OF_2$ ,  $CH_4$ ? К атомам каких элементов смещаются общие электронные пары в этих молекулах?

3. Напишите электронные схемы образования следующих молекул:  $HF$ ,

H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>.

4. Как изменяется полярность связей в ряду молекул: H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se, H<sub>2</sub>Te? Почему? В какой из этих молекул связи самые полярные, а в какой – практически неполярные?

5. Какие химические связи имеются в ионе NH<sub>4</sub><sup>+</sup>?

6. Какую валентность, обусловленную неспаренными электронами, может проявлять фосфор в нормальном и возбужденном состояниях?

7. Напишите схемы образования молекул следующих ионных соединений: BaO, FeCl<sub>2</sub>, KBr, AlF<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>S.

8. Какой тип связи (неполярная или полярная ковалентная, ионная) в молекулах следующих веществ: O<sub>2</sub>, HBr, CsBr, CCl<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>O, Na<sub>2</sub>S, N<sub>2</sub>?

9. Определите характер связей в молекулах: NaF, HF, F<sub>2</sub>O, F<sub>2</sub>. Укажите смещение электронной плотности с учетом величин электроотрицательности.

10. Какую валентность, обусловленную неспаренными электронами, может проявлять сера в нормальном и возбужденном состояниях?

### 3.2. Решение задач на определение простейших и молекулярных формул сложных веществ

Формулы веществ показывают, какие элементы и в каком количестве входят в состав вещества. Различают формулы простейшие и молекулярные. Простейшая формула выражает наиболее простой возможный атомный состав молекул вещества, соответствующий отношениям масс между элементами, образующими данное вещество. Молекулярная формула показывает действительное число атомов каждого элемента в молекуле (для веществ молекулярного строения).

Для вывода простейшей формулы вещества достаточно знать его состав и атомные массы элементов, образующих данное вещество.

Для нахождения молекулярной формулы вещества необходимо, кроме состава вещества, знать его молекулярную массу.

#### Решение типовых задач

**Задача 1.** Найти простейшую формулу вещества, содержащего (по массе) 43,4% натрия, 11,3% углерода и 45,3% кислорода.

*Решение.*

Обозначим числа атомов натрия, углерода и кислорода в простейшей формуле соответственно через  $x$ ,  $y$ ,  $z$ . Атомные массы этих элементов соответственно равны 23, 12, и 16. Поэтому массы натрия, углерода и кислорода в соединении относятся как  $23x:12y:16z$ . По условию задачи это отношение равно 43,4:11,3:45,3. Следовательно

$23x:12y:16z = 43,4:11,3:45,3$ , откуда

$$x : y : z = \frac{43,4}{23} : \frac{11,3}{12} : \frac{45,3}{16} = 1,89 : 0,94 : 2,83.$$

Чтобы выразить полученное отношение целыми числами, разделим эти числа на меньшее из них

$$x : y : z = \frac{1,89}{0,94} : \frac{0,94}{0,94} : \frac{2,83}{0,94} = 2 : 1 : 3.$$

Таким образом, простейшая формула соединения  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

**Задача 2.** При полном сжигании 2,66 г некоторого вещества получилось 1,54 г  $\text{CO}_2$  и 4,48 г  $\text{SO}_2$ . Найти простейшую формулу вещества.

*Решение.*

Состав продукта горения показывает, что вещество содержало углерод и серу. Кроме этих двух элементов в состав его мог входить и кислород.

Массу углерода, входившего в состав вещества, находим по массе образовавшегося  $\text{CO}_2$ . Молярная масса  $\text{CO}_2$  равна 44 г/моль; при этом в 1 моле  $\text{CO}_2$  содержится 12 г углерода. Находим массу углерода (m), содержащуюся в 1,54 г  $\text{CO}_2$ :

$$\frac{44}{1,54} = \frac{12}{m} \Rightarrow m = \frac{1,54 \cdot 12}{44} = 0,42 \text{ г.}$$

Вычисляем аналогичным способом массу серы, содержащуюся в 4,48 г  $\text{SO}_2$ :

$$\frac{64}{4,48} = \frac{32}{m} \Rightarrow m = \frac{4,48 \cdot 32}{64} = 2,24 \text{ г.}$$

Таким образом, в сгоревшем веществе на 0,42 г углерода приходится 2,24 г серы. Так как сумма этих двух масс равна общей массе сгоревшего вещества (2,66 г), то кислорода в нем не содержится.

Вычисляем число атомов углерода (x) и серы (y) в молекуле сгоревшего вещества:

$$x : y = \frac{0,42}{12} : \frac{2,24}{32} = 0,35 : 0,07 = 1 : 2.$$

Следовательно, простейшая формула вещества  $\text{CS}_2$ .

**Задача 3.** Газообразное соединение азота с водородом содержит 12,5% (масс.) водорода. Плотность этого соединения по водороду равна 16. Найти молекулярную формулу соединения.

*Решение.*

Вычисляем содержание азота в соединении:  $100 - 12,5 = 87,5\%$ .

Находим отношение числа атомов азота (x) к числу атомов водорода (y) в молекуле соединения:

$$x : y = \frac{87,5}{14} : \frac{12,5}{1} = 6,25 : 12,5 = 1 : 2.$$

Простейшая формула соединения  $\text{NH}_2$ . Этой формуле отвечает молекулярная масса, равная 16. Истинную молекулярную массу вещества находим, исходя из его плотности по водороду.

$$D_{\text{H}} = \frac{M_{\text{ГАЗ}}}{M_{\text{H}}} \Rightarrow M_{\text{ГАЗ}} = D_{\text{H}} \cdot M_{\text{H}} = 16 \cdot 2 = 32.$$

Таким образом, истинная молекулярная масса вещества вдвое больше, чем вычисленная по его простейшей формуле ( $32:16 = 2$ ). Следовательно, молекулярная формула соединения  $\text{N}_2\text{H}_4$ .

### Задачи для самостоятельной работы

1. В состав вещества входят 59% Na и 41% S. Найти формулу этого вещества.
2. Три оксида свинца соответственно содержат 92,8%, 90,7% и 86,6% Pb, остальное – кислород. Вывести их формулы.
3. Некоторое количество вещества содержит 40% MgO и 60% SiO<sub>2</sub>. Вывести формулу вещества.
4. Состав некоторого вещества: 62,1% углерода, 10,3% водорода и 27,6% кислорода. Молярная масса вещества 57,8 г/моль. Вывести его формулу.
5. Некоторое соединение содержит 75,76% As и 24,24% O. Плотность его пара по воздуху составляет 13,65. Найти истинную формулу соединения.
6. При сгорании 4,3 г углеводорода образовалось 13,2 г CO<sub>2</sub>. Плотность пара углеводорода по водороду равна 43. Вывести молекулярную формулу вещества.
7. Формалин (формальдегид), уксусная и молочная кислоты, а также глюкоза имеют одинаковый состав: 40,01% углерода, 6,66% водорода и 53,33% кислорода. Молекулярные веса этих веществ соответственно равны: 30. 60. 90 и 180 у.е. Вывести их молекулярные формулы.
8. Из 2,88 г сульфида железа получено 1,92 г оксида железа Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Найти формулу сульфида.
9. Вещество состоит из углерода, водорода и хлора. При сжигании 0,956 г его получено углекислого газа 0,352 г и воды 0,072 г. Молекулярный вес вещества 119,4. Найти его формулу.
10. Триметилен, тетраметилен и гексаметилен имеют одинаковый состав: 85,7% C и 14,3% H. Их плотности по отношению к воздуху соответственно равны 1,45, 1,93 и 2,90. Вывести формулы указанных веществ.

### Практическое занятие 4.

#### Основы химической термодинамики. Термохимические расчеты. Химическая кинетика. Химическое равновесие

*Цель:* закрепить теоретический материал по основам термодинамики и термохимии; овладеть навыками решения задач на закон Гесса; научиться выполнять термодинамические расчеты, овладеть навыками решения задач на закон действия масс и правило Вант-Гоффа; научиться определять константу равновесия и направление смещения равновесия системы.

*План занятия:*

1. Основные термодинамические величины.
2. Термохимия. Задачи на термохимические расчеты.
3. Химическая кинетика. Основные теоретические положения.
4. Химическое равновесие. Направление смещения равновесия.

#### 4.1. Основные термодинамические величины

К важнейшим величинам, характеризующим химические системы, относятся внутренняя энергия  $U$ , энтальпия  $H$ , энтропия  $S$  и энергия Гиббса (изобарно–

изотермический потенциал)  $G$ . Все эти величины представляют собой функции состояния, т.е. зависят только от состояния системы, но не от способа, которым это состояние достигнуто.

Внутренняя энергия  $U$  складывается из кинетической и потенциальной энергий молекул атомов ядер, электронов. Если в результате протекания химической реакции система поглотила количество теплоты  $Q$  и совершила работу  $A$ , то изменение внутренней энергии определяется уравнением:

$$\Delta U = Q - A.$$

Химические реакции чаще осуществляются при постоянном давлении (изобарный процесс). В подобных случаях для характеристики процесса пользуются не внутренней энергией  $U$ , а энтальпией  $H$ , которую рассматривают как энергию расширенной системы. При постоянном давлении  $\Delta H = \Delta U - P\Delta V$ .

Мерой неупорядоченности состояния системы является энтропия  $S$ . При переходе системы из более упорядоченного состояния в менее упорядоченное состояние энтропия возрастает  $\Delta S > 0$ , причем это возрастание тем больше, чем выше температура ( $T\Delta S$ ).

В химических процессах одновременно действуют два процесса: стремление частиц объединиться за счет прочных связей в более сложные, что уменьшает энтальпию системы, и стремление частиц разъединиться, что увеличивает энтропию системы. Суммарный эффект этих противоположных тенденций в процессах, протекающих при постоянных температуре и давлении, отражает изменение энергии Гиббса  $\Delta G$ . Энергия Гиббса связана с энтальпией, энтропией и температурой соотношением:  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ .

## 4.2. Термохимия. Задачи на термохимические расчеты

Многие химические реакции сопровождаются выделением или поглощением тепла. Количество энергии, выделяемое или поглощаемое системой в ходе реакции, называется тепловым эффектом реакции  $Q$ . Химические реакции, сопровождающиеся выделением тепла, называются экзотермическими ( $+Q$ ), а реакции, в результате которых поглощается тепло, называются эндотермическими ( $-Q$ ).

При постоянном давлении тепловой эффект реакции равен изменению энтальпии  $\Delta H$ .  $\Delta H$ , как и  $Q$ , называется тепловым эффектом реакции, связь между которыми выражается уравнением  $\Delta H = -Q$ .

Тепловые эффекты реакций принято относить к одному молю образующегося вещества. Количество теплоты, которое выделяется при образовании одного моля соединения из простых веществ, называется теплотой образования данного соединения. Тепловые эффекты можно включать в уравнения реакций.

Термохимические расчеты основываются на законе Гесса (1840г.), который является частным случаем закона сохранения энергии: тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния веществ и не зависит от промежуточных стадий процесса.

Согласно Закону Гесса, *тепловой эффект реакции равен сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом коэффициентов, стоящих перед формулами веществ в уравнении реакции.*

$\Delta H_{\text{РЕАКЦИИ}} = \sum \Delta H^{\circ}_{\text{ОБРАЗОВАНИЯ}}$  (продуктов реакции) –  $\sum \Delta H^{\circ}_{\text{ОБРАЗОВАНИЯ}}$  (исходных веществ).

Аналогично стандартное изменение энергии Гиббса реакции (стандартная энергия Гиббса реакции) равно сумме стандартных энергий Гиббса образования продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энергий Гиббса образования исходных веществ с учетом коэффициентов, стоящих перед формулами веществ в уравнении реакции.

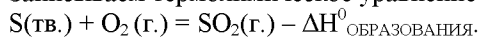
$\Delta G^{\circ}_{\text{РЕАКЦИИ}} = \sum \Delta G^{\circ}_{\text{ОБРАЗОВАНИЯ}}$  (продуктов реакции) –  $\sum \Delta G^{\circ}_{\text{ОБРАЗОВАНИЯ}}$  (исходных веществ).

### Решение типовых задач

**Задача 1.** При сжигании серы выделилось 73,48 кДж тепла и образовалось 16,00 г диоксида серы  $\text{SO}_2$ . Вычислить теплоту образования диоксида серы.

*Решение.*

Записываем термохимическое уравнение реакции горения серы:



Молярная масса  $\text{SO}_2$  равна 64 г/моль.

При сжигании 16 г серы выделилось 73,48 кДж тепла.

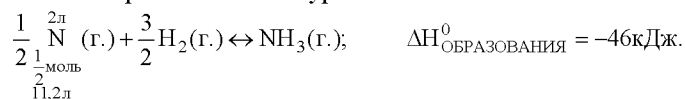
При сжигании 64 г серы выделилось  $-\Delta H^{\circ}_{\text{ОБРАЗОВАНИЯ}}$  кДж тепла.

$$\frac{16}{64} = \frac{73,48}{-\Delta H^{\circ}_{\text{ОБРАЗОВАНИЯ}}} \Rightarrow \Delta H^{\circ}_{\text{ОБРАЗОВАНИЯ}} = -\frac{64 \cdot 73,48}{16} = -293,9 \text{ кДж/моль.}$$

**Задача 2.** По термохимическому уравнению синтеза аммиака рассчитать, сколько теплоты выделяется при образовании 2 л аммиака (н.у.).

*Решение.*

Записываем термохимическое уравнение:

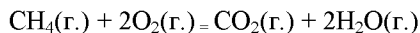


При образовании 22,4 л  $\text{NH}_3$  выделяется 46 кДж теплоты.

При образовании 2 л  $\text{NH}_3$  выделяется X кДж теплоты.

$$\frac{22,4}{2} = \frac{46}{X} \Rightarrow X = \frac{2 \cdot 46}{11,2} = 4,1 \text{ кДж.}$$

**Задача 3.** Определить стандартное изменение энтальпии  $\Delta H^{\circ}$  реакции горения метана.



Энтальпии образования  $\text{CO}_2(\text{г.})$ ,  $\text{H}_2\text{O}(\text{г.})$  и  $\text{CH}_4(\text{г.})$  равны соответственно – 398,5, –241,8 и –74,9 кДж/моль.

*Решение.*

Согласно закону Гесса, тепловой эффект реакции равен разности между суммой теплот образования продуктов реакции и суммой теплот образования исходных веществ с учетом коэффициентов перед формулами этих веществ в уравнении реакции:

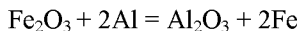
$\Delta H_{\text{РЕАКЦИИ}} = \sum \Delta H^{\circ}_{\text{ОБРАЗОВАНИЯ}}$  (продуктов реакции) –  $\sum \Delta H^{\circ}_{\text{ОБРАЗОВАНИЯ}}$  (ис-



ходных веществ)

$$\Delta H^{\circ}_{\text{РЕАКЦИИ}} = \Delta H^{\circ}(\text{CO}_2) + 2\Delta H^{\circ}(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H^{\circ}(\text{CH}_4) = -393,5 - 241,8 + 74,9 = -802,2 \text{ кДж}$$

**Задача 4.** Вычислить стандартное изменение энтальпии, тепловой эффект при 298° K и постоянном давлении и стандартное изменение энергии Гиббса реакции:



*Решение.*

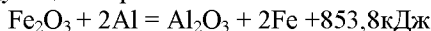
$$\Delta H^{\circ}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -822,2 \text{ кДж/моль}, \Delta H^{\circ}(\text{Al}_2\text{O}_3) = -1676 \text{ кДж/моль}.$$

Стандартное изменение энтальпий реакции равно сумме стандартных энтальпий образования продуктов реакции за вычетом стандартных энтальпий образования исходных веществ.

$$\Delta H_{\text{РЕАКЦИИ}} = \sum \Delta H^{\circ}_{\text{ОБРАЗОВАНИЯ}} (\text{продуктов реакции}) - \sum \Delta H^{\circ}_{\text{ОБРАЗОВАНИЯ}} (\text{исходных веществ}) =$$

$$= \Delta H^{\circ}(\text{Al}_2\text{O}_3) - \Delta H^{\circ}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -1676 - (-822,2) = -853,8 \text{ кДж}.$$

Поскольку изменение энтальпии реакции равно по величине, но обратно по знаку её тепловому эффекту, то термохимическое уравнение реакции запишется следующим образом:



Стандартное изменение энергии Гиббса реакции равно сумме стандартных энергий Гиббса образования продуктов реакции за вычетом стандартных энергий Гиббса образования исходных веществ.

$$\Delta G^{\circ}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -740,3 \text{ кДж/моль}, \Delta G^{\circ}(\text{Al}_2\text{O}_3) = -1582 \text{ кДж/моль}.$$

$$\Delta G_{\text{РЕАКЦИИ}} = \sum \Delta G^{\circ}_{\text{ОБРАЗОВАНИЯ}} (\text{продуктов реакции}) - \sum \Delta G^{\circ}_{\text{ОБРАЗОВАНИЯ}} (\text{исходных веществ}) = \Delta G^{\circ}(\text{Al}_2\text{O}_3) - \Delta G^{\circ}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -1582 - (-740,3) = -853,8 \text{ кДж}.$$

### Вопросы для контроля

1. Какие основные термодинамические величины вы знаете?
2. Что характеризует внутренняя энергия?
3. Что такое энтальпия?
4. Что такое энтропия?
5. Что определяет энергия Гиббса?
6. Как читается закон Гесса?
7. Какие уравнения называются термохимическими?
8. Чему равен тепловой эффект химической реакции?

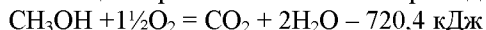
### Задачи для самостоятельной работы

1. Реакция взаимодействия гидроксида алюминия с хлоридной кислотой идет по уравнению:



Сколько тепла выделится, если для реакции взято 7,02 г  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ?

2. Реакция горения метилового спирта идет по уравнению:



Вычислить теплоту образования спирта.

3. Исходя из теплоты образования газообразного диоксида углерода ( $\Delta H^{\circ}_{\text{ОБРАЗОВАНИЯ}} = -393,5 \text{ кДж/моль}$ ) и термохимического уравнения

$C(\text{графит}) + 2N_2O(\text{г.}) = CO_2(\text{г.}) + 2N_2(\text{г.}); \Delta H^0_{\text{РЕАКЦИИ}} = -557,5 \text{ кДж}$ ,  
вычислить теплоту образования  $N_2O(\text{г.})$

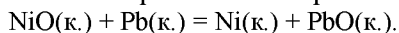
4. Исходя из теплоты образования воды (ж.) и теплового эффекта реакции  $H_2O_2 = H_2O(\text{ж.}) + \frac{1}{2}O_2(\text{г.})$   $\Delta H^0_{\text{РЕАКЦИИ}} = -97,9 \text{ кДж}$ , вычислить теплоту образования  $H_2O_2$ .

5. Вычислить  $\Delta H^0_{\text{РЕАКЦИИ}}$  восстановления оксида цинка углем с образованием  $CO$ , если  $\Delta H^0_{\text{ОБРАЗОВАНИЯ}}(ZnO) = -348 \text{ кДж/моль}$ .

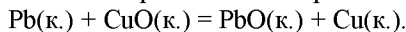
6. Вычислить  $\Delta H^0_{\text{РЕАКЦИИ}}$  обжига  $FeS_2$  ( $4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$ ), приняв, что  $\Delta H^0_{\text{ОБРАЗОВАНИЯ}}(FeS_2) = -177 \text{ кДж/моль}$ ,  $\Delta H^0_{\text{ОБРАЗОВАНИЯ}}(SO_2) = -296,9 \text{ кДж/моль}$ ,  $\Delta H^0_{\text{ОБРАЗОВАНИЯ}}(Fe_2O_3) = -822,2 \text{ кДж/моль}$ .

7. При соединении 2,1 г железа с серой выделилось 3,77 кДж. Рассчитать теплоту образования сульфида железа.

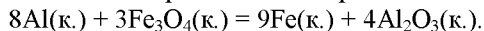
8. Рассчитать значение  $\Delta G^0_{298}$  для реакции и установить, в каком направлении она может протекать самопроизвольно в стандартных условиях:



9. Рассчитать значение  $\Delta G^0_{298}$  для реакции и установить, в каком направлении она может протекать самопроизвольно в стандартных условиях:



10. Рассчитать значение  $\Delta G^0_{298}$  для реакции и установить, в каком направлении она может протекать самопроизвольно в стандартных условиях:



### 4.3. Химическая кинетика. Основные теоретические положения

Химическая кинетика изучает скорость и молекулярный механизм протекающих реакций, а также зависимость скорости химической реакции от различных факторов: концентрации, температуры, давления и наличия катализатора.

Необходимым условием химического взаимодействия между частицами исходных веществ является их столкновение друг с другом. Поэтому скорость реакции пропорциональна числу соударений, которые претерпевают молекулы реагирующих веществ. А число соударений тем больше, чем выше концентрация реагирующих веществ. Зависимость скорости реакций от концентрации реагирующих веществ определяет закон действия масс.

*При постоянной температуре скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных коэффициентам перед формулами веществ в уравнении реакции.*

В качестве примера можно привести уравнение образования молекул воды:

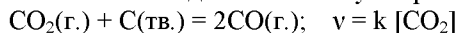


где  $v$  – скорость реакции;

$k$  – константа скорости

$[H_2]$  и  $[O_2]$  – концентрации водорода и кислорода.

В случае гетерогенных реакций в уравнение закона действия масс входят концентрации только тех веществ, которые находятся в газовой фазе или растворе. Концентрация вещества находящегося в твердой фазе, является постоянной величиной и входит в константу скорости. Например:



В общем виде для реакции  $mA + nB = pC + qD$  кинетическое уравнение ре-

акции имеет вид  $v = k [A]^m [B]^n$ ,

где  $v$  – скорость химической реакции;

$[A]$  и  $[B]$  – концентрация веществ А и В;

$k$  – константа скорости реакции;

$m$  и  $n$  – коэффициенты в уравнении реакции.

Повышение температуры увеличивает скорость движения молекул, что вызывает возрастание числа столкновений между ними. Количественно зависимость скорости реакции от температуры выражает правило Вант-Гоффа, согласно которому *при повышении температуры на 10°C скорость химической реакции увеличивается в 2–4 раза*. Это правило математически выражается следующим образом:

$$v_{t_2}^{\circ} = v_{t_1}^{\circ} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} \quad \text{или} \quad \frac{v_{t_2}^{\circ}}{v_{t_1}^{\circ}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

где  $v_{t_1}^{\circ}$  – скорость реакции при начальной температуре;

$t_1^{\circ}$  – начальная температура;

$v_{t_2}^{\circ}$  – скорость реакции при конечной температуре;

$t_2^{\circ}$  – конечная температура;

$\gamma$  – температурный коэффициент.

### Решение типовых задач

**Задача 1.** Определить, как изменится скорость реакции синтеза аммиака  $N_2(g.) + 3H_2(g.) \leftrightarrow 2NH_3(g.)$  при увеличении концентрации исходных веществ в 2 раза.

*Решение.*

Для данной реакции кинетическое уравнение имеет вид:

$$v_1 = k [N_2] [H_2]^3.$$

Обозначим концентрацию  $N_2$  через «а», концентрацию  $H_2$  через «b». Тогда кинетическое уравнение реакции запишется в виде:

$$v_1 = k a b^3.$$

После увеличения концентрации исходных веществ в 2 раза –  $[N_2] = 2a$ ,  $[H_2] = 2b$ . Скорость реакции стане равна:

$$v_2 = k 2a(2b)^3 = 16 k a b^3.$$

Находим отношение скоростей:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{16kab^3}{kab^3} = 16.$$

*Ответ:* Скорость реакции увеличится в 16 раз.

**Задача 2.** Как изменится скорость реакции  $2NO(g.) + O_2(g.) = 2NO_2(g.)$ , если увеличить объем реакционного сосуда в 3 раза?

*Решение.*

До изменения объема скорость реакции выражалась уравнением:

$$v_1 = k[NO]^2 [O_2]$$

Обозначим  $[\text{NO}] = a$ ,  $[\text{O}_2] = b$ , тогда  $v_1 = ka^2b$ .

Вследствие увеличения объема концентрации каждого из реагирующих веществ уменьшается в 3 раза, т.е.  $[\text{NO}] = a/3$  и  $[\text{O}_2] = b/3$ .

Следовательно, скорость реакции теперь

$$v_2 = k\left(\frac{a}{3}\right)^2 \frac{b}{3} = \frac{ka^2b}{27}.$$

Находим отношение скоростей:  $\frac{v_2}{v_1} = \frac{ka^2b}{27ka^2b} = \frac{1}{27}$ .

*Ответ:* После увеличения объема скорость реакции уменьшилась в 27 раз.

**Задача 3.** Определить во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 10 до 40°C, если температурный коэффициент равен 3.

*Решение.*

Согласно правилу Вант-Гоффа

$$\frac{v_{t_2}^{\circ}}{v_{t_1}^{\circ}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = 3^{\frac{40 - 10}{10}} = 3^3 = 27.$$

*Ответ:* Скорость реакции увеличится в 27 раз.

### Вопросы для контроля

1. Как определяется скорость гомогенной реакции?
2. Как определяется скорость гетерогенной реакции?
3. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
4. Как зависит скорость химической реакции от концентрации реагирующих веществ? Напишите математическое выражение закона действия масс.
5. Как зависит скорость химической реакции от температуры? Напишите математическое выражение правила Вант-Гоффа.
6. Какие вещества называются катализаторами?

### Упражнения и задачи для самостоятельной работы

1. Напишите кинетические уравнения реакций согласно закону действия масс: а)  $2\text{NO}(\text{г.}) + \text{Cl}_2(\text{г.}) = 2\text{NOCl}(\text{г.})$ , б)  $\text{CaO}(\text{тв.}) + \text{CO}_2(\text{г.}) = \text{CaCO}_3(\text{тв.})$
2. Найти значение константы скорости реакции  $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$ , если при концентрациях веществ А и В, равных соответственно 0,05 и 0,01 моль/л, скорость реакции равна  $5 \cdot 10^{-5}$  моль/(л·мин).
3. Как изменится скорость реакции  $\text{CO}(\text{г.}) + \text{Cl}_2(\text{г.}) \rightarrow \text{COCl}_2(\text{г.})$ , если объем системы: а) уменьшить вдвое; б) увеличить втрое.
4. Во сколько раз надо изменить давление газовой смеси для того, чтобы увеличить скорость реакции  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$ , в 27 раз?
5. Как изменится скорость реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ , если давление этой химической газовой системы, находящейся в замкнутом сосуде, увеличить в 2 раза?
6. Во сколько раз следует увеличить концентрацию оксида углерода(II) в системе  $2\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{C}$ , чтобы скорость реакции увеличилась в 4 раза?
7. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы скорость образования

NO<sub>2</sub> по реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$  возросла в 1000 раз?

8. Как изменится скорость реакции  $2\text{NO}(\text{г.}) + \text{Cl}_2(\text{г.}) \rightarrow 2\text{NOCl}(\text{г.})$  при увеличении: а) концентрации NO в 2 раза; б) концентрации Cl<sub>2</sub> в 2 раза; в) концентрации обоих веществ в 2 раза?

9. Во сколько раз повысится скорость химической реакции при повышении температуры от 200 до 500° С, если температурный коэффициент скорости принять равным двум?

10. На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции возросла в 30 раз, температурный коэффициент равен двум?

#### 4.5. Химическое равновесие. Направление смещения равновесия

Все химические реакции делятся на две группы: обратимые и необратимые. Необратимые реакции протекают с выделением газов, образованием осадков и молекул слабых электролитов. Эти реакции протекают только в одном направлении.

Обратимыми называются химические реакции, которые одновременно протекают как в прямом, так и в обратном направлениях.

*Состояние обратимой реакции, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называется химическим равновесием.*

Для реакции  $m\text{A} + n\text{B} = p\text{C} + q\text{D}$  в состоянии равновесия  $v_{\text{пр.}} = v_{\text{обр.}}$

$$v_{\text{пр.}} = k_{\text{пр.}} \cdot [\text{A}]^m [\text{B}]^n;$$

$$v_{\text{обр.}} = k_{\text{обр.}} \cdot [\text{C}]^p [\text{D}]^q,$$

где [A], [B], [C] и [D] – равновесные концентрации веществ.

Так как скорости равны, то  $k_{\text{пр.}} \cdot [\text{A}]^m [\text{B}]^n = k_{\text{обр.}} \cdot [\text{C}]^p [\text{D}]^q$ .

$$\text{Отсюда } \frac{k_{\text{пр.}}}{k_{\text{обр.}}} = \frac{[\text{C}]^p [\text{D}]^q}{[\text{A}]^m [\text{B}]^n} = K_p.$$

Отношение констант скоростей является величиной постоянной и называется константой равновесия K<sub>p</sub>. Значит, константа равновесия равна отношению произведения концентраций продуктов реакции к произведению концентраций исходных веществ.

Уравнение константы равновесия показывает, что в условиях равновесия концентрации всех веществ, участвующих в реакции, связаны между собой. Изменение концентрации любого из этих веществ вызывает за собою изменения концентраций всех остальных веществ; в итоге устанавливаются новые концентрации, но соотношение между ними вновь отвечает константе равновесия.

Равновесие в системе сохраняется до тех пор, пока остаются неизменными внешние условия. Если же изменяются условия (концентрация, давление и температура), то система выйдет из равновесия: скорости прямого и обратного процессов изменятся неодинаково. В системе произойдет смещение или сдвиг равновесия. Рассмотрим случаи смещения равновесия.

*Нарушение равновесия вследствие изменения концентрации какого-либо из веществ, участвующих в равновесии.*

Если происходит увеличение концентрации веществ, стоящих в правой части уравнения (и, конечно, одновременно уменьшение концентраций веществ,

стоящих слева), то равновесие смещается вправо, т.е. в направлении прямой реакции.; при обратном изменении концентраций равновесие смещается влево – в направлении обратной реакции.

Таким образом, *при увеличении концентрации какого-либо из веществ, участвующих в равновесии, равновесие смещается в сторону расхода этого вещества; при уменьшении концентрации какого-либо из веществ равновесие смещается в сторону образования этого вещества.*

В равновесной системе  $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$  увеличение концентрации  $N_2$  или  $H_2$  вызовет нарушение равновесия; эти вещества вступят в реакцию, при этом их концентрация понизится, а концентрация  $NH_3$  увеличится – равновесие сместится вправо. При уменьшении концентрации этих веществ равновесие сместится влево, будет протекать обратная реакция: образование исходных веществ путем разложения аммиака.

*Нарушение равновесия вследствие изменения давления.*

Давление газа есть результат ударов его молекул о стенки сосуда; при прочих равных условиях давление газа тем выше, чем больше молекул заключено в данном объеме газа. Поэтому реакция, протекающая с увеличением числа молекул газов, приводит к возрастанию давления, а реакция, протекающая с уменьшением числа молекул газов – к его понижению.

Таким образом, *при увеличении давления путем сжатия системы равновесие сдвигается в сторону уменьшения числа молекул газов, т.е. в сторону понижения давления; при уменьшении давления равновесие сдвигается в сторону возрастания молекул газов, т.е. в сторону увеличения давления.*

В приведенном примере в левой части уравнения 4 молекулы газов, а в правой – 2, поэтому увеличение давления сместит равновесие вправо, а уменьшение – влево.

*Нарушение равновесия вследствие изменения температуры.*

Равновесие большинства химических реакций сдвигается при изменении температуры. Направление смещения равновесия определяет знак теплового эффекта реакции. Реакции, протекающие с выделением тепла, называются экзотермическими, а реакции, протекающие с поглощением тепла – эндотермическими.

*При повышении температуры равновесие смещается в направлении эндотермической реакции, а при понижении – в направлении экзотермической реакции.*

Синтез аммиака является экзотермической реакцией:



поэтому увеличение температуры сместит равновесие влево, в сторону эндотермической реакции, а уменьшение температуры – вправо, в сторону экзотермической реакции.

### **Решение типовых задач и упражнений**

**Задача 1.** Вычислить константу равновесия гомогенной системы

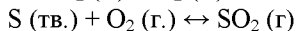
$CO (г.) + H_2O (г.) \leftrightarrow CO_2 (г.) + H_2 (г.)$ , если равновесные концентрации реагирующих веществ:  $[CO] = 0,004$  моль/л;  $[H_2O] = 0,064$  моль/л;  $[CO_2] = 0,016$  моль/л;  $[H_2] = 0,016$  моль/л.

*Решение.*

Константа равновесия равна отношению произведения концентраций продуктов реакции к произведению концентраций исходных веществ, т.е

$$K_p = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{0,016 \cdot 0,016}{0,004 \cdot 0,064} = 1.$$

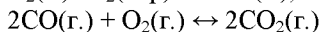
**Упражнение 1.** Написать выражения для констант равновесия следующих систем:  $2\text{N}_2(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) \leftrightarrow 2\text{N}_2\text{O}(\text{г.})$ ;



*Ответ:* для первой равновесной системы  $K_p = \frac{[\text{N}_2\text{O}]^2}{[\text{N}_2]^2[\text{O}_2]}$ ; для второй –

$$K_p = \frac{[\text{SO}_2]}{[\text{O}_2]}.$$

**Упражнение 2.** Сместится ли равновесие при сжатии следующих систем:



*Ответ.*

Повышение давления не повлияет на равновесие в первой равновесной системе, так как в левой и правой частях уравнения содержится равное количество молекул газов (по 2).

Во второй системе в левой части уравнения содержится 3 молекулы газов, а в правой – 2. Увеличение давления смещает равновесие в сторону меньшего числа молекул газов, поэтому во второй системе равновесие сместится вправо.

**Упражнение 3.** В каком направлении произойдет смещение равновесия в системе  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ , если: а) концентрацию  $\text{SO}_2$  увеличить, б) концентрацию  $\text{O}_2$  уменьшить, в) концентрацию  $\text{SO}_3$  увеличить?

*Ответ.*

При увеличении концентрации какого-либо из веществ, участвующих в равновесии, равновесие смещается в сторону расхода этого вещества; при уменьшении концентрации какого-либо из веществ равновесие смещается в сторону образования этого вещества. Поэтому: а) увеличение концентрации  $\text{SO}_2$  сместит равновесие вправо; б) уменьшение концентрации  $\text{O}_2$  сместит равновесие влево; в) увеличение концентрации  $\text{SO}_3$  сместит равновесие влево.

**Упражнение 4.** В каком направлении произойдет смещение равновесия систем при повышении температуры: а)  $\text{N}_2(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г.}) - 180 \text{ кДж}$ ;



*Ответ.*

При повышении температуры равновесие смещается в направлении эндотермической реакции, а при понижении – в направлении экзотермической реакции. Первая реакция протекает с поглощением тепла, значит эта реакция эндотермическая, поэтому увеличение температуры сместит равновесие вправо. Вторая реакция экзотермическая, так как  $\Delta H = -192 \text{ кДж}$  (величина отрицательная).

Поэтому увеличение температуры сместит равновесие влево.

### Вопросы для контроля

1. Что называется химическим равновесием?
2. Что такое константа равновесия?
3. От каких факторов зависит константа равновесия, что она характеризует?
4. При каких условиях химическое равновесие нарушается?
5. Дайте формулировку принципа Ле Шателье.
6. Как влияет изменение концентрации реагирующих веществ на состояние равновесия?
7. Как влияет изменение температуры на состояние равновесия?
8. Как влияет изменение давления на состояние равновесия?

### Упражнения и задачи для самостоятельной работы

1. Вычислить константу равновесия для  $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ , протекающей в газовой фазе, если в состоянии равновесия  $[\text{NO}] = 0,056$  моль/л;  $[\text{O}_2] = 0,028$  моль/л;  $[\text{NO}_2] = 0,044$  моль/л.

2. При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации  $\text{N}_2\text{O}_4$  (г.)  $\leftrightarrow 2\text{NO}_2$  (г.) равна 0,16. Равновесная концентрация  $\text{NO}_2$  равна 0,08 моль/л. Вычислить равновесную концентрацию  $\text{N}_2\text{O}_4$ .

3. В каком направлении произойдет смещение равновесия системы  $\text{H}_2$  (г.) + S (тв.)  $\leftrightarrow \text{H}_2\text{S}$  (г.), если:

- а) увеличить концентрацию водорода;
- б) понизить концентрацию сероводорода?

4. В каком направлении произойдет смещение равновесия системы  $3\text{Fe}$  (тв.) +  $4\text{H}_2\text{O}$  (пар)  $\leftrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$  (тв.) +  $\text{H}_2$  (г.), если:

- а) уменьшить концентрацию водорода;
- б) уменьшить концентрацию паров воды?

5. В каком направлении произойдет смещение равновесия при повышении температуры в системах:

- а)  $\text{COCl}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{Cl}_2$ ;  $\Delta H = 113$  кДж;
- б)  $2\text{CO} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{C}$ ;  $\Delta H = -171$  кДж;
- в)  $2\text{SO}_3 \leftrightarrow 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ ;  $\Delta H = 192$  кДж?

6. В каком направлении произойдет смещение равновесия при понижении температуры в системах:

- а)  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$  -180 кДж;
- б)  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$  +92 кДж;
- в)  $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{PCl}_5$  +192 кДж?

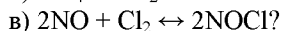
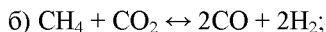
7. В каком направлении произойдет смещение равновесия при повышении давления в системах:

- а)  $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ ;
- б)  $4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$ ;
- в)  $\text{H}_2 + \text{S(тв.)} \leftrightarrow \text{H}_2\text{S}$ ?

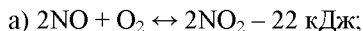
8. В каких из нижеуказанных систем, уменьшение давления вызовет смещение равновесия и в какую сторону:

- а)  $\text{H}_2\text{O} + \text{CO} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{CO}_2$ ;

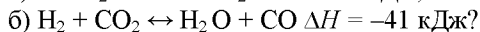
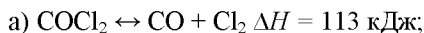




9. Какими способами можно повысить выход  $\text{NO}_2$  в следующих реакциях:



10. Какими способами можно повысить выход  $\text{CO}$  в следующих реакциях:



## Практическое занятие 5.

### Концентрация растворов. Электролитическая диссоциация.

*Цель:* закрепить теоретический материал; овладеть навыками решения задач на различные виды концентраций; закрепить теоретический материал по электролитической диссоциации; овладеть навыками составления выражений для константы диссоциации; освоить написание молекулярно-ионных и ионных уравнений реакций обмена в растворах электролитов.

*План занятия:*

1. Виды концентраций, определения и формулы.
2. Теория электролитической диссоциации.
3. Составление молекулярно-ионных и ионных уравнений реакций обмена в растворах электролитов.

#### 5.1. Виды концентраций, определения и формулы

Растворы – это гомогенные термодинамически устойчивые системы переменного состава, которые содержат два или несколько компонентов. Количественный состав раствора определяется концентрацией.

Концентрацией раствора называется количество растворенного вещества, содержащегося в определенном количестве раствора или растворителя. Способов выражения концентрации много. В химической практике наиболее распространены следующие способы выражения концентрации.

*Процентная концентрация или массовая доля* – это число единиц массы (г, кг, т и т.д.) растворенного вещества, содержащихся в 100 единицах массы раствора. Например, 10% раствор хлорида натрия показывает, что в 100 г раствора  $\text{NaCl}$  содержится 10 г соли и 90 г воды. Для вычисления процентной концентрации удобно пользоваться формулой:

$$\omega = \frac{m_{\text{B-BA}}}{m_{\text{P-PA}}} 100\% .$$

Если количество раствора дано в объемных единицах, нужно вычислить массу раствора, применив формулу плотности:  $\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho V$ .

*Молярная концентрация или молярность* ( $M$  или  $C_m$ ) показывает число молей растворенного вещества в 1 л раствора. Например, 2M раствор  $\text{NaOH}$  показывает, что 1 л раствора содержит 2 моль  $\text{NaOH}$ . 1 моль  $\text{NaOH}$  имеет массу 40 г,

значит, 1 литр раствора содержит 80 г гидроксида натрия. Для решения задач можно пользоваться формулой:

$$C_M = \frac{m}{MV},$$

где  $m$  – масса растворенного вещества, г;  
 $M$  – молекулярная масса вещества, г/моль;  
 $V$  – объем раствора, л.

*Нормальная (эквивалентная) концентрация или нормальность* ( $C_N$ , н, N) определяется числом эквивалентов растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора. Например, 0,5 н. раствор  $H_2SO_4$  показывает, что 1 л раствора кислоты содержит 0,5 эквивалента  $H_2SO_4$ .  $\mathcal{E}(H_2SO_4) = M/2 = 98/2 = 49$  г/моль, значит, 1 л раствора содержит  $49 \cdot 0,5 = 24,5$  г. Для решения задач можно пользоваться формулой:

$$C_N = \frac{m}{\mathcal{E}V},$$

где  $m$  – масса растворенного вещества, г;  
 $V$  – объем раствора, л;  
 $\mathcal{E}$  – эквивалентная масса растворенного вещества, г/моль.

Эквивалентные массы сложных веществ вычисляются по формулам:

$$\mathcal{E}_{\text{кислоты}} = \frac{M_{\text{кислоты}}}{\text{Основность кислоты}}; \quad \mathcal{E}_{\text{основания}} = \frac{M_{\text{основания}}}{\text{Кислотность основания}};$$

$$\mathcal{E}_{\text{соли}} = \frac{M_{\text{соли}}}{\text{Число атомов металла} \cdot \text{валентность металла}}$$

### Решение типовых задач

**Задача 1.** Сахар массой 5 г растворили в воде массой 20 г. Какова массовая доля (%) сахара в растворе?

*Решение.*

Раствор состоит из воды и растворенного вещества, поэтому  $m_{p-ра} = 20 + 5 = 25$  г. Тогда

$$\omega = \frac{m_{B-BA}}{m_{P-PA}} 100\% = \frac{5}{25} 100\% = 20\%.$$

Подобные задачи можно решать, исходя из определения процентной концентрации. В данной задаче нужно найти, сколько сахара содержится в 100 г раствора. Составляем пропорцию:

25 г раствора содержат 5 г сахара, а  
 100 г раствора содержат  $x$  г сахара. Отсюда

$$x = \frac{100 \cdot 5}{25} = 20 \text{ г или } \omega = 20\%.$$

**Задача 2.** Сколько граммов  $Na_2SO_4$  потребуется для приготовления 5 л 10% раствора ( $\rho = 1,075$  г/мл)?

*Решение.*

Так как количество раствора дано в объемных единицах, то вычислим мас-

су этого раствора:

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho V = 1,075 \cdot 5000 = 5375 \text{ г.}$$

Вычисляем массу растворенного вещества ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ):

$$\omega = \frac{m_{\text{B-BA}}}{m_{\text{P-PA}}} 100\% \Rightarrow m_{\text{B-BA}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{P-PA}}}{100} = \frac{10 \cdot 5375}{100} = 537,5 \text{ г.}$$

**Задача 3.** Раствор объемом 500 мл содержит 5 г NaOH. Определить молярную концентрацию этого раствора. Для гидроксида натрия  $M(\text{NaOH}) = 40$  г/моль.

*Решение.*

Молярная концентрация или молярность показывает число молей растворенного вещества в 1 л раствора. Эту задачу можно решить несколькими способами.

1) Для вычисления молярности раствора применяем формулу:

$$C_M = \frac{m}{MV} = \frac{5}{40 \cdot 0,5} = 0,25 \text{ моль/л.}$$

2) Вычислим число моль ( $n$ ) в 5 г NaOH  $n(\text{NaOH}) = \frac{m}{M} = \frac{5}{40} = 0,125$  моль. Вы-

числяем молярность раствора:  $C_M = \frac{n}{V} = \frac{0,125}{0,5} = 0,25$  моль/л.

3) Исходя из определения молярной концентрации, вычислим содержание NaOH в одном литре раствора.

0,5 л раствора содержат 5 г NaOH, а

1 л раствора содержит  $x$  г NaOH,

Из пропорции находим  $x = \frac{1 \cdot 5}{0,5} = 10$  г/л NaOH. Теперь определяем, сколько

молей составляют 10 г, а значит и молярность раствора:

$$C_M = \frac{m}{M} = \frac{10}{40} = 0,25 \text{ моль/л.}$$

**Задача 4.** Вычислить массу хлорида натрия ( $\text{NaCl}$ ), содержащегося в растворе объемом 200 мл, если его молярная концентрация равна 2 моль/л. Молярная масса хлорида натрия  $M(\text{NaCl}) = 58,5$  г/моль.

*Решение.*

Массу хлорида натрия найдем из формулы:

$$C_M = \frac{m}{MV} \Rightarrow m = C_M MV = 2 \cdot 58,5 \cdot 0,2 = 23,4 \text{ г.}$$

**Задача 5.** Какова нормальная концентрация раствора гидроксида калия (KOH), содержащего 5,6 г его в 200 мл раствора?

*Решение.*

Нормальная (эквивалентная) концентрация или нормальность определяется числом эквивалентов растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора.

Поэтому вычислим эквивалентную массу КОН:

$$\mathcal{E}(\text{KOH}) = \frac{M}{1} = \frac{56}{1} = 56 \text{ г/моль.}$$

Нормальность раствора определим по формуле:

$$C_{\text{H}} = \frac{m}{\mathcal{E}V} = \frac{5,6}{56 \cdot 0,2} = 0,5 \text{ моль/л.}$$

**Задача 6.** Сколько граммов хлорида кальция ( $\text{CaCl}_2$ ) необходимо взять для приготовления 100 мл 2н. раствора?

*Решение.*

Вычисляем эквивалентную массу хлорида кальция:

$$\mathcal{E}(\text{CaCl}_2) = \frac{M}{2} = \frac{111}{2} = 55,5 \text{ г/моль.}$$

Нормальность раствора определим по формуле:

$$C_{\text{H}} = \frac{m}{\mathcal{E}V} \Rightarrow m = C_{\text{H}} \mathcal{E}V = 2 \cdot 55,5 \cdot 0,1 = 11,1 \text{ г.}$$

### Вопросы для контроля

1. Что называется процентной концентрацией?
2. По какой формуле можно рассчитать процентную концентрацию?
3. По какой формуле можно рассчитать массу раствора?
4. Что называется молярной концентрацией?
5. По какой формуле можно рассчитать молярную концентрацию?
6. Что называется нормальной концентрацией?
7. По какой формуле можно рассчитать нормальную концентрацию?

### Упражнения и задачи для самостоятельной работы

1. Найти массовую долю глюкозы, %, в растворе, содержащем 280 г воды и 40 г глюкозы.
2. Сколько граммов растворенного вещества и растворителя содержится в 50 г 3% раствора?
3. Сколько  $\text{FeCl}_3$  содержится в 20 мл 40% раствора, плотность которого  $1,133 \text{ г/см}^3$ ?
4. Найти массу  $\text{NaNO}_3$ , необходимую для приготовления 300 мл 0,2 М раствора.
5. 200 мл гидроксида калия содержат 5,6 г КОН. Чему равна молярность этого раствора?
6. До какого объема нужно довести раствор при растворении 20 г хлорида магния, чтобы концентрация полученного раствора была 0,25 моль/л?
7. 600 мл раствора  $\text{NaOH}$  содержат 80 мг растворенного вещества. Чему равна нормальность этого раствора?
8. В каком объеме 0,1 н. раствора содержится 8 г  $\text{CuSO}_4$ ?
9. Сколько граммов растворенного вещества содержат 50 мл 10 н. раствора нитратной кислоты  $\text{HNO}_3$ ?
10. Плотность 14% (по массе) раствора  $\text{HSO}_4$  равна  $1,105 \text{ г/см}^3$ . Вычислить

нормальность и молярность этого раствора.

11. Чему равна нормальность 30% раствора едкого натра, плотность которого 1,328 г/см<sup>3</sup>?

12. Смешали 300 г 20% раствора и 500 г 40% раствора хлорида натрия. Чему равна процентная концентрация полученного раствора?

### 5.2. Сущность теории электролитической диссоциации

Молекулы электролитов при растворении в воде или расплавлении распадаются на ионы. *Процесс распада молекул электролита в растворе или расплаве на ионы называется электролитической диссоциацией.* Главная причина электролитической диссоциации – гидратация ионов.

Положительные ионы называются катионами, а отрицательные – анионами. К катионам относятся ионы всех металлов, ион водорода H<sup>+</sup> и ион аммония NH<sub>4</sub><sup>+</sup>. К анионам относятся ионы кислотных остатков (Cl<sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> и др.) и гидроксид-ион OH<sup>-</sup>.

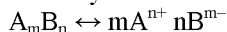
Диссоциация – процесс обратимый. Это значит, что одновременно с процессом распада молекул на ионы протекает процесс соединения ионов в молекулы (ассоциация), например, NaCl ↔ Na<sup>+</sup> + Cl<sup>-</sup>.

Электролиты делятся на две группы: сильные и слабые.

Сильные электролиты полностью распадаются на ионы (степень диссоциации близка к 100%). К сильным электролитам относятся: 1) соли; 2) сильные кислоты (HClO<sub>4</sub>, HClO<sub>3</sub>, HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>); 3) гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов (NaOH, KOH, Ba(OH)<sub>2</sub> и др.).

Слабые электролиты в водных растворах частично распадаются на ионы. Их степень диссоциации значительно меньше 100%. К слабым электролитам относятся: 1) слабые кислоты (HF, HClO<sub>2</sub>, HNO<sub>2</sub>, HCN, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, и все карбоновые кислоты).

Вследствие того, что слабые электролиты диссоциируют частично, в их растворах устанавливается динамическое равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами, например,



Константа равновесия для данной системы:

$$K_p = \frac{[A^{n+}]^m [B^{m-}]^n}{[A_m B_n]}$$

где [A<sup>n+</sup>], [B<sup>m-</sup>] – равновесные концентрации ионов;

[A<sub>m</sub>B<sub>n</sub>] – равновесная концентрация недиссоциированных молекул;

m и n – количества атомов в молекуле.

В случае диссоциации константу равновесия называют константой диссоциации: K<sub>p</sub> = K<sub>д</sub>. Константа диссоциации является количественной характеристикой слабых электролитов.

### 5.3. Составление молекулярно-ионных и ионных уравнений реакций обмена в растворах электролитов

Так как молекулы электролитов распадаются на ионы, то и реакции в растворах происходят между ионами. В ионных уравнениях формулы веществ записывают в виде ионов или в виде молекул. В виде ионов записывают формулы:

а) сильных кислот, б) щелочей, в) растворимых в воде солей. Сильные кислоты в растворах диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотных остатков. Щелочи (растворимые в воде основания) диссоциируют на катионы металлов и анионы гидроксильной группы. Растворимые в воде соли диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков.

В виде молекул записывают формулы: а) воды, б) слабых кислот, в) слабых оснований и  $\text{NH}_4\text{OH}$ , г) малорастворимых солей, д) газов ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ), е) оксидов металлов и неметаллов.

Реакции в растворах электролитов протекают до конца в 3-х случаях:

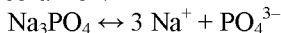
- 1) если в результате реакции образуется малорастворимое вещество;
- 2) если в результате реакции выделяется газообразное вещество;
- 3) если в результате реакции образуется малодиссоциирующее вещество (слабый электролит).

### Решение типовых задач

**Задача 1.** Составить уравнения электролитической диссоциации сильных электролитов:  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$

*Решение.*

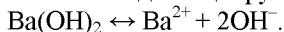
Растворимые соли диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков:



Кислоты в растворах диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотных остатков:



Основания диссоциируют на катионы металлов и анионы гидроксогрупп:



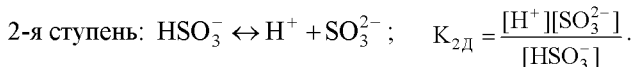
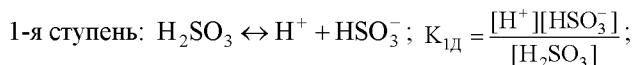
**Задача 2.** Составить уравнения электролитической диссоциации слабых электролитов:  $\text{HCN}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$  и  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Написать выражения для констант диссоциации.

*Решение.*

Диссоциация слабых кислот протекает частично с отщеплением катионов водорода:



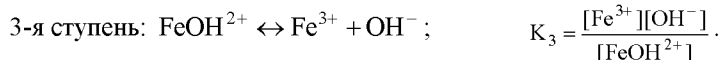
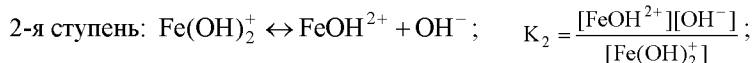
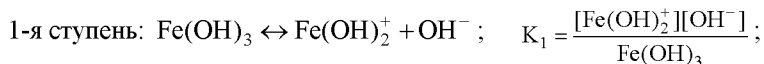
Слабые двух- и более основные кислоты диссоциируют ступенчато (количество ступеней равно основности кислоты). Сульфитная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_3$  – двухосновная, диссоциирует в 2 ступени:



Диссоциация слабых оснований протекает частично с отщеплением анионов гидроксильной группы  $\text{OH}^-$ :



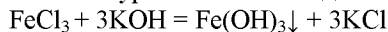
Слабые двух- и более кислотные основания диссоциируют ступенчато (количество ступеней равно кислотности основания):



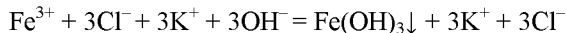
**Задача 3.** Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции взаимодействия растворов  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{KOH}$ .

*Решение.*

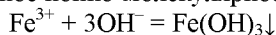
Запишем уравнение взаимодействия веществ в молекулярном виде:



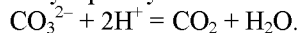
В результате реакции образуется малорастворимое вещество  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , поэтому эта реакция является необратимой. Напишем уравнение в ионном виде, зная, что растворимые вещества записываются в виде ионов, а осадки в виде молекул.



Исключив одинаковые ионы из обеих частей равенства, получим сокращенное ионно-молекулярное уравнение:

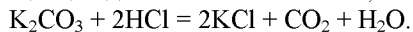


**Задача 4.** Составить молекулярное уравнение, которое соответствует ионно-молекулярному:



*Решение.*

В левой части уравнения даны свободные ионы, которые образовались при диссоциации сильных электролитов. Анион  $\text{CO}_3^{2-}$  может образоваться только при диссоциации растворимой соли карбонатной кислоты. По таблице растворимости выбираем растворимую соль, например  $\text{K}_2\text{CO}_3$ . Катион водорода при диссоциации дают сильные кислоты, выбираем, например,  $\text{HCl}$ :



Это молекулярное уравнение соответствует данному ионно-молекулярному.

### Вопросы для контроля

1. Что такое электролиты?
2. Что называется электролитической диссоциацией и в чем ее сущность?
3. В каких растворителях протекает диссоциация?
4. Что называется степенью диссоциации?
5. Что такое константа диссоциации, от чего она зависит?

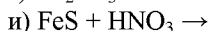
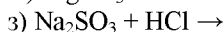
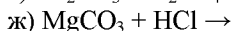
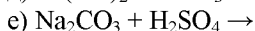
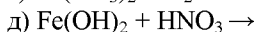
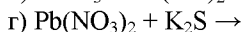
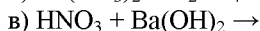
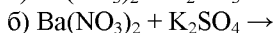
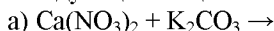
6. Чем отличаются сильные электролиты от слабых?
7. Как диссоциируют кислоты, основания и соли?
8. При каких условиях реакции в растворах электролитов протекают необратимо?

### Упражнения и задачи для самостоятельной работы

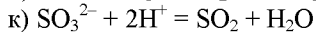
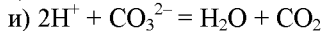
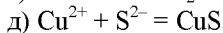
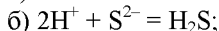
1. Написать уравнения электролитической диссоциации для следующих сильных и слабых электролитов:  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{PbOHNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ ,  $\text{NaHS}$ ,  $\text{NiSO}_4$ .

2. Написать выражения констант диссоциации следующих электролитов:  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{Co}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

3. Написать полные и сокращенные ионные уравнения реакций взаимодействия следующих веществ:



4. Составить молекулярные уравнения реакций, которые соответствуют ионным:



### Практическое занятие 6.

#### Гидролиз солей

*Цель:* закрепить теоретический материал по теме «Гидролиз солей»; усвоить условия протекания гидролиза; овладеть навыками составления выражений для константы гидролиза; освоить написание молекулярно-ионных и ионных уравнений гидролиза.

*План занятия:*

1. Гидролиз солей.



## 2. Составление молекулярно-ионных уравнений гидролиза.

### 6.1. Гидролиз солей

*Гидролизом соли называется взаимодействие ионов соли с молекулами воды, в результате которого образуются слабые электролиты или малодиссоциирующие ионы.*

Сущность гидролиза сводится к химическому взаимодействию катионов или анионов соли с гидроксид-ионами  $\text{OH}^-$  или ионами водорода  $\text{H}^+$  из молекул воды. В результате этого взаимодействия образуется малодиссоциирующее вещество (слабый электролит). Химическое равновесие процесса диссоциации воды ( $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ ) смещается вправо. Поэтому в водном растворе соли появляется избыток свободных ионов  $\text{H}^+$  или  $\text{OH}^-$ , и раствор соли показывает кислую или щелочную среду. В нейтральной среде концентрация ионов водорода  $\text{H}^+$  равна концентрации гидроксид-ионов:  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$  моль/л.

Среду любого водного раствора можно охарактеризовать концентрацией ионов водорода  $\text{H}^+$  или гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$ .

В кислой среде концентрация ионов водорода  $\text{H}^+$  больше концентрации гидроксид-ионов:  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ ,  $[\text{H}^+] > 10^{-7}$  моль/л.

В щелочной среде концентрация ионов водорода  $\text{H}^+$  меньше концентрации гидроксид-ионов:  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ ,  $[\text{H}^+] < 10^{-7}$  моль/л.

Для определения среды принято пользоваться водородным показателем pH. Водородный показатель pH – это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода:  $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$ .

В нейтральной среде  $[\text{H}^+] = 10^{-7}$  моль/л;  $\text{pH} = 7$ .

В кислой среде  $[\text{H}^+] > 10^{-7}$  моль/л;  $\text{pH} < 7$ .

В щелочной среде  $[\text{H}^+] < 10^{-7}$  моль/л;  $\text{pH} > 7$ .

### 6.2. Составление молекулярно-ионных уравнений гидролиза

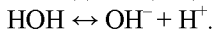
Для многих солей гидролиз – процесс обратимый.

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия основания с кислотой. Например, соль  $\text{K}_2\text{SO}_4$  образована основанием KOH и кислотой  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой гидролизу не подвергаются. В результате взаимодействия таких солей с водой не образуются слабые электролиты. Например,



Сократив одноименные ионы в правой и левой частях уравнения, получим уравнение диссоциации воды:



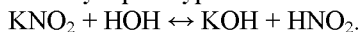
Концентрация ионов водорода  $\text{H}^+$  равна концентрации гидроксид-ионов:  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ , среда раствора нейтральная,  $\text{pH} = 7$ .

Рассмотрим примеры гидролиза различных типов солей.

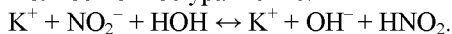
1. Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой подвергаются гидролизу по аниону. Эти соли образованы катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, который связывает катион водорода  $\text{H}^+$  молекулы воды, образуя слабый электролит.

Например, составим молекулярное и ионное уравнения гидролиза нитрита калия  $\text{KNO}_2$ . Эта соль образована сильным основанием  $\text{KOH}$  и слабой одноосновной кислотой  $\text{HNO}_2$ .

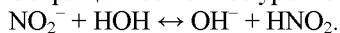
Молекулярное уравнение:



Полное ионное уравнение:



Сокращенное ионное уравнение:

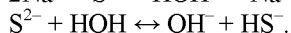
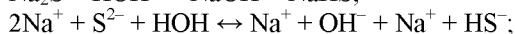
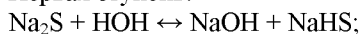


Так как ионы  $\text{H}^+$  соединяются в молекулы слабого электролита  $\text{HNO}_2$ , их концентрация уменьшается и равновесие процесса диссоциации воды по принципу Ле Шателье смещается вправо, в сторону увеличения концентрации свободных ионов  $\text{OH}^-$ . Поэтому раствор соли  $\text{KNO}_2$  имеет щелочную реакцию среды ( $\text{pH} > 7$ ).

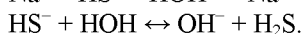
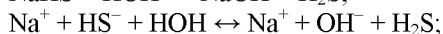
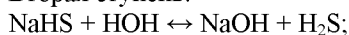
Если соль образована сильным основанием и слабой многоосновной кислотой, то гидролиз протекает ступенчато. Число ступеней равно основности слабой кислоты т.е. количеству атомов водорода. В водном растворе таких солей на первых ступенях гидролиза образуются кислая соль вместо кислоты и сильное основание.

Например, составим молекулярное и ионное уравнения гидролиза сульфида натрия  $\text{Na}_2\text{S}$ . Эта соль образована сильным основанием  $\text{NaOH}$  и слабой двухосновной кислотой  $\text{H}_2\text{S}$ . Гидролиз этой соли также протекает по аниону.

Первая ступень:



Вторая ступень:

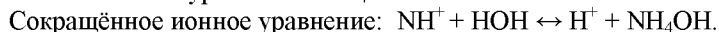
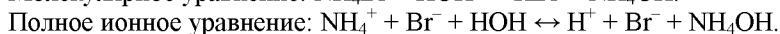


Среда раствора – щелочная,  $\text{pH} > 7$ . Гидролиз по второй ступени протекает в значительно меньшей степени, чем по первой.

Вывод: соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой при растворении в воде показывают щелочную реакцию среды,  $\text{pH} > 7$ .

2. Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой, гидролизуются по катиону, потому что соли образованы катионом слабого основания и анионом сильной кислоты. Катион соли связывает гидроксид-ион  $\text{OH}^-$  воды, образуя слабый электролит (основание).

Пример: составим молекулярное и ионное уравнения гидролиза бромид аммония  $\text{NH}_4\text{Br}$ . Соль  $\text{NH}_4\text{Br}$  образована слабым однокислотным основанием  $\text{NH}_4\text{OH}$  и сильной кислотой  $\text{HBr}$ :



При растворении в воде соли  $\text{NH}_4\text{Br}$  катионы аммония  $\text{NH}_4^+$  связываются с гидроксид-ионами  $\text{OH}^-$  воды, образуя слабый электролит – гидроксид аммония

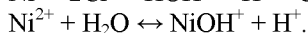
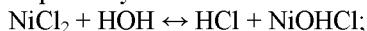
$\text{NH}_4\text{OH}$ . В растворе появляется избыток ионов водорода  $\text{H}^+$ . Среда раствора соли  $\text{NH}_4\text{Br}$  – кислая,  $\text{pH} < 7$ .

Если соль образована слабым многокислотным основанием и сильной кислотой, то гидролиз протекает ступенчато, число ступеней гидролиза зависит от кислотности слабого основания т.е. от количества гидроксильных групп. В водных растворах таких солей на первых ступенях образуется основная соль вместо основания и сильная кислота.

Пример: составим молекулярное и ионное уравнения гидролиза хлорида никеля(II)  $\text{NiCl}_2$ .

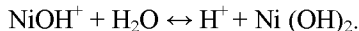
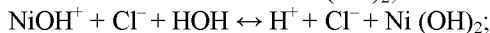
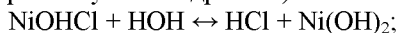
Гидролиз соли  $\text{NiCl}_2$  протекает по катиону, так как соль образована слабым двухкислотным основанием  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  и сильной кислотой  $\text{HCl}$ . Катион  $\text{Ni}^{2+}$  связывает гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$  воды.

Первая ступень:



Продуктами первой, ступени гидролиза  $\text{NiCl}_2$  являются основная соль  $\text{NiOHCl}$  и сильная кислота  $\text{HCl}$ .

Вторая ступень (гидролиз основной соли, которая образовалась в результате первой ступени гидролиза):



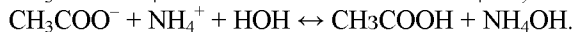
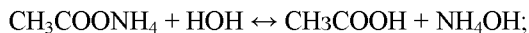
Продуктами второй ступени гидролиза являются слабое основание гидроксид никеля(II) и сильная хлоридная кислота  $\text{HCl}$ . Однако степень гидролиза по второй ступени намного меньше, чем по первой ступени.

Среда раствора  $\text{NiCl}_2$  – кислая,  $\text{pH} < 7$ , потому что в растворе увеличивается концентрация ионов  $\text{H}^+$ .

Вывод: соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием, при гидролизе показывают кислую реакцию среды,  $\text{pH} < 7$ .

3. Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой, гидролизуются одновременно и по катиону, и по аниону. Эти соли образованы катионом слабого основания, который связывает ионы  $\text{OH}^-$  из молекулы воды и образует слабое основание, и анионом слабой кислоты, который связывает ионы  $\text{H}^+$  из молекулы воды и образует слабую кислоту. Реакция растворов этих солей может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной. Это зависит от констант диссоциации слабой кислоты и слабого основания, которые образуются в результате гидролиза.

Пример 1. Составим уравнения гидролиза ацетата аммония  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ . Эта соль образована слабой уксусной кислотой  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и слабым основанием  $\text{NH}_4\text{OH}$ :



Реакция раствора соли  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  – нейтральная ( $\text{pH} = 7$ ), потому что  $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

Пример 2. Составим уравнения гидролиза цианида аммония  $\text{NH}_4\text{CN}$ . Эта

соль образована слабой кислотой HCN и слабым основанием NH<sub>4</sub>OH.

Молекулярное уравнение: NH<sub>4</sub>CN + HOH ↔ NH<sub>4</sub>OH + HCN.

Ионное уравнение: NH<sub>4</sub><sup>+</sup> + CN<sup>-</sup> + HOH ↔ NH<sub>4</sub>OH + HCN.

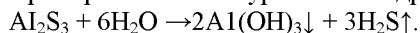
Реакция раствора соли NH<sub>4</sub>CN – слабощелочная (pH>7), потому что K<sub>д</sub>(NH<sub>4</sub>OH)>K<sub>д</sub>(HCN).

K<sub>д</sub>(NH<sub>4</sub>OH) = 1,8·10<sup>-5</sup>, K<sub>д</sub>(HCN) = 7,2·10<sup>-10</sup>.

Как уже было отмечено, для большинства солей гидролиз является обратимым процессом. В состоянии равновесия гидролизуется только небольшая часть соли. Однако некоторые соли полностью разлагаются водой, т.е. для них гидролиз является необратимым.

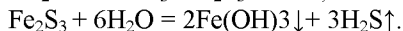
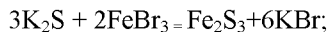
Необратимому (полному) гидролизу подвергаются соли, которые образованы слабым нерастворимым или летучим основанием и слабой летучей или нерастворимой кислотой. Такие соли не могут существовать в водных растворах.

Пример 3. Составим уравнение гидролиза сульфида алюминия Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub>.

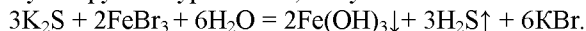


Гидролиз сульфида алюминия Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub> протекает практически полностью до образования гидроксида алюминия Al(OH)<sub>3</sub> и сероводорода H<sub>2</sub>S.

Поэтому в результате обменных реакций между водными растворами некоторых солей не всегда образуются две новые соли. Одна из этих солей может подвергаться необратимому гидролизу с образованием соответствующего нерастворимого основания и слабой летучей (не растворимой) кислоты. Например,



Суммируя эти уравнения, получаем:



### Вопросы для контроля

1. Какую реакцию среды показывают водные растворы различных солей? Почему?
2. Что называется гидролизом соли?
3. В чём сущность гидролиза солей?
4. Что называется степенью гидролиза и от чего она зависит?
5. Какие соли подвергаются гидролизу?
6. Какие соли гидролизуются по аниону? Почему? Приведите примеры таких солей.
7. Какие соли гидролизуются по катиону? Приведите примеры таких солей.
8. Какие соли гидролизуются и по катиону и по аниону? Приведите примеры таких солей.
9. Для каких солей гидролиз протекает необратимо? Приведите примеры таких солей.
10. Какие соли не гидролизуются? Почему?
11. Какие соли гидролизуются ступенчато? Привести примеры таких солей.

### Упражнения для самостоятельной работы

1. Изменится ли окраска фенолфталеина в растворе соли K<sub>2</sub>S? Составьте молекулярное и ионное уравнения гидролиза этой соли.

2. В одну пробирку налили раствор щёлочи, в другую – раствор кислоты, в третью – раствор хлорида натрия NaCl. Как с помощью индикатора лакмуса определить, в какой из пробирок находится кислота, щелочь и хлорид натрия? Ответ объясните.

3. В одну пробирку налили раствор  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , в другую – раствор  $\text{CuBr}_2$ . Почему при добавлении фенолфталеина малиновую окраску имеет только один раствор? Какой? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза этих солей.

4. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COORb}$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . Растворы каких солей имеют  $\text{pH} < 7$ ? Растворы каких солей метилоранж окрасил в жёлтый цвет?

5. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей  $\text{Ca}(\text{CN})_2$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ . Каково значение pH (больше или меньше 7) в растворах каждой из этих солей? Растворы каких солей лакмус окрасил в синий цвет?

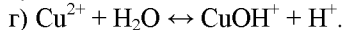
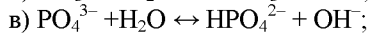
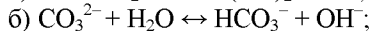
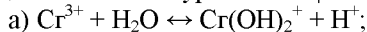
6. Изменится ли равновесие диссоциации воды при растворении: а) KCl, б)  $\text{Rb}_2\text{S}$ ? Ответ объясните, составив соответствующие уравнения гидролиза.

7. Изменится ли окраска индикатора фенолфталеина в растворах следующих солей:  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{LiBr}$ ? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей. Растворы каких солей характеризуются значениями  $\text{pH} < 7$ ?

8. Даны соли:  $(\text{FeOH})\text{CH}_3\text{COO}$ ,  $\text{NaClO}_4$ ,  $\text{LiCN}$ ,  $\text{NiBr}_2$ ,  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{CsHS}$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{CaBr}_2$ . Выпишите формулы солей, которые подвергаются гидролизу. Растворы каких солей имеют  $\text{pH} > 7$ ? Напишите для этих солей молекулярные и ионные уравнения гидролиза.

9. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей, в результате которого образуются: основная соль, кислая соль, слабое основание, слабая кислота.

10. Составьте молекулярные уравнения гидролиза солей на основании сокращённых ионных уравнений: |



## Практическое занятие 7.

### Окислительно-восстановительные реакции

*Цель:* закрепить теоретический материал; овладеть навыками составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

*План занятия:*

1. Окислительно-восстановительные реакции.

2. Правила составления окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

## 7.1. Окислительно-восстановительные реакции

Химические реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов в молекулах реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными.

Например, реакция  $\text{Cu}^0 + \text{Hg}^{+2}(\text{NO}_3)_2 = \text{Cu}^{+2}(\text{NO}_3)_2 + \text{Hg}^0$  является окислительно-восстановительной, потому что в процессе этой реакции атомы меди и ртути изменяют свои степени окисления. Степень окисления меди повышается от 0 до +2, степень окисления ртути понижается от +2 до 0.

Степени окисления элементов изменяются потому, что при протекании окислительно-восстановительной реакции происходит переход электронов от атомов одного элемента к атомам другого элемента, т.е. одни атомы отдают электроны, а другие атомы присоединяют их.

Процесс отдачи электронов называется окислением.

Например,  $\text{Cu}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^{+2}$ .

При окислении степень окисления элемента повышается.

Процесс присоединения электронов называется восстановлением.

Например,  $\text{Hg}^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Hg}^0$ .

При восстановлении степень окисления элемента понижается.

Уравнения, которые выражают процессы окисления и восстановления, называются электронными уравнениями.

Окисление всегда сопровождается восстановлением, а восстановление – окислением. Поэтому окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов: окисления и восстановления.

Восстановителями называются атомы, молекулы или ионы, которые отдают электроны в процессе окисления. Атомы меди в данной реакции – восстановители. Восстановители в процессе реакции окисляются.

Окислителями называются атомы, молекулы или ионы, которые присоединяют электроны в процессе восстановления. Ионы ртути ( $\text{Hg}^{+2}$ ) в данной реакции являются окислителями. Окислители в процессе реакции восстанавливаются.

Окислительно-восстановительные реакции постоянно протекают в живых организмах. Фотосинтез, дыхание и ряд других биологических процессов являются окислительно-восстановительными.

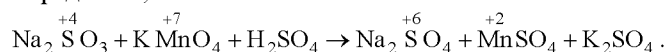
Производство лекарств, удобрений и других необходимых человеку веществ основано на окислительно-восстановительных реакциях.

## 7.2. Правила составления окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса

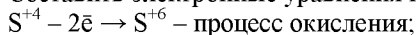
Составить схему реакции:



Определить, атомы каких элементов изменяют степени окисления:



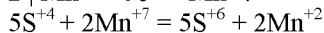
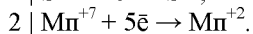
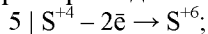
Составить электронные уравнения процессов окисления и восстановления:



$Mn^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{+2}$  – процесс восстановления.

$S^{+4}$  – восстановитель;  $Mn^{+7}$  – окислитель.

В электронных уравнениях подобрать такие коэффициенты, чтобы число электронов, которые отдает восстановитель ( $S^{+4}$ ), было равно числу электронов, которые присоединяет окислитель ( $Mn^{+7}$ ):

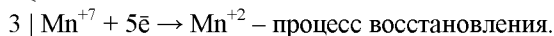
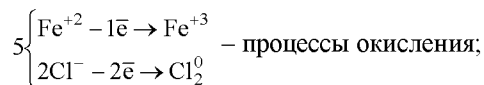
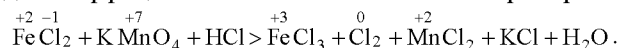


Перенести эти коэффициенты в схему реакции. Затем подобрать коэффициенты перед формулами других веществ реакции:

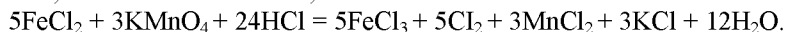


Правильность составления уравнения обычно определяют по числу атомов кислорода в левой и правой частях уравнения.

Встречаются реакции, в которых число частиц, изменяющих свою степень окисления, больше двух. Тогда определяют общее число электронов, отданных восстановителями, и общее число электронов, принятых окислителями, и далее находят коэффициенты обычным способом. Например:



$Fe^{+2}$ ,  $Cl^-$  – восстановители;  $Mn^{+7}$  – окислитель.



### Вопросы для контроля

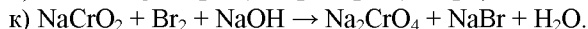
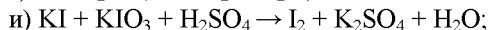
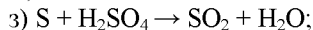
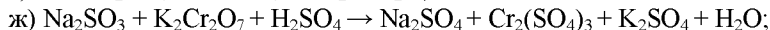
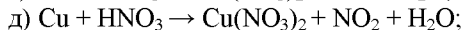
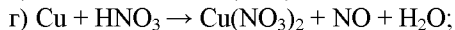
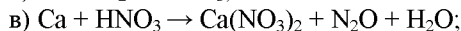
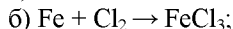
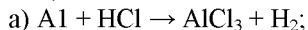
1. Какие реакции, называются окислительно-восстановительными?
2. Какой процесс называется: а) окислением? б) восстановлением?
3. Как изменяется степень окисления элемента: а) в процессе окисления? б) в процессе восстановления?
4. Какие вещества называются: а) восстановителями? б) окислителями?
5. Какие вещества могут быть только восстановителями, только окислителями и окислителями и восстановителями?
6. Какие типы окислительно-восстановительных реакций существуют?
7. Какое правило лежит в основе метода электронного баланса?

### Упражнения для самостоятельной работы

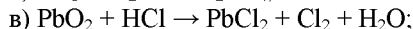
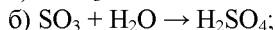
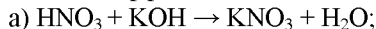
1. Могут ли быть окислителями: а) металлы? б) ионы металлов? в) неметаллы?
2. Какими свойствами – окислительными или восстановительными – обладают ионы  $S^{2-}$ ,  $NO_3^-$ ,  $Cl^-$ , атомы фосфора, фтора, алюминия?
3. Может ли быть восстановителем азотная кислота? Как объясняются ее окислительные свойства?
4. Какие из ионов и молекул  $Fe^{2+}$ ,  $Br^-$ ,  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $F_2$ ,  $Pb^{2+}$  могут быть в реакциях только восстановителями? Только окислителями? Окислителями и восстанови-

телями?

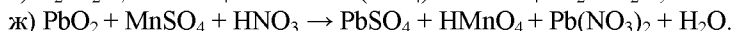
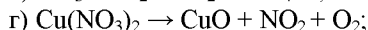
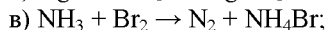
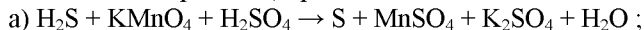
5. Для реакций, протекающих по указанным ниже схемам, составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях каждой реакции. Укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем:



6. Какие из указанных ниже схем являются схемами окислительно-восстановительных реакций? Для окислительно-восстановительных реакций определите коэффициенты методом электронного баланса:

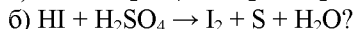
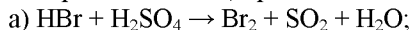


7. Методом электронного баланса составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, протекающих по схемам:



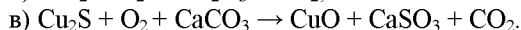
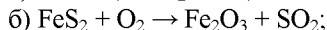
Для каждой реакции укажите, какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

8. У какого из соединений – бромоводорода (HBr) или йодоводорода (HI) сильнее проявляются восстановительные свойства в реакциях с концентрированной серной кислотой, протекающих по схемам:

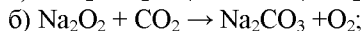
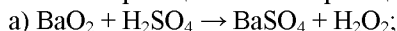


Составьте электронные уравнения, расставьте коэффициенты.

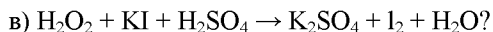
9. Подберите коэффициенты в следующих схемах окислительно-восстановительных реакций, укажите окислители, восстановители:



10. Какая реакция является реакцией диспропорционирования:







## Практическое занятие 8.

### Электродные потенциалы. Гальванические элементы. Электролиз

*Цель:* освоить методику вычислений электродных потенциалов металлов и э.д.с. гальванических элементов. Закрепить теоретический материал; овладеть навыками составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих на электродах при электролизе; освоить методику решения задач на законы Фарадея.

*План занятия:*

1. Электродные потенциалы металлов. Гальванические элементы.
2. Сущность электролиза.
3. Порядок разрядки ионов на электродах.
4. Законы Фарадея.

#### 8.1. Электродные потенциалы. Гальванические элементы

При погружении металлической пластины (электрода) в раствор соли данного металла на границе металл-раствор возникает двойной электрический слой (ДЭС).

Разность потенциалов, возникающая в двойном электрическом слое на границе металл-раствор, называется электродным потенциалом.

Непосредственно измерить потенциал отдельного электрода (металла) невозможно. Поэтому электродные потенциалы измеряют относительно стандартного водородного электрода, потенциал которого принимают равным нулю. Потенциал каждого электрода (металла) зависит от природы металла, концентрации его ионов в растворе, температуры.

Разность потенциалов между металлом, погруженным в раствор своей соли с концентрацией ионов металла 1 моль/л, и стандартным водородным электродом при стандартных условиях называется стандартным электродным потенциалом металла ( $E^0$ ).

Металлы, расположенные в порядке возрастания алгебраического значения их стандартного электродного потенциала, составляют электрохимический ряд напряжений (ряд стандартных электродных потенциалов).

Значение электродного потенциала количественно характеризует способность металла отдавать электроны, т.е. его восстановительные свойства (химическую активность металла). В этом ряду восстановительная активность металлов в водных растворах от начала ряда уменьшается: металлы, стоящие в начале ряда, легко отдают электроны и превращаются в положительно заряженные ионы; металлы, стоящие в конце ряда, с трудом отдают электроны. И наоборот, окислительная способность катионов металлов увеличивается.

На основании ряда напряжений можно сделать некоторые важные заключения о химической активности металлов.

1. Каждый металл вытесняет из солей другие металлы, имеющие большие значения стандартных электродных потенциалов, т.е. являющиеся менее силь-

ными восстановителями.

2. Металлы, имеющие стандартный электродный потенциал меньше нуля (т.е. потенциала стандартного водородного электрода), способны вытеснять водород из кислот.

3. Металлы, имеющие очень низкие значения стандартного электродного потенциала, т.е. являющиеся сильными восстановителями (от лития до натрия), в любых водных растворах взаимодействуют прежде всего с водой.

Потенциал каждого электрода (металла) зависит от природы металла, концентрации его ионов в растворе, что приблизительно равно концентрации его гидратированных ионов, и температуры. Эта зависимость выражается формулой Нернста:

$$E_{\text{МЕТ}} = E_{\text{МЕТ}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln [\text{Me}^{n+} \cdot \text{mH}_2\text{O}],$$

$E_{\text{МЕТ}}^0$  – стандартный электродный потенциал металла, В;

R – универсальная газовая постоянная (8,314 Дж/град.);

T – температура, °К;

n – число электронов, принимавших участие в процессе, или заряд иона металла;

F – константа Фарадея (96500 Кл)

$[\text{Me}^{n+} \cdot \text{mH}_2\text{O}] = C$  – концентрация гидратированных ионов металла, моль/л.

Подставив в формулу значения R, T, F и переведя натуральный логарифм в десятичный (коэффициент перевода 2,303), получим:

$$E_{\text{МЕТ}} = E_{\text{МЕТ}}^0 + \frac{8,314 \cdot 298 \cdot 2,303}{n \cdot 96500} \lg C = E_{\text{МЕТ}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C - \text{формула Нернста.}$$

Если окислительно-восстановительную реакцию осуществить так, чтобы процессы окисления и восстановления были пространственно разделены, и создать возможность перехода электронов от восстановителя к окислителю по внешней цепи, то во внешней цепи возникнет направленное перемещение электронов – электрический ток. При этом энергия химической окислительно-восстановительной реакции превращается в электрическую энергию.

Устройства, в которых энергия окислительно-восстановительной реакции преобразуется в электрическую, называются гальваническими элементами. В основе работы гальванических элементов лежат явления, происходящие на границе между металлом и раствором электролита и сопровождающиеся возникновением на ней разности, или скачка, потенциалов.

Всякий гальванический элемент состоит из двух электродов – металлов, погруженных в растворы электролитов; последние сообщаются друг с другом через пористую перегородку.

Электрод, на котором протекает процесс окисления, называется анодом. Анодом всегда является более активный металл.

Электрод, на котором протекает процесс восстановления, называется катодом. Катодом является менее активный металл. В гальваническом элементе анод заряжен отрицательно, а катод – положительно.

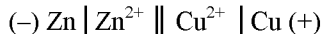
Количественной характеристикой гальванического элемента служит его электродвижущая сила (э.д.с.). Э.д.с. – это максимальное значение напряжения гальванического элемента, соответствующее обратимому протеканию происхо-

дущей в нем реакции.

Э.д.с. гальванического элемента равна разности электродных потенциалов катода и анода:

$$\text{Э.д.с.} = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}}$$

Гальванический элемент изображают в виде схемы, например,

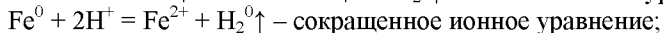
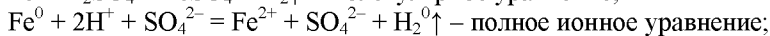
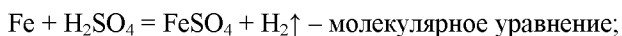


### Решение типовых задач

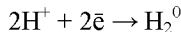
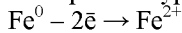
**Задача 1.** Железная и серебряная пластины опущены в одномолярные растворы серной кислоты. В каком случае пойдет реакция? Написать уравнение реакции в молекулярном, ионном и электронном видах.

*Решение.*

По ряду напряжений определяем, что железо находится до водорода, серебро – после водорода. Значит, только железо будет вытеснять водород из кислоты.



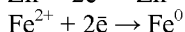
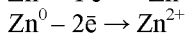
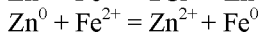
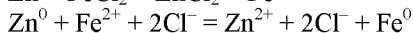
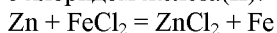
электронные уравнения:



**Задача 2.** Цинковые пластины опущены в растворы хлорида магния, хлорида натрия и хлорида железа(II). С какими из солей произойдет реакция? Составить уравнение реакции в молекулярном, ионном и электронном видах.

*Решение.*

Цинк может вытеснить из растворов металлы, имеющие большие значения стандартных электродных потенциалов, т.е. стоящие в ряду напряжений металлов после цинка. Магний и натрий имеют меньшие значения электродных потенциалов, находятся до цинка, значит, цинк не вытеснит эти металлы из растворов их солей. Железо находится после цинка, поэтому цинк будет реагировать с хлоридом железа(II):



**Задача 3.** Вычислить электродный потенциал железа, если железная пластинка опущена в раствор сульфата железа (II) с концентрацией ионов железа 0,01 моль/л.

*Решение.*

Электродный потенциал железа вычисляем по формуле Нернста:

$$E_{\text{МЕТ}} = E_{\text{МЕТ}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C$$

Стандартный электродный потенциал железа равен  $-0,44$  В;  $n = 2$ ;  $C = 0,01$

$= 10^{-2}$  моль/л. Подставляем эти значения в формулу.

$$E(\text{Fe}) = -0,44 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-2} = -0,499 \text{ В.}$$

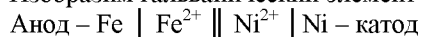
**Задача 4.** Вычислить э.д.с. гальванического элемента, составленного из железного и никелевого электродов, опущенных в одномолярные растворы их солей. Написать уравнения реакций, протекающих на электродах.

*Решение.*

Э.д.с. любого гальванического элемента равна разности электродных потенциалов катода и анода:

$$\text{Э.д.с.} = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}}$$

Изобразим гальванический элемент в виде схемы:



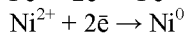
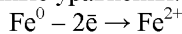
$$C = 1 \text{ моль/л}$$

$$E^0(\text{Fe}) = -0,44 \text{ В}; E^0(\text{Ni}) = -0,25 \text{ В}$$

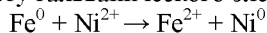
В данном гальваническом элементе анодом является более активный металл – железо, а катодом – никель. Так как концентрация растворов солей 1 моль/л, то для вычисления э.д.с. берем разность стандартных электродных потенциалов.

$$\text{Э.д.с.} = E^0(\text{Ni}) - E^0(\text{Fe}) = -0,25 - (-0,44) = 0,19 \text{ В}$$

На аноде протекает процесс окисления, а на катоде восстанавливаются ионы металла из раствора соли. Этим процессам соответствуют следующие электронные уравнения:



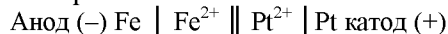
Если сложить эти 2 уравнения, то получим ионное уравнение, выражающее работу гальванического элемента:



**Задача 5.** Вычислить э.д.с. гальванического элемента, составленного из железного и платинового электродов, опущенных в растворы их солей. Концентрация ионов железа в растворе равна 0,1 моль/л, а концентрация ионов платины – 0,01 В. Написать уравнения реакций, протекающих на электродах.

*Решение.*

Изобразим гальванический элемент в виде схемы:



$$E^0(\text{Fe}) = -0,44 \text{ В}; E^0(\text{Pt}) = 1,19 \text{ В}$$

$$C(\text{Fe}^{2+}) = 0,1 \text{ моль/л}; C(\text{Pt}^{2+}) = 0,01 \text{ моль/л}$$

В данном гальваническом элементе анодом является более активный металл железо, а катодом – платина. Э.д.с. любого гальванического элемента равна разности электродных потенциалов катода и анода:

$$\text{Э. д. с.} = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}} = E(\text{Pt}) - E(\text{Fe})$$

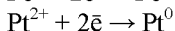
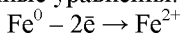
Так как концентрация растворов солей, в которые опущены электроды не равна 1 моль/л, то необходимо вычислить электродные потенциалы металлов по формуле Нернста.

$$E(\text{Fe}) = -0,44 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-1} = -0,47 \text{ В.}$$

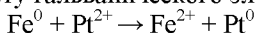
$$E(\text{Pt}) = 1,19 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-2} = 1,13 \text{ В.}$$

$$\text{Э.д.с.} = E(\text{Pt}) - E(\text{Fe}) = 1,13 - (-0,47) = 1,60 \text{ В}$$

На аноде протекает процесс окисления, а на катоде восстанавливаются ионы металла из раствора соли. Этим процессам соответствуют следующие электронные уравнения:



Если сложить эти 2 уравнения, то получим ионное уравнение, выражающее работу гальванического элемента:

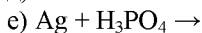
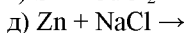
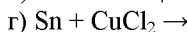
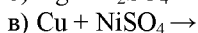
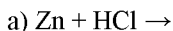


### Вопросы для контроля

1. В результате каких процессов в растворе образуется двойной электрический слой?
2. Что такое электродный потенциал?
3. Что такое стандартные электродные потенциалы металлов?
4. От чего зависит электродный потенциал металла? Формула Нернста.
5. Что характеризует электрохимический ряд напряжений металлов?
6. Какие устройства называются гальваническими элементами?
7. Какой электрод называется анодом, какой катодом?
8. Как вычисляется э.д.с. гальванического элемента?

### Упражнения и задачи для самостоятельной работы

1. Какие из следующих реакций возможны:



Напишите уравнения возможных реакций в молекулярном, ионном и электронном видах.

2. Цинковые пластинки опущены в растворы следующих солей: хлорида магния, сульфата меди, нитрата натрия и хлорида железа (III). С какими из солей произойдет реакция? Составить молекулярные, ионные и электронные уравнения.

3. Вычислить электродный потенциал железа, если железная пластинка опущена в раствор сульфата железа (II). Концентрация ионов железа  $\text{Fe}^{2+}$  равна 2 моль/л.

4. Чему равен потенциал олова, если оловянная пластинка опущена в раствор нитрата олова (II), с концентрацией ионов  $\text{Sn}^{2+}$  в растворе 0,01 моль/л?

5. Чему равен потенциал серебра, если серебряная пластинка опущена в раствор нитрата серебра, с концентрацией ионов  $\text{Ag}^+$  в растворе 0,001 моль/л?

6. Чему равен потенциал никеля, если никелевая пластинка опущена в раствор хлорида никеля. Концентрация ионов  $\text{Ni}^{2+}$  в растворе равна 0,02 моль/л?

7. Вычислить э.д.с. гальванического элемента, составленного из магниевого и серебряного электродов, опущенных в растворы их солей. Концентрация ионов магния в растворе равна 1 моль/л, а концентрация ионов серебра – 0,01 В. Написать уравнения реакций, протекающих на электродах в ионном и электронном видах.

8. Составить два гальванических элемента, в одном из которых олово было бы анодом, а в другом – катодом. Написать уравнения, происходящих при работе элемента, реакций. Вычислить э.д.с. Принять концентрацию растворов, равной 1 моль/л.

9. Какие процессы будут происходить у электродов гальванического элемента, составленного из пластинок алюминия и серебра, погруженных: первая в 0,001 молярный раствор нитрата алюминия, а вторая – в одномолярный раствор нитрата серебра? Вычислить э.д.с. этого гальванического элемента.

10. Написать уравнения реакций, происходящих при работе гальванического элемента, составленного из титанового и магниевого электродов, опущенных в 0,01 молярные растворы их солей. Вычислить э.д.с. элемента.

## 8.2. Сущность электролиза

Электролизом называется окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении постоянного электрического тока через расплав или раствор электролита. Электрод, соединенный с отрицательным полюсом источника тока, называется катодом, а соединенный с положительным полюсом – анодом.

Сущность электролиза состоит в том, что за счет электрической энергии осуществляется химическая реакция, которая не может протекать самопроизвольно. При пропускании электрического тока через электролит электроны, приносимые катодом, переходят к окислителю, содержащемуся в электролите. В то же время восстановитель, содержащийся в электролите, отдает свои электроны аноду, уносящему их к источнику тока. Таким образом, у катода протекает процесс восстановления, у анода – процесс окисления. Оба эти процесса образуют единую окислительно-восстановительную реакцию. Но в отличие от обычных окислительно-восстановительных реакций электроны от восстановителя к окислителю переходят через посредство электрического тока.

## 8.3. Порядок разрядки ионов на электродах

Электролиз расплавов и растворов отличается друг от друга. В случае электролиза расплава на электродах разряжаются только катионы металлов и анионы кислотных остатков или гидроксид-ионы.

В растворе соли кроме ионов металла и кислотного остатка присутствуют молекулы воды и ионы  $\text{H}^+$ ,  $\text{OH}^-$  – продукты диссоциации  $\text{H}_2\text{O}$ . Поэтому при рассмотрении реакций на электродах необходимо учитывать возможность участия молекул  $\text{H}_2\text{O}$  в электролизе.

Для определения результатов электролиза водных растворов существуют следующие правила:

*Процесс на катоде* не зависит от материала катода, а зависит от положения металла в электрохимическом ряду напряжений.

1. Если катион электролита находится в начале ряда напряжений (по Al включительно), то на катоде идет процесс восстановления воды (выделяется  $H_2\uparrow$ ). Катионы металла не восстанавливаются, остаются в растворе.

2. Если катион электролита находится в ряду напряжений между алюминием и водородом, то на катоде восстанавливаются одновременно и ионы металла, и молекулы воды.

3. Если катион электролита находится в ряду напряжений после водорода, то на катоде идет только процесс восстановления ионов металла.

4. Если в растворе находится смесь катионов разных металлов, то первым восстанавливается катион того металла, который имеет наибольшее алгебраическое значение электродного потенциала.

*Процесс на аноде* зависит от материала анода и от природы аниона.

1. Если анод растворимый (железо, медь, цинк, серебро и все металлы, которые окисляются в процессе электролиза), то независимо от природы аниона всегда идет окисление металла анода.

2. Если анод нерастворимый, т.е. инертный (уголь, графит, платина, золото), то:

а) при электролизе растворов солей бескислородных кислот (кроме фторидов) на аноде идет процесс окисления аниона;

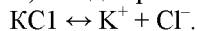
б) при электролизе растворов солей оксокислот и фторидов на аноде идет процесс окисления воды (выделяется кислород); анион не окисляется, остается в растворе. При электролизе растворов щелочей идет окисление гидроксид-ионов.

### **Решение типовых задач**

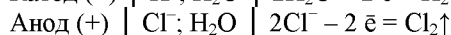
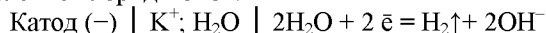
**Задача 1.** Написать уравнения электролиза раствора  $KCl$ , если: а) анод нерастворимый; б) анод растворимый (медный).

*Решение.*

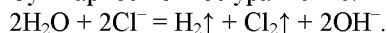
а) Анод нерастворимый.



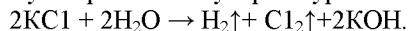
Катион металла  $K^+$  в ряду напряжений металлов находится до алюминия, поэтому на катоде восстанавливаются молекулы воды с выделением водорода. Кислотный остаток  $Cl^-$  не содержит кислород, поэтому на аноде происходит окисление хлорид-ионов.



Суммарное ионное уравнение:



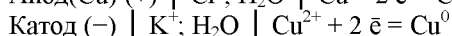
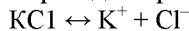
Суммарное молекулярное уравнение электролиза



$KOH$  – вторичный продукт электролиза (в катодном пространстве). В результате электролиза раствора  $KCl$  на катоде выделяются водород, а на аноде – хлор.

б) Анод растворимый (медный).

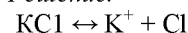
Так как анод медный, то происходит окисление молекул меди (молекулы меди переходят в раствор в виде ионов). Эти ионы откладываются на катоде.



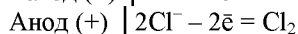
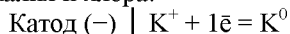
В результате электролиза раствора KCl на медном аноде происходит перенос ионов меди с анода на катод и выделение чистой меди на катоде. Концентрация KCl в растворе не меняется.

**Задача 2.** Написать уравнения электролиза расплава KCl

*Решение.*



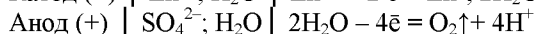
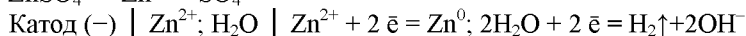
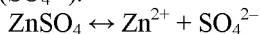
В случае электролиза расплава KCl на электродах разряжаются только ионы калия и хлора:



**Задача 3.** Написать схему электролиза  $\text{ZnSO}_4$  с угольными электродами.

*Решение.*

Цинк в ряду напряжений металлов находится после алюминия, но до водорода, поэтому на катоде восстанавливаются ионы цинка и молекулы воды, а на аноде окисляются молекулы воды, так как кислотный остаток содержит кислород ( $\text{SO}_4^{2-}$ ).

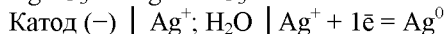
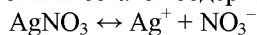


Суммарное уравнение реакции в данном примере написать нельзя, так как неизвестно, какая часть общего количества электричества идет на восстановление воды, а какая – на восстановление ионов цинка. В результате электролиза раствора  $\text{ZnSO}_4$  на катоде выделяются цинк и водород, а на аноде – кислород. В растворе остается  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – вторичный продукт электролиза (в анодном пространстве).

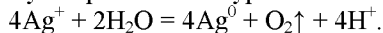
**Задача 4.** Написать уравнение реакции электролиза водного раствора  $\text{AgNO}_3$  с инертными электродами.

*Решение.*

Серебро в ряду напряжений находится после водорода, поэтому на катоде восстанавливаются ионы серебра, а на аноде окисляются молекулы воды, так как кислотный остаток содержит кислород ( $\text{NO}_3^-$ ).

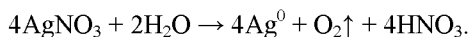


Суммарное ионное уравнение:



Суммарное молекулярное уравнение электролиза



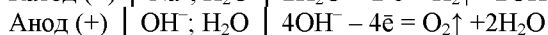
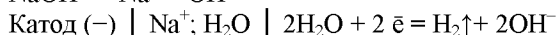
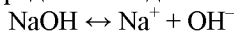


$\text{HNO}_3$  – вторичный продукт электролиза (в анодном пространстве). В результате электролиза раствора  $\text{AgNO}_3$  на катоде выделяется серебро, а на аноде – кислород.

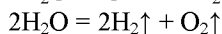
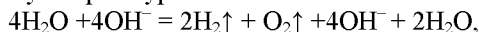
**Задача 5.** Написать уравнение реакции электролиза раствора гидроксида натрия  $\text{NaOH}$ .

*Решение.*

Натрий – активный металл, в ряду напряжений металлов находится до алюминия, поэтому на катоде восстанавливаются молекулы воды с выделением водорода. На аноде окисляются гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$ .



Суммарное уравнение:



В результате электролиза выделяется  $\text{H}_2$  и  $\text{O}_2$ , так как окислению-восстановлению подвергаются только молекулы  $\text{H}_2\text{O}$ .

### Вопросы для контроля

1. Что называется электролизом?
2. Какой электрод называют катодом, какой – анодом?
3. Какие процессы протекают на катоде, на аноде?
4. Чем отличается электролиз расплавов от электролиза водных растворов?
5. Какие типы, анодов Вы знаете?
6. Какой порядок разрядки ионов на катоде?
7. Какой порядок разрядки ионов на аноде?

### Упражнения и задачи для самостоятельной работы

1. Напишите уравнения электролиза водных растворов иодида калия, сульфата кальция с инертными электродами.
2. Напишите уравнения электролиза расплава и водного раствора хлорида бария. Чем отличаются эти процессы?
3. Составьте уравнения электролиза водных растворов солей с графитовыми электродами: а)  $\text{K}_3\text{PO}_4$ , б)  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ , в)  $\text{MnI}_2$ , г)  $\text{PtSO}_4$ , д)  $\text{SnBr}_2$ .
4. Составьте уравнения электролиза водных растворов следующих веществ (анод нерастворимый): а)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , б)  $\text{SrCl}_2$ , в)  $\text{HCl}$ , г)  $\text{ZnF}_2$ , д)  $\text{HF}$ , е)  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ , ж)  $\text{AuCl}_3$ .
5. Составьте уравнения электролиза водного раствора  $\text{AgNO}_3$ : а) с медными электродами, б) с графитовыми электродами. Чем отличаются процессы? Почему?
6. В каких случаях при электролизе на катоде выделяется водород? Приведите примеры с уравнениями реакций.

#### 8.4. Законы Фарадея

С количественной стороны процесс электролиза впервые был изучен в 30-х годах XIX века выдающимся английским физиком Фарадеем, который в результате своих исследований установил следующие законы электролиза.

1. Масса образующегося при электролизе вещества пропорциональна количеству прошедшего через раствор электричества:

$$m = kQ,$$

где  $m$  – масса продукта электролиза;

$Q$  – количество прошедшего через раствор электричества;

$k$  – коэффициент пропорциональности, называемый электрохимическим эквивалентом; коэффициент пропорциональности равняется количеству продукта электролиза, образующегося у электрода при пропускании через электролит одного кулона электричества, и является индивидуальным свойством каждого продукта электролиза.

Из физики известно, что количество электричества  $Q$ , прошедшего через электролит, равно произведению силы тока  $I$  на время  $t$ . Тогда последнее уравнение принимает вид:  $m = kIt$

Этот закон вытекает из сущности электролиза. В месте соприкосновения металла с раствором происходит электрохимический процесс – взаимодействие ионов или молекул электролита с электронами металла, так что электролитическое образование вещества является результатом этого процесса. Ясно, что количество вещества, получающегося у электрода, всегда будет пропорционально числу прошедших по цепи электронов, т.е. количеству электричества.

2. При электролизе различных химических соединений равные количества электричества приводят к электрохимическому превращению эквивалентных количеств веществ.

Экспериментально установлено, что при пропускании через электролит 96500 кулонов электричества выделяется по одному эквиваленту продуктов электролиза. Это число называется числом или константой Фарадея и обозначается буквой  $F$ . Значит, для выделения 1 г (эквивалентная масса) водорода необходимо пропустить через раствор 96500 кулонов электричества, для выделения 108 г (эквивалентная масса) серебра также необходимо 96500 Кл. и т.д.

Рассматривая второй закон электролиза с точки зрения электронной теории, нетрудно понять, почему при электролизе вещества выделяются в химически эквивалентных количествах. Обратимся, например, к электролизу хлорида меди (II). При выделении меди из раствора каждый ион меди получает от катода два электрона, и в то же время два хлорид-иона отдают электроны аноду, превращаясь в атомы хлора. Следовательно, число выделившихся атомов меди всегда будет вдвое меньше числа выделившихся атомов хлора, т.е. массы меди и хлора будут относиться друг к другу, как их эквивалентные массы.

Законам Фарадея можно дать общую формулировку: *масса электролита, подвергаясь превращению при электролизе, а также массы образующихся на электродах веществ прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита, и эквивалентным массам соответствующих веществ.*

Законы электролиза выражается уравнением:  $m = \frac{\mathcal{E}It}{F}$

В этой формуле  $\mathcal{E}$  – эквивалентная масса выделившегося вещества,  $F$  – константа Фарадея.

Если в результате электролиза выделяется газообразное вещество, то, заменив в формуле массу на объем и эквивалентную массу на эквивалентный объем  $V_{\mathcal{E}}$ , получим формулу:  $V = \frac{V_{\mathcal{E}}It}{F}$

Второй закон электролиза дает прямой метод определения эквивалентов различных элементов. На этом же законе основаны расчеты, связанные с электрохимическими производствами.

Законы электролиза относятся к электролизу растворов, расплавов и твердых электролитов с чисто ионной проводимостью.

### Решение типовых задач

**Задача 1.** Сколько граммов меди выделится на катоде при электролизе раствора хлорида меди (II) в течение 0,5 часа при силе тока 2 А?

*Решение.*

Согласно закону Фарадея  $m = \frac{\mathcal{E}It}{F}$

Эквивалентная масса двухвалентной меди равна отношению атомной массы меди к ее валентности ( $64/2 = 32$  г/моль); время переводим в секунды (0,5 часа = 1800 с). Подставляем полученные числа в формулу:  $m = \frac{32 \cdot 2 \cdot 1800}{96500} = 1,2$  г.

**Задача 2.** Определить объем водорода, который выделится на катоде при электролизе раствора иодида натрия в течение 2,5 часа при силе тока 6 ампер.

*Решение.*

Согласно закону Фарадея:  $V = \frac{V_{\mathcal{E}}It}{F}$

Эквивалентный объем водорода равен 11,2 л; 2,5 часа равны 9000 с; подставляем числа в формулу:

$$V = \frac{11,2 \cdot 6 \cdot 9000}{96500} = 6,3 \text{ л.}$$

**Задача 3.** При какой силе тока можно получить на катоде 0,5 г никеля, подвергая электролизу раствор  $\text{NiSO}_4$  в течение 25 мин?

*Решение.*

Согласно закону Фарадея:  $m = \frac{\mathcal{E}It}{F}$

Из этой формулы выводим, чему равна сила тока I:

$$I = \frac{mF}{\mathcal{E}t} = \frac{0,5 \cdot 96500}{59/2 \cdot 25 \cdot 60} = 1,1 \text{ А.}$$

### Вопросы для контроля

1. Что называется электролизом?

2. Как читается первый закон Фарадея?
3. Как читается второй закон Фарадея?
4. Что такое электрохимический эквивалент?
5. Что такое константа Фарадея, чему она равна?
6. Какая формула объединяет законы Фарадея?

### Задачи для самостоятельной работы

1. Сколько граммов меди выделится на катоде при электролизе раствора хлорида меди (II) в течение 0,5 часа при силе тока 2 А?
2. Чему равна сила тока при электролизе раствора в течение 1 часа 40 мин. 25 с, если на катоде выделилось 1,4 л водорода, измеренного при нормальных условиях?
3. Сколько минут следует пропускать ток силой 0,5 А через раствор для выделения 0,27 г серебра?
4. Сколько времени потребуется для полного разложения 2 молей воды током силой 2 А?
5. Найти объем кислорода (условия нормальные), который выделится при пропускании тока силой 6 А в течение 30 минут через водный раствор KOH.
6. Найти объем водорода (условия нормальные), который выделится при пропускании тока силой 3 А в течение 1 часа через водный раствор H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.
7. Для выделения 1,75 г некоторого металла из раствора его соли потребовалось пропускать ток силой 1,8 А в течение 1,5 часа. Вычислить эквивалент металла.
8. При прохождении через раствор соли трехвалентного металла тока силой 1,5 А в течение 30 минут на катоде выделилось 1,071 г металла. Вычислить атомную массу металла.
9. При какой силе тока можно из водного раствора NaOH выделить 6 л кислорода в течение 3ч (условия нормальные)?
10. Вычислить массу серебра, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 6 А через раствор нитрата серебра в течение 30 мин.

### Показатели и критерии оценивания работы студента на практическом занятии по химии

Работа студентов на практических занятиях оцениваются по государственной шкале. Обобщенная характеристика знаний и умений дисциплины при работе на практических занятиях по химии приводится ниже.

Национальная шкала	Характеристика знания дисциплины и ответов
отлично (5)	Студент правильно решил задачу, выполнил упражнение или правильно составил уравнения хим. реакций. При этом знает теоретический материал, правильно обосновывает принятые решения, хорошо владеет умениями и навыками при выполнении практических задач, правильно отвечает на дополнительные вопросы преподавателя
хорошо (4)	Студент решил задачу или выполнил упражнение с не-

	<p>значительной ошибкой, при обосновании решения допустил неточности. При этом владеет необходимыми умениями и навыками при выполнении практических задач, правильно отвечает на дополнительные вопросы преподавателя.</p>
<p>удовлетворительно (3)</p>	<p>Студент решил задачу или выполнил упражнение с незначительной ошибкой, допустил неточности при объяснении хода решения задачи. При этом недостаточно владеет умениями и навыками при выполнении практических задач.</p>
<p>неудовлетворительно (2)</p>	<p>Студент не решил задачу или не выполнил упражнение, не владеет основными умениями и навыками при выполнении практических задач. Не знает теоретический материал, не отвечает на дополнительные вопросы.</p>

## Список рекомендованной литературы

1. Химия. Конспект лекций для студентов направления подготовки 44.03.04 и специальности 21.05.04. /Р.Г. Чернышева - Стаханов: СУНИГОТ, 2019. - 96 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия в 2 т. Том 1,2. 20-е изд., пер. и доп. Учебник. 2018 / Гриф УМО. ISBN: 978-5-9916-9672-2, 978-5-9916-9671-5. Режим доступа: <https://biblio-online.ru/book/obschaya-himiya-v-2-t-tom-1-421085>
3. Семенов И.Н. Химия [Электронный ресурс]: учебник для вузов/ Семенов И.Н., Перфилова И.Л.— Электрон. текстовые данные.— СПб.: ХИМИЗДАТ, 2016.— 656 с. Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/49800.html>
4. Нечаев А.В. Химия. Часть 2. Учебное пособие. — Екатеринбург : Издательство Уральского университета, 2016. — 112 с. — ISBN 978-5-321-02334-1, 978-5-321-02468-3 (ч. 2). Режим доступа: <https://www.twirpx.com/file/2135072/>
5. Аввакумова Н.П., Катунина Е.Е. и др. Краткий курс химии. Самара: Волга Документ, 2016. — 195 с. Режим доступа: <https://www.twirpx.com/file/2271727/>
6. Пресс И.А. Основы общей химии. Учебное пособие / Пресс И.А.— СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017.— 352 с. Режим доступа: <https://www.twirpx.com/file/2487250/>
7. Журнал «Химия и жизнь». <http://www.diagram.com.ua/library/himiya-i-zhizn/>
8. Образование, наука и производство. Издательство: Научная компания «Наука и образование». ISSN 2306-7047. Год основания 2012. <https://e.lanbook.com/journal/224>

Таблица 1 – Константы диссоциации некоторых слабых электролитов в водных растворах при 25° С

Электролит	Формула	К	Значение
Нитритная кислота	$\text{HNO}_2$	$K_1$	$2,6 \cdot 10^{-5}$
Аммония гидроксид	$\text{NH}_4\text{OH}$	$K_1$	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Борная кислота	$\text{H}_3\text{BO}_3$	$K_1$	$5,8 \cdot 10^{-10}$
Водород пероксид	$\text{H}_2\text{O}_2$	$K_1$	$2,6 \cdot 10^{-12}$
Силикатная кислота	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	$K_1$ $K_2$	$2,2 \cdot 10^{-10}$ $1,6 \cdot 10^{-12}$
Сульфитная кислота	$\text{H}_2\text{SO}_3$	$K_1$ $K_2$	$1,6 \cdot 10^{-2}$ $6,3 \cdot 10^{-8}$
Сульфидная кислота	$\text{H}_2\text{S}$	$K_1$ $K_2$	$6 \cdot 10^{-8}$ $1 \cdot 10^{-14}$
Карбонатная кислота	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$K_1$ $K_2$	$4,5 \cdot 10^{-7}$ $4,7 \cdot 10^{-11}$
Уксусная кислота	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$K_1$	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Фосфатная кислота	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$K_1$ $K_2$ $K_3$	$7,5 \cdot 10^{-3}$ $6,3 \cdot 10^{-8}$ $1,3 \cdot 10^{-12}$

Таблица 2 – Растворимость солей и оснований в воде

Анионы	Катионы																				
	Li <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Str <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Bi <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	
Cl <sup>-</sup>	р	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	р	р	р	м	-	р	р	р	р
Br <sup>-</sup>	р	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	м	р	р	м	-	р	р	р	р
I <sup>-</sup>	р	р	р	-	н	р	р	р	р	р	р	н	р	р	р	н	-	р	р	-	р
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	-	р	р	р	-	р	р	р
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	-	р	-	-	р	-	р	р
S <sup>2-</sup>	р	р	р	р	н	н	-	р	р	р	н	н	-	н	н	н	-	н	н	р	р
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	-	-	н	н	-	н	-	н	н
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	р	р	м	р	м	н	н	р	-	р	р	н	-	р	р	р	р	р
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	-	н	н	н	н	н	н	н	-	-	-	н	н	-	н	-	н	н
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	р	р	-	-	-	н	н	н	н	н	н	-	н	-	н	-	-	н	н	н	н
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	р	н	н	р	м	м	н	н	н	-	-	н	н	р	н	-	-	-
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	н	р	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н
OH <sup>-</sup>	р	р	р	р	н	-	н	м	м	р	н	-	н	н	н	н	н	н	н	н	н

Примечание: р – растворимое, м – малорастворимое, н – практически нерастворимое вещество (прочерк означает, что вещество не существует или разлагается водой)



Таблица 3 – Стандартные электродные потенциалы некоторых металлов (ряд напряжений)

Электрод	$E^0, \text{В}$	Электрод	$E^0, \text{В}$
Li / Li <sup>+</sup>	-3,045	Cd / Cd <sup>2+</sup>	-0,403
Rb / Rb <sup>+</sup>	-2,925	Co / Co	-0,277
K / K <sup>+</sup>	-2,924	Ni / Ni <sup>2+</sup>	-0,25
Cs / Cs <sup>+</sup>	-2,923	Sn / Sn <sup>2+</sup>	-0,136
Ba / Ba <sup>2+</sup>	-2,90	Pb / Pb <sup>2+</sup>	-0,127
Ca / Ca <sup>2+</sup>	-2,87	Fe / Fe <sup>3+</sup>	-0,037
Na / Na <sup>+</sup>	-2,714	H <sub>2</sub> / 2H <sup>+</sup>	0,000
Mg / Mg <sup>2+</sup>	-2,37	Sb / Sb <sup>3+</sup>	+0,20
Al / Al <sup>3+</sup>	-1,70	Bi / Bi <sup>3+</sup>	+0,215
Tl / Tl <sup>2+</sup>	-1,603	Cu / Cu <sup>2+</sup>	+0,34
Zr / Zr <sup>4+</sup>	-1,58	Cu / Cu <sup>+</sup>	+0,52
Mn / Mn <sup>2+</sup>	-1,18	2Hg / Hg <sup>2+</sup>	+0,79
V / V <sup>2+</sup>	-1,18	Ag / Ag <sup>+</sup>	+0,80
Cr / Cr <sup>2+</sup>	-0,913	Hg / Hg <sup>2+</sup>	+0,85
Zn / Zn <sup>2+</sup>	-0,763	Pt / Pt <sup>2+</sup>	+1,19
Cr / Cr <sup>3+</sup>	-0,74	Au / Au <sup>3+</sup>	+1,50
Fe / Fe <sup>2+</sup>	-0,44	Au / Au <sup>+</sup>	+1,70

Учебное издание

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ  
к практическим занятиям  
по дисциплине  
«Химия»  
для студентов направления подготовки  
**44.03.04 Профессиональное обучение (по отраслям)**

Составитель:  
Раиса Григорьевна Чернышева

Печатается в авторской редакции.  
Компьютерная верстка и оригинал-макет автора.

Подписано в печать \_\_\_\_\_  
Формат 60x84<sup>1</sup>/<sub>16</sub>. Бумага типограф. Гарнитура Times  
Печать офсетная. Усл. печ. л. \_\_\_\_\_. Уч.-изд. л. \_\_\_\_\_  
Тираж 100 экз. Изд. № \_\_\_\_\_. Заказ № \_\_\_\_\_. Цена договорная.

Издательство Луганского государственного  
университета имени Владимира Даля

*Свидетельство о государственной регистрации издательства  
МИ-СРГ ИД 000003 от 20 ноября 2015 г.*

**Адрес издательства:** 91034, г. Луганск, кв. Молодежный, 20а  
**Телефон:** 8 (0642) 41-34-12, **факс:** 8 (0642) 41-31-60  
**E-mail:** [uni@snu.edu.ua](mailto:uni@snu.edu.ua)    **http:** [www.snu.edu.ua](http://www.snu.edu.ua)