

М.И. ЛЕБЕДЕВА, И.А. АНКУДИМОВА

# СБОРНИК ЗАДАЧ И УПРАЖНЕНИЙ ПО ХИМИИ



◆ ИЗДАТЕЛЬСТВО ТГТУ ◆

Министерство образования и науки Российской Федерации  
ГОУ ВПО "Тамбовский государственный технический университет"

**М.И. ЛЕБЕДЕВА, И.А. АНКУДИМОВА**

# **СБОРНИК ЗАДАЧ И УПРАЖНЕНИЙ ПО ХИМИИ**

Рекомендовано Ученым советом университета  
для студентов 1 и 2 курсов  
дневной и заочной форм обучения

*Издание третье, исправленное*



---

Тамбов  
Издательство ТГТУ  
2009

УДК 54(076.1)  
ББК Г1я73-1  
ЛЗЗ

Р е ц е н з е н т

Кандидат химических наук, доцент,  
преподаватель высшей категории Тамбовского областного  
государственного образовательного учреждения – образовательной школы-интерната "Политехнический лицей-интернат ТГТУ"  
*Б.И. Исаева*

**Лебедева, М.И.**

ЛЗЗ Сборник задач и упражнений по химии / М.И. Лебедева, И.А. Анкудимова. – 3-е изд., испр. – Тамбов : Изд-во Тамб. гос. техн. ун-та, 2009. – 176 с. – 150 экз. – ISBN 978-5-8265-0784-1.

Содержит большое число задач и упражнений по основным разделам курса общей и неорганической химии (основные законы и понятия химии, строение атома, химическая связь, термодинамика, химическая кинетика и равновесие, растворы, ОВР, электрохимия). Представлены задачи и вопросы, которые необходимы преподавателю, студенту, ученику для более глубокого усвоения основных положений химии и закономерностей протекания химических процессов.

Предназначен для студентов 1, 2 курсов дневной, заочной форм обучения, изучающих курс "Химия", а также для учащихся средних учебных заведений, которые готовятся к олимпиадам и сдаче единого государственного экзамена (ЕГЭ) по химии.

УДК 54(076.1)

ББК Г1я73-1

ISBN 978-5-8265-0784-1

© ГОУ ВПО Тамбовский государственный  
технический университет (ТГТУ), 2009

Учебное издание

ЛЕБЕДЕВА Мария Ивановна,  
АНКУДИМОВА Ирина Александровна

## **СБОРНИК ЗАДАЧ И УПРАЖНЕНИЙ ПО ХИМИИ**

Издание третье, исправленное

Редактор З.Г. Чернова

Инженер по компьютерному макетированию М.Н. Рыжкова

Подписано в печать 04.03.2009.

Формат 60 × 84/16. 10,23 усл. печ. л. Тираж 150 экз. Заказ № 86

Издательско-полиграфический центр  
Тамбовского государственного технического университета  
392000, Тамбов, Советская, 106, к. 14

**ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА  
ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА**

ПЕРИОДЫ	Ряды	ГРУППЫ								
		I	II	III	IV	V				
1	I	(H)								
2	II	Li 3 6.941 ЛИТИЙ	Be 4 9.01218 БЕРИЛЛИЙ	5	B 6 10.81 БОР	C 7 12.011 УГЛЕРОД	N 7 14.0067 АЗОТ			
3	III	Na 11 22.98977 НАТРИЙ	Mg 12 24.305 МАГНИЙ	13	Al 13 26.98154 АЛЮМИНИЙ	14	Si 14 28.086 КРЕМНИЙ	P 15 30.97376 ФОСФОР		
4	IV	K 19 39.098 КАЛИЙ	Ca 20 40.08 КАЛЬЦИЙ	21	Sc 21 44.9559 СКАНДИЙ	22	Ti 22 47.88 ТИТАН	V 23 50.9414 ВАНАДИЙ		
	V	29	Cu 29 63.546 МЕДЬ	30	Zn 30 65.38 ЦИНК	31	Ga 31 69.72 ГАЛЛИЙ	32	Ge 32 72.59 ГЕРМАНИЙ	33
5	VI	Rb 37 85.4678 РУБИДИЙ	Sr 38 87.62 СТРОНЦИЙ	39	Y 39 88.9059 ИТРИЙ	40	Zr 40 91.22 ЦИРКОНИЙ	41	Nb 41 92.9064 НИОБИЙ	
	VII	47	Ag 47 107.868 СЕРЕБРО	48	Cd 48 112.40 КАДМИЙ	49	In 49 114.82 ИНДИЙ	50	Sn 50 118.69 ОЛОВО	51
6	VIII	Cs 55 132.9054 ЦЕЗИЙ	Ba 56 137.34 БАРИЙ	57	La 57 138.9055 ЛАНТАН	72	Hf 72 178.49 ГАФНИЙ	73	Ta 73 180.9479 ТАНТАЛ	
	IX	79	Au 79 196.9665 ЗОЛОТО	80	Hg 80 200.59 РУТУТЬ	81	Tl 81 204.37 ТАЛЛИЙ	82	Pb 82 207.2 СВИНЕЦ	83
7	X	Fr 87 (223) ФРАНЦИЙ	Ra 88 226.0254 РАДИЙ	89	Ac 89 (227) АКТИНИЙ	104	Ku 104 (261) КУРЧАТОВИЙ	105		
★ л а н т а										
		Ce 58 140.12 ЦЕРИЙ	Pr 59 140.9077 ПРАЗЕОДИЙ	Nd 60 144.24 НЕОДИЙ	Pm 61 (145) ПРОМЕТИЙ	Sm 62 150.4 САМАРИЙ	Eu 63 151.96 ЕВРОПИЙ	Gd 64 157.25 ГАДОЛИНИЙ		
★★ а н т и										
		Th 90 232.0381 ТОРИЙ	Pa 91 231.0359 ПРОТАКТИНИЙ	U 92 238.029 УРАН	Np 93 237.0482 НЕПУНИЙ	Pu 94 (244) ПЛУТОНИЙ	Am 95 (243) АМЕРИЦИЙ	Cm 96 (247) КЮРИЙ		

ЭЛЕМЕНТОВ						
VI		VII		VIII		
	1	<b>H</b> 1.0079 ВОДОРОД		2	<b>He</b> 4.00260 ГЕЛИЙ	
8	<b>O</b> 15.9994 КИСЛОРОД	9	<b>F</b> 18.99840 ФТОР	10	<b>Ne</b> 20.179 НЕОН	
16	<b>S</b> 32.06 СЕРА	17	<b>Cl</b> 35.453 ХЛОР	18	<b>Ar</b> 39.948 АРГОН	
<b>Cr</b> 51.996 ХРОМ	24	<b>Mn</b> 54.9380 МАРГАНЕЦ	25	<b>Fe</b> 55.847 ЖЕЛЕЗО	26	<b>Co</b> 58.9332 КОБАЛЬТ
				27	<b>Ni</b> 58.70 НИКЕЛЬ	
34	<b>Se</b> 78.96 СЕЛЕН	35	<b>Br</b> 79.904 БРОМ	36	<b>Kr</b> 83.80 КРИПТОН	
<b>Mo</b> 95.94 МОЛИБДЕН	42	<b>Tc</b> 98.9062 ТЕХНЕЦИЙ	43	<b>Ru</b> 101.07 РУТЕНИЙ	44	<b>Rh</b> 102.9055 РОДИЙ
				45	<b>Pd</b> 106.4 ПАЛЛАДИЙ	
52	<b>Te</b> 127.60 ТЕЛЛУР	53	<b>I</b> 126.9045 ИОД	54	<b>Xe</b> 131.30 КСЕНОН	
<b>W</b> 183.85 ВОЛЬФРАМ	74	<b>Re</b> 186.207 РЕНИЙ	75	<b>Os</b> 190.2 ОСМИЙ	76	<b>Ir</b> 192.22 ИРИДИЙ
				77	<b>Pt</b> 195.09 ПЛАТИНА	
84	<b>Po</b> (209) ПОЛОНИЙ	85	<b>At</b> (210) АСТАТ	86	<b>Rn</b> (222) РАДОН	
Атомный вес		<b>U</b> 238.029 УРАН	Атомный номер		Атомные веса приведены по усредненной шкале (атомный вес изотопа углерода <sup>12</sup> C равен 12 точно). В квадратных скобках приведены массовые числа наиболее устойчивых изотопов.	
<b>НОИДЫ</b>						
<b>Tb</b> 158.9254 ТЕРБИЙ	65	<b>Dy</b> 162.50 ДИСПРОЗИЙ	66	<b>Ho</b> 164.9304 ГОЛЬМИЙ	67	<b>Er</b> 167.26 ЭРБИЙ
				68	<b>Tm</b> 168.9342 ТУЛИЙ	69
					<b>Yb</b> 173.04 ИТТЕРБИЙ	70
					<b>Lu</b> 174.97 ЛЮТЕЦИЙ	71
<b>НОИДЫ</b>						
<b>Bk</b> (247) БЕРКЛИЙ	97	<b>Cf</b> (251) КАЛИФОРНИЙ	98	<b>Es</b> (254) ЭЙНШТЕЙНИЙ	99	<b>Fm</b> (257) ФЕРМИЙ
				100	<b>Md</b> (258) МЕНДЕЛЕВИЙ	101
					<b>(No)</b> (255) (НОБЕЛИЙ)	102
					<b>(Lr)</b> (256) (ЛОУРЕНСЦИЙ)	103

# ВВЕДЕНИЕ

В сборнике задач и упражнений по химии дано более 800 задач и вопросов, которые необходимы для изучения предмета преподавателю, студенту, ученику. Представляется возможным использование решений типовых задач при организации индивидуальной и самостоятельной работы студентов, а также для выполнения контрольных работ студентами-заочниками, что позволит им более глубоко усвоить основные положения химии и закономерности химических процессов.

Сборник составлен с учетом многолетнего научно-педагогического опыта авторов в области организации и проведения учебного процесса по курсу "Химия" в Тамбовском государственном техническом университете. Состоит из 9 глав, в каждой из которых выделены наиболее важные теоретические темы с методическими указаниями и отражающими последовательность изложения материала в лекционных и лабораторных курсах. Изучение каждого раздела рекомендуется начинать с обязательного анализа решений типовых задач и только потом приступать к самостоятельному решению.

В начале каждой главы представлены методические указания и даны решения типовых задач, которые наглядно демонстрируют наиболее общие приемы решений. Для удобства проведения расчетов в тексте приведены табличные значения наиболее важных физико-химических величин.

Замечания и предложения читателей, направленные на улучшение качества учебного пособия, будут приняты с благодарностью.

## 1. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ И ПОНЯТИЯ ХИМИИ

### 1.1. МОЛЬ. ЗАКОН АВОГАДРО. МОЛЬНЫЙ ОБЪЕМ ГАЗА

С 1961 г. в нашей стране введена Международная система единиц измерения (СИ). За единицу количества вещества принят моль.

**Моль** – количество вещества системы, содержащее столько молекул, атомов, ионов, электронов или других структурных единиц, сколько их содержится в 0,012 кг изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ . Число структурных единиц, содержащихся в 1 моле вещества  $N_A$  (число Авогадро), определено с большой точностью; в практических расчетах его принимают равным  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул (моль $^{-1}$ ).

Нетрудно показать, что масса 1 моля вещества (молярная масса), выраженная в граммах, численно равна относительной молекулярной массе этого вещества, выражаемой в атомных единицах массы (а.е.м.). Например, относительная молекулярная масса кислорода ( $M_r$ ) – 32 а.е.м., а молярная масса ( $M$ ) – 32 г/моль.

Согласно закону Авогадро, в равных объемах любых газов, взятых при одной и той же температуре и одинаковом давлении, содержится одинаковое число молекул. Иными словами, одно и то же число молекул любого газа занимает при одинаковых условиях один и тот же объем. Вместе с тем, 1 моль любого газа содержит одинаковое число молекул. Следовательно, при одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает один и тот же объем. Этот объем называется молярным объемом газа ( $V_0$ ) и при нормальных условиях ( $0\text{ }^\circ\text{C} = 273\text{ K}$ , давлении  $101,325\text{ кПа} = 760\text{ мм рт. ст.} = 1\text{ атм}$ ) равен  $22,4\text{ дм}^3$ . Объем, занимаемый газом при этих условиях, принято обозначать через  $V_0$ , а давление – через  $P_0$ .

Согласно закону Бойля-Мариотта, при постоянной температуре давление, производимое данной массой газа, обратно пропорционально объему газа:

$$P_0 / P_1 = V_1 / V_0 \text{ или } PV = \text{const.}$$

По закону Гей-Люссака при постоянном давлении объем газа изменяется прямо пропорционально абсолютной температуре ( $T$ ):

$$V_1 / T_1 = V_0 / T_0 \text{ или } V / T = \text{const.}$$

Зависимость между объемом газа, давлением и температурой можно выразить общим уравнением, объединяющим законы Бойля-Мариотта и Гей-Люссака:

$$PV / T = P_0 V_0 / T_0, \quad (1.1.1)$$

где  $P$  и  $V$  – давление и объем газа при данной температуре  $T$ ;  $P_0$  и  $V_0$  – давление и объем газа при нормальных условиях (н.у.).

Приведенное уравнение позволяет находить любую из указанных величин, если известны остальные.

**Пример 1.** При  $25\text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $99,3\text{ кПа}$  ( $745\text{ мм рт. ст.}$ ) некоторый газ занимает объем  $152\text{ см}^3$ . Найдите, какой объем займет этот же газ при  $0\text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $101,33\text{ кПа}$ ?

**Решение.** Подставляя данные задачи в уравнение (1.1.1), получим

$$V_0 = PVT_0 / TP_0 = 99,3 \cdot 152 \cdot 273 / 101,33 \cdot 298 = 136,5\text{ см}^3.$$

**Пример 2.** Выразите в граммах массу одной молекулы  $\text{CO}_2$ .

*Решение.* Молекулярная масса  $\text{CO}_2$  равна 44,0 а.е.м. Следовательно, молярная масса  $\text{CO}_2$  равна 44,0 г/моль. В 1 моле  $\text{CO}_2$  содержится  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул. Отсюда находим массу одной молекулы

$$m = 44,0 / 6,02 \cdot 10^{23} = 7,31 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

**Пример 3.** Определите объем, который займет азот массой 5,25 г при 26 °С и давлении 98,9 кПа (742 мм рт. ст.).

*Решение.* Определяем количество  $\text{N}_2$ , содержащееся в 5,25 г:

$$\nu = 5,25 / 28 = 0,1875 \text{ моль, } V_0 = 0,1875 \cdot 22,4 = 4,20 \text{ дм}^3.$$

Затем приводим полученный объем к указанным в задаче условиям:

$$V = P_0 V_0 T / P T_0 = 101,3 \cdot 4,20 \cdot 299 / 98,9 \cdot 273 = 4,71 \text{ дм}^3.$$

### Задачи

- Определите число молей, содержащихся в 200 г каждого вещества:
  - $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{FeSO}_4$ ;
  - $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CaO}$ ;
  - $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ;
  - $\text{NaCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CoO}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;
  - $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{ZnO}$ ?
- Выразите в молях:
  - $6,02 \cdot 10^{24}$  молекул метана;
  - $1,8 \cdot 10^{28}$  атомов хлора;
  - $3,01 \cdot 10^{23}$  молекул диоксида углерода;
  - $30,1 \cdot 10^{25}$  молекул фосфина;
  - 19,6 г серной кислоты.
- Выразите в молях:
  - $3,01 \cdot 10^{22}$  молекул водорода;
  - $2,6 \cdot 10^{26}$  молекул брома;
  - $1,02 \cdot 10^{25}$  молекул оксида углерода(II);
  - $8,06 \cdot 10^{23}$  молекул оксида азота(II).
- Сравните число молекул аммиака и диоксида углерода, содержащихся в каждом из этих веществ, взятых массой по 2 г.
- Сравните число молекул кислорода и азота, содержащихся в каждом из этих веществ, взятых массой по 14 г.
- Сколько молекул содержит:
  - водород объемом  $2 \text{ см}^3$  (н.у.);
  - кислород объемом  $15 \text{ см}^3$  (н.у.);
  - хлор объемом  $21 \text{ см}^3$  (н.у.);
  - оксид азота(III) объемом  $45 \text{ см}^3$  (н.у.)?
- Сколько молей диоксида углерода находится в воздухе объемом  $100 \text{ м}^3$  (н.у.), если объемная доля диоксида углерода в воздухе составляет 0,03 %?
- Определите объем (н.у.), который займут водород, метан, оксид углерода(II), оксид азота(II) и кислород, взятых массой по 1,0 г.
- Сколько молей содержит любой газ объемом (н.у.):
  - $12 \text{ дм}^3$ ;
  - $346 \text{ см}^3$ ;
  - $1 \text{ м}^3$ ;
  - $28 \text{ дм}^3$  (н.у.)?
- Какой объем (н.у.) займут газы: азот, кислород, оксид углерода(IV), оксид углерода(II), массы которых соответственно равны 56, 640, 110, 70 г?
- Вычислите объем газа (н.у.), если при 91 °С и давлении 98 642 Па газ занимает объем  $608 \text{ см}^3$ .
- Вычислите объем газа (н.у.), если при 23 °С и давлении 134 250 Па газ занимает объем  $757 \text{ см}^3$ .
- Вычислите объем газа (н.у.), если при 15 °С и давлении 95 976 Па газ занимает объем  $912 \text{ см}^3$ .
- При 25 °С и давлении 85 312 Па газ занимает объем  $820 \text{ см}^3$ . Вычислите объем газа (н.у.).
- При 91 °С и давлении 98,7 кПа некоторый газ занимает объем  $0,4 \text{ дм}^3$ . Вычислите объем газа (н.у.).
- При 27 °С и давлении 720 мм рт. ст. объем газа равен  $5 \text{ дм}^3$ . Какой объем займет этот газ при 39 °С и давлении 104 кПа?
- При 7 °С давление газа в закрытом сосуде равно 96,0 кПа. Каким станет давление, если охладить сосуд до  $-33 \text{ °С}$ ?
- Какой объем займет воздух при 0 °С и давлении 93,3 кПа, если при н.у. он занимает объем  $773 \text{ см}^3$ ?



19. Какой объем займет кислород при 12 °С и давлении 77,5 кПа, если при н.у. он занимает объем 275 см<sup>3</sup>?
20. Какой объем займет азот при 110 °С и давлении 45,7 кПа, если при н.у. он занимает объем 185 см<sup>3</sup>?
21. Рассчитайте массу меди, если в ней содержится электронов массой 1 г (масса электрона составляет 1/1840 а.е.м.).
22. Рассчитайте массы (г):
- одной молекулы брома;
  - двух атомов кальция;
  - трех молекул фенола;
  - порции гидроксида бария, содержащей  $1,806 \cdot 10^{23}$  атомов водорода;
  - порции сульфата калия, содержащей  $6,02 \cdot 10^{22}$  атомов кислорода;
  - 0,75 моль гидроксида калия;
  - одной молекулы оксида азота(V);
  - порции гидроксида железа(III), содержащей  $4,2 \cdot 10^{23}$  атомов кислорода;
  - одной молекулы метана.
23. Определите количество вещества (моль) в порции:
- сульфида калия, содержащего  $1,505 \cdot 10^{23}$  атомов калия;
  - нитрата меди(II), содержащего 326 г соли;
  - аммиака, содержащего  $2,408 \cdot 10^{23}$  молекул;
  - оксида натрия, содержащего  $1,806 \cdot 10^{23}$  атомов натрия.
24. Рассчитайте объем (дм<sup>3</sup>, н.у.) порции пропана, содержащей  $4,515 \cdot 10^{23}$  атомов углерода.
25. Рассчитайте объем (дм<sup>3</sup>, н.у.) порции метана, содержащей  $1,217 \cdot 10^{23}$  атомов углерода.

## 1.2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНЫХ МАСС ВЕЩЕСТВ В ГАЗООБРАЗНОМ СОСТОЯНИИ

Чтобы определить молекулярную массу вещества (а.е.м.), обычно находят численно равную ей мольную массу вещества (г/моль).

### А. Определение молекулярной массы по плотности газа

**Пример 4.** Плотность газа по воздуху равна 1,17. Определите молекулярную массу газа.

*Решение.* Из закона Авогадро следует, что при одном и том же давлении и одинаковых температурах массы ( $m$ ) равных объемов газов относятся как их мольные массы ( $M$ ):

$$m_1 / m_2 = M_1 / M_2 = D, \quad (1.2.1)$$

где  $D$  – относительная плотность первого газа по второму.

Следовательно, по условию задачи

$$D = M_1 / M_2 = 1,17.$$

Средняя мольная масса воздуха  $M_2$  равна 29,0 г/моль. Тогда

$$M_1 = 1,17 \cdot 29,0 = 33,9 \text{ г/моль},$$

что соответствует молекулярной массе, равной 33,9 а.е.м.

**Пример 5.** Найдите плотность по азоту воздуха, имеющего следующий объемный состав: 20,0 % O<sub>2</sub>; 79,0 % N<sub>2</sub>; 1,0 % Ar.

*Решение.* Поскольку объемы газов пропорциональны их количествам (закон Авогадро), то среднюю мольную массу смеси можно выразить не только через моли, но и через объемы:

$$M_{\text{ср}} = (M_1 V_1 + M_2 V_2 + M_3 V_3) / (V_1 + V_2 + V_3). \quad (1.2.2)$$

Возьмем 100 дм<sup>3</sup> смеси, тогда  $V(\text{O}_2) = 20 \text{ дм}^3$ ,  $V(\text{N}_2) = 79 \text{ дм}^3$ ,  $V(\text{Ar}) = 1 \text{ дм}^3$ . Подставляя эти значения в формулу (1.2.2), получим

$$M_{\text{ср}} = (32 \cdot 20 + 28 \cdot 79 + 40 \cdot 1) / (20 + 79 + 1),$$

$$M_{\text{ср}} = 28,9 \text{ г/моль}.$$

Плотность по азоту получается делением средней мольной массы смеси на мольную массу азота:

$$D_{\text{N}_2} = 28,9 / 28 = 1,03.$$

### Б. Определение молекулярной массы газа по мольному объему

**Пример 6.** Определите молекулярную массу газа, если при нормальных условиях газ массой 0,824 г занимает объем 0,260 дм<sup>3</sup>.

*Решение.* При нормальных условиях 1 моль любого газа занимает объем 22,4 дм<sup>3</sup>, тогда  $v_{\text{газа}} = 0,26/22,4 = 0,0116$  моль, а молярная масса равна  $0,824/0,0116 = 71$  г/моль.

Следовательно, молярная масса газа равна 71,0 г/моль, а его молекулярная масса 71,0 а.е.м.

### **В. Определение молекулярной массы по уравнению Менделеева-Клапейрона**

Уравнение Менделеева-Клапейрона (уравнение состояния идеального газа) устанавливает соотношение массы ( $m$ , кг), температуры ( $T$ , К), давления ( $P$ , Па) и объема ( $V$ , м<sup>3</sup>) газа с его молярной массой ( $M$ , кг/моль):

$$PV = mRT / M, \quad (1.2.3)$$

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

Пользуясь этим уравнением, можно вычислить любую из входящих в него величин, если известны остальные.

**Пример 7.** Вычислите молекулярную массу бензола, зная, что масса 600 см<sup>3</sup> его паров при 87 °С и давлении 83,2 кПа равна 1,30 г.

*Решение.* Выразив данные задачи в единицах СИ ( $P = 8,32 \cdot 10^4$  Па;  $V = 6 \cdot 10^{-4}$  м<sup>3</sup>;  $m = 1,30 \cdot 10^{-3}$  кг;  $T = 360$  К) и подставив их в уравнение (1.2.3), найдем

$$M = 1,30 \cdot 10^{-3} \cdot 8,31 \cdot 360 / 8,32 \cdot 10^4 \cdot 6 \cdot 10^{-4} = 78,0 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} = 78,0 \text{ г/моль.}$$

Молекулярная масса бензола равна 78,0 а.е.м.

**Пример 8.** Относительная плотность смеси метана и этана по кислороду равна 0,7625. Вычислите объем (дм<sup>3</sup>, н.у.) кислорода, который потребуется для сжигания данной смеси объемом 2,8 дм<sup>3</sup> (н.у.).

*Решение.* Найдем молярную массу смеси метана и этана:

$$M_{\text{смеси}} = 32 \cdot 0,7625 = 24,4 \text{ г/моль.}$$

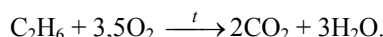
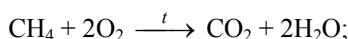
Пусть имеется 1 моль смеси, молярная (объемная) доля метана в которой  $x$  ( $x$  – число молей метана), тогда соответственно число молей этана равна  $(1 - x)$ . Молярная масса метана 16 г/моль, этана – 30 г/моль. Запишем уравнение для массы 1 моль газовой смеси:  $16x + 30(1 - x) = 24,4$ . Тогда  $x = 0,4$ .

Газовая смесь, таким образом, содержит 40 молярных (объемных) % метана и 60 молярных (объемных) % этана. Следовательно, 2,8 дм<sup>3</sup> (н.у.) этой газовой смеси содержат соответственно:

$$2,8 \cdot 0,4 = 1,12 \text{ дм}^3 \text{ метана; } 1,12/22,4 = 0,05 \text{ моль CH}_4;$$

$$2,8 \cdot 0,6 = 1,68 \text{ дм}^3 \text{ этана; } 1,68/22,4 = 0,075 \text{ моль C}_2\text{H}_6.$$

Согласно уравнениям горения метана и этана:



Число молей кислорода, необходимого для сжигания газовой смеси объемом 2,8 дм<sup>3</sup> (н.у.), равно  $n(\text{O}_2) = 0,05 \cdot 2 + 0,075 \cdot 3,5 = 0,3625$  моль. При н.у. такое количество кислорода будет иметь объем  $V(\text{O}_2) = 22,4 \cdot 0,3625 = 8,12$  дм<sup>3</sup>.

### **Задачи**

26. Вычислите молекулярную массу газа, если относительная плотность его по воздуху равна 1,45.

27. Вычислите молекулярные массы газов, если:

а) плотность газа по кислороду равна 0,50;

б) плотность газа по азоту равна 0,93.

28. Какие газы тяжелее, а какие легче воздуха и во сколько раз: CO<sub>2</sub>, NO<sub>2</sub>, CO, Cl<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>?

29. Определите плотность газовой смеси по водороду, если смесь состоит из кислорода и азота объемами 56 дм<sup>3</sup> и 28 дм<sup>3</sup> (н.у.) соответственно.

30. Чему равна плотность по водороду светильного газа, имеющего следующий объемный состав: 48 % H<sub>2</sub>, 32 % CH<sub>4</sub>, 5 % N<sub>2</sub>, 2 % CO<sub>2</sub>, 4 % C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, 9 % CO?

31. Для паров одноосновной органической кислоты предельного ряда  $D_{(\text{возд})} = 4$ . Найдите молярную массу кислоты и напишите ее формулу.

32. При некоторой температуре плотность по воздуху паров серы равна 6,62, а паров фосфора – 4,28. Из скольких атомов состоят молекулы серы и фосфора при этих условиях?

33. Масса газа объемом 0,001 м<sup>3</sup> (н.у.) равна 0,0021 кг. Определите молярную массу газа и его плотность по воздуху.

34. Плотность этилена по кислороду равна 0,875. Определите молекулярную массу этилена.

35. Дана смесь диоксида углерода и кислорода объемом  $11,2 \text{ дм}^3$ . Плотность смеси по водороду равна 16,5. Определите объемный состав смеси.
36. Определите плотность по водороду смеси гелия и кислорода объемами  $300 \text{ дм}^3$  и  $100 \text{ дм}^3$  (н.у.), соответственно.
37. Найдите состав смеси кислорода и озона в массовых долях, если плотность по водороду этой смеси равна 17,6.
38. Определите плотность по водороду газовой смеси, в которой массовая доля диоксида серы составляет 60 %, а диоксида углерода – 40 %.
39. Вычислите массу:
- $2 \text{ дм}^3 \text{ H}_2$  при  $15 \text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $100,7 \text{ кПа}$  ( $755 \text{ мм рт. ст.}$ );
  - $1 \text{ м}^3 \text{ N}_2$  при  $10 \text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $102,9 \text{ кПа}$  ( $772 \text{ мм рт. ст.}$ );
  - $0,5 \text{ м}^3 \text{ C}_2\text{H}_2$  при  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $99,9 \text{ кПа}$  ( $749,3 \text{ мм рт. ст.}$ ).
40. Определите объем, который займет  $\text{N}_2$  массой  $0,07 \text{ кг}$  при  $21 \text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $142 \text{ кПа}$  ( $1065 \text{ мм рт. ст.}$ ).
41. Вычислите мольную массу ацетона, если масса его паров объемом  $500 \text{ см}^3$  при  $87 \text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $96 \text{ кПа}$  ( $720 \text{ мм рт. ст.}$ ) равна  $0,93 \text{ г}$ .
42. Масса газа объемом  $624 \text{ см}^3$  при  $17 \text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $104 \text{ кПа}$  ( $780 \text{ мм рт. ст.}$ ) равна  $1,56 \text{ г}$ . Вычислите молекулярную массу газа.
43. Какой объем займет воздух массой  $1 \text{ кг}$  при  $17 \text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $101 325 \text{ Па}$ ?
44. Газометр вместимостью  $20 \text{ дм}^3$  наполнен газом под давлением  $103,3 \text{ кПа}$  ( $774,8 \text{ мм рт. ст.}$ ) при  $17 \text{ }^\circ\text{C}$ . Плотность этого газа по воздуху равна  $0,4$ . Вычислите массу газа, находящегося в газометре.
45. Вычислите молекулярную массу хлора, если масса хлора объемом  $250 \text{ см}^3$  при  $0 \text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $101 325 \text{ Па}$  равна  $0,7924 \text{ г}$ .
46. Масса колбы вместимостью  $750 \text{ см}^3$ , наполненной при  $27 \text{ }^\circ\text{C}$  кислородом, равна  $83,3 \text{ г}$ . Масса пустой колбы составляет  $82,1 \text{ г}$ . Определите давление кислорода в колбе.
47. Вычислите массу воздуха объемом  $1 \text{ м}^3$  при  $17 \text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $83,2 \text{ кПа}$  ( $624 \text{ мм рт. ст.}$ ).
48. Вычислите при каком давлении азот массой  $5 \text{ кг}$  займет объем  $50 \text{ дм}^3$ , если температура равна  $500 \text{ }^\circ\text{C}$ .
49. В баллоне емкостью  $40 \text{ м}^3$  при давлении  $106 640 \text{ Па}$  находится диоксид углерода массой  $77 \text{ кг}$ . Вычислите температуру газа.
50. Баллон емкостью  $20 \text{ м}^3$  содержит кислород массой  $30 \text{ кг}$  при температуре  $20 \text{ }^\circ\text{C}$ . Определите давление газа в баллоне.
51. Масса газа объемом  $344 \text{ см}^3$  при  $42 \text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $102 908 \text{ Па}$  равна  $0,865 \text{ г}$ . Вычислите молекулярную массу газа.
52. Масса паров метанола объемом  $85,5 \text{ см}^3$  при  $91 \text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $102 344 \text{ Па}$  составляет  $0,0925 \text{ г}$ . Вычислите молекулярную массу метанола.
53. Чему равно атмосферное давление на вершине Казбека, если при  $0 \text{ }^\circ\text{C}$  масса  $1 \text{ дм}^3$ , взятого там воздуха, равна  $700 \text{ мг}$ ?
54. Определите объем:
- водорода массой  $20 \text{ г}$  при  $27 \text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $740 \text{ мм рт. ст.}$ ;
  - азота массой  $0,07 \text{ кг}$  при  $21 \text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $142 \text{ кПа}$  ( $1065 \text{ мм рт. ст.}$ ).
55. Смесь карбидов кальция и алюминия массой  $10,4 \text{ г}$  обработали избытком воды, в результате выделился газ объемом  $4,48 \text{ дм}^3$  (н.у.). Определите состав смеси ( $\omega$ , %).
56. Определите молекулярную массу вещества в газообразном состоянии, если известно, что масса вещества объемом  $400 \text{ см}^3$  при  $360 \text{ К}$  и давлении  $93,2 \text{ кПа}$  равна  $0,35 \text{ г}$ .
57. Определите мольные массы газов, если:
- газ объемом  $0,25 \text{ дм}^3$  при  $290 \text{ К}$  и давлении  $106,4 \text{ кПа}$  ( $800 \text{ мм рт. ст.}$ ) имеет массу  $0,32 \text{ г}$ ;
  - газ объемом  $1,56 \text{ дм}^3$  при  $290 \text{ К}$  и давлении  $103,7 \text{ кПа}$  ( $780 \text{ мм рт. ст.}$ ) имеет массу  $2,96 \text{ г}$ ;
  - газ объемом  $2 \text{ дм}^3$  (н.у.) имеет массу  $3,93 \text{ г}$ .
58. Сколько  $\text{дм}^3$  диоксида углерода при  $0 \text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $101 325 \text{ Па}$  образуется при сгорании угля массой  $300 \text{ г}$ ? Какой объем воздуха для этого потребуется?
59. Плотность смеси кислорода и озона по водороду равна 17. Определите массовую и объемную долю кислорода в смеси.
60. При н.у.  $12 \text{ дм}^3$  газовой смеси, состоящей из аммиака и оксида углерода(IV), имеют массу  $18 \text{ г}$ . Вычислите объем каждого газа в смеси.

### 1.3. ВЫВОД ХИМИЧЕСКИХ ФОРМУЛ И РАСЧЕТЫ ПО УРАВНЕНИЯМ РЕАКЦИЙ

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 образующих данное вещество элементов.

**Пример 9.** Определите формулу оксида хрома, содержащего 68,4 % хрома.

*Решение.* Обозначим числа атомов хрома и кислорода в простейшей формуле оксида хрома соответственно через  $x$  и  $y$ . Формула оксида  $Cr_xO_y$ . Содержание кислорода в оксиде хрома 31,6 %. Тогда

$$x : y = 68,4/52 : 31,6/16 = 1,32 : 1,98.$$

Чтобы выразить полученное отношение целыми числами, разделим полученные числа на меньшее число:

$$x : y = 1,32/1,32 : 1,98/1,32 = 1 : 1,5,$$

а затем умножим обе величины последнего отношения на два:

$$x : y = 2 : 3.$$

Таким образом, простейшая формула оксида хрома  $Cr_2O_3$ .

**Пример 10.** При полном сжигании некоторого вещества массой 2,66 г образовались  $CO_2$  и  $SO_2$  масса-ми 1,54 г и 4,48 г, соответственно. Найдите простейшую формулу вещества.

*Решение.* Состав продуктов 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, найдем по массе образовавшегося  $CO_2$ . Молярная масса  $CO_2$  равна 44 г/моль, при этом в 1 моле  $CO_2$  содержится 12 г углерода. Найдём массу углерода  $m$ , содержащуюся в 1,54 г  $CO_2$ :

$$44/12 = 1,54/m; \quad m = 12 \cdot 1,54 / 44 = 0,42 \text{ г.}$$

Вычисляя аналогично массу серы, содержащуюся в 4,48 г  $SO_2$ , получаем 2,24 г.

Так как масса серы и углерода равна 2,66 г, то это вещество не содержит кислорода и формула вещества  $C_xS_y$ :

$$x : y = 0,42/12 : 2,24/32 = 0,035 : 0,070 = 1 : 2.$$

Следовательно, простейшая формула вещества  $CS_2$ .

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

**Пример 11.** Газообразное соединение азота с водородом содержит 12,5 % (масс.) водорода. Плотность соединения по водороду равна 16. Найдите молекулярную формулу соединения.

*Решение.* Искомая формула вещества  $N_xH_y$ :

$$x : y = 87,5/14 : 12,5/1 = 6,25 : 12,5 = 1 : 2.$$

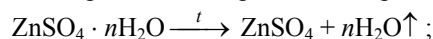
Простейшая формула соединения  $NH_2$ . Этой формуле отвечает молекулярная масса, равная 16 а.е.м. Истинную молекулярную массу соединения найдем, исходя из его плотности по водороду:

$$M = 2 \cdot 16 = 32 \text{ а.е.м.}$$

Следовательно, формула вещества  $N_2H_4$ .

**Пример 12.** При прокаливании кристаллогидрата сульфата цинка массой 2,87 г его масса уменьшилась на 1,26 г. Установите формулу кристаллогидрата.

*Решение.* При прокаливании происходит разложение кристаллогидрата:



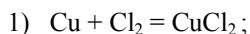
$$M(ZnSO_4) = 161 \text{ г/моль}; \quad M(H_2O) = 18 \text{ г/моль.}$$

Из условия задачи следует, что масса воды составляет 1,26 г, а масса  $ZnSO_4$  равна  $(2,87 - 1,26) = 1,61$  г. Тогда количество  $ZnSO_4$  составит:  $1,61/161 = 0,01$  моль, а число молей воды  $1,26/18 = 0,07$  моль.

Следовательно, на 1 моль  $ZnSO_4$  приходится 7 молей  $H_2O$  и формула кристаллогидрата  $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ .

**Пример 13.** В токе хлора сожгли смесь медных и железных опилок массой 1,76 г, в результате чего получилась смесь хлоридов металлов массой 4,60 г. Рассчитайте массу меди, вступившей в реакцию.

*Решение.* Реакции протекают по схемам:



$$M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}; \quad M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{CuCl}_2) = 135 \text{ г/моль}; \quad M(\text{FeCl}_3) = 162,5 \text{ г/моль}.$$

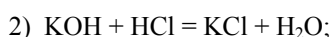
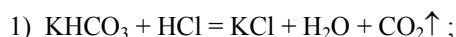
Обозначим содержание меди в смеси через  $x$  г. Тогда содержание железа в смеси составит  $(1,76 - x)$  г. Из уравнений (1), (2) следует, что масса образующегося хлорида меди(II) составит  $a = 135x / 64$  г, масса хлорида железа(III) составит  $b = (1,76 - x) \cdot 162,5 / 56$  г.

По условию задачи масса смеси хлоридов меди(II) и железа(III), т.е.  $a + b = 4,60$  г. Отсюда  $135x / 64 + 162,5 \cdot (1,76 - x) / 56 = 4,60$ .

Следовательно,  $x = 0,63$ , т.е. масса меди равна 0,63 г.

**Пример 14.** При обработке смеси гидроксида и гидрокарбоната калия избытком раствора соляной кислоты образовался хлорид калия массой 22,35 г и выделился газ объемом 4,48 дм<sup>3</sup> (н.у.). Рассчитайте состав ( $\omega$ , %) исходной смеси.

*Решение.* Уравнения реакций:



$$M(\text{KHCO}_3) = 100 \text{ г/моль}; \quad M(\text{KCl}) = 74,5 \text{ г/моль}; \quad M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}.$$

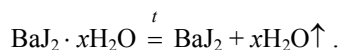
По условию задачи объем газа ( $\text{CO}_2$ ) по реакции (1) равен 4,48 дм<sup>3</sup> или 0,2 моль. Тогда из уравнения реакции (1) следует, что исходное количество в смеси гидрокарбоната калия составляет 0,2 моль или  $0,2 \cdot 100 = 20$  г и образуется такое же количество 0,2 моль  $\text{KCl}$  или  $0,2 \cdot 74,5 = 14,9$  г.

Зная общую массу  $\text{KCl}$ , образующегося в результате реакций (1) и (2) можно определить массу  $\text{KCl}$ , образующуюся по реакции (2). Она составит  $22,35 - 14,9 = 7,45$  г или  $7,45 / 74,5 = 0,1$  моль. На образование 0,1 моль  $\text{KCl}$  по реакции (2) потребуется такое же количество  $\text{KOH}$ , т.е. 0,1 моль или  $0,1 \cdot 56 = 5,60$  г. Следовательно, содержание исходных компонентов в смеси составит

$$5,6 \cdot 100 / 25,6 = 21,9 \% \text{ KOH} \quad \text{и} \quad 20,0 \cdot 100 / 25,6 = 78,1 \% \text{ KHCO}_3.$$

**Пример 15.** При прокаливании иодида бария массой 4,27 г остался осадок массой 3,91 г. Определите массовую долю йодида бария в растворе, полученном растворением данного кристаллогидрата массой 60 г в воде объемом 600 см<sup>3</sup>.

*Решение.* Уравнение дегидратации кристаллогидрата



Молярная масса  $\text{BaJ}_2$  равна 391 г/моль, а молярная масса кристаллогидрата  $\text{BaJ}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O} - (391 + 18x)$  г/моль. Составим пропорцию:

$$(391 + 18x) \text{ г кристаллогидрата} - 391 \text{ г безводной соли}$$

$$4,27 \text{ г кристаллогидрата} - 3,91 \text{ г безводной соли}$$

Находим, что  $x = 2$ . Таким образом, формула кристаллогидрата  $\text{BaJ}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Его молярная масса равна 427 г/моль. В кристаллогидрате массой 60 г содержится  $60 \cdot 391 / 427 = 54,9$  г безводной соли. Вычислим массовую долю йодида бария в растворе, получающемся растворением  $\text{BaJ}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  массой 60 г в воде объемом 600 см<sup>3</sup>:

$$\omega(\text{BaJ}_2) = m(\text{BaJ}_2) / m_{\text{р-ра}} = 54,9 / (600 + 60) = 0,083.$$

**Пример 16.** При окислении металла(II) массой 2,18 г кислородом получается оксид металла массой 2,71 г. Какой это металл?

*Решение.* Оксид металла(II) имеет состав ЭО и его молярная масса равна сумме атомных масс металла и кислорода. Пусть атомная масса металла равна  $x$  г/моль, тогда молярная масса оксида металла составляет  $(x + 16)$  г/моль. Учитывая условия задачи, составим пропорцию:

$$x \text{ г металла} - (x + 16) \text{ г оксида металла}$$

$$2,18 \text{ г металла} - 2,71 \text{ г оксида металла},$$

откуда  $x = 65,8$  г. Следовательно, металл – цинк.

**Пример 17.** Определите истинную формулу газообразного вещества, которое содержит фтор и кислород с массовыми долями соответственно 54,29 % и 45,71 %, если относительная плотность его по азоту равна 2,5.

*Решение.* В исследуемом веществе массой 100 г содержится фтор и кислород массами 54,29 г и 45,71 г, соответственно. Найдем число молей атомов:

$$54,29/19 = 2,86 \text{ моль фтора} \quad \text{и} \quad 45,71/16 = 2,86 \text{ моль кислорода.}$$

Таким образом, число атомов фтора в молекуле равно числу атомов кислорода. Следовательно, простейшая формула вещества  $(\text{OF})_n$ . Этой формуле отвечает молярная масса, равная 35 г/моль. Истинную молярную массу вещества найдем исходя из его плотности по азоту:  $M = 28 \cdot 2,5 = 70$  г/моль. Запишем уравнение для молярной массы соединения  $(\text{OF})_n$ :  $16n + 19n = 70$ . Откуда  $n = 2$ .

Следовательно, формула вещества  $\text{O}_2\text{F}_2$ .

**Пример 18.** Установите формулу минерала, имеющего состав в массовых долях процента: кремния – 31,3; кислорода – 53,6; смесь алюминия и бериллия – 15,1.

*Решение.* Уравнение электронейтральности:

$$\begin{aligned} (+4) \cdot 31,3/28 + (-2) \cdot 53,6/16 + (+3) \cdot x/27 + (+2) \cdot (15,1 - x)/9 &= 0; \\ 4,47 - 6,7 + 0,11x + 3,356 - 0,222x &= 0; \\ x &= 10,14. \end{aligned}$$

Следовательно, минерал содержит алюминия – 10,14 %; бериллия – 4,96 %.

Найдем число атомов кремния, кислорода, бериллия и алюминия:

$$31,3/28 : 53,6/16 : 10,14/27 : 4,96/9 = 1,118 : 3,350 : 0,375 : 0,551.$$

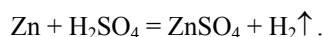
Чтобы выразить полученные отношения целыми числами, разделим полученные числа на меньшее число:

$$6 : 18 : 2 : 3.$$

Следовательно, формула минерала  $\text{Si}_6\text{Al}_2\text{Be}_3\text{O}_{18}$  или  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{BeO} \cdot 6\text{SiO}_2$ .

**Пример 19.** Смесь водорода с неизвестным газом объемом 10 дм<sup>3</sup> (н.у.) имеет массу 7,82 г. Определите молярную массу неизвестного газа, если известно, что для получения всего водорода, входящего в состав смеси, был израсходован металлический цинк массой 11,68 г в его реакции с серной кислотой.

*Решение.* Уравнение реакции



Число молей водорода равно числу молей цинка

$$n(\text{H}_2) = n(\text{Zn}) = 11,68/65 = 0,18 \text{ моль.}$$

Объем (н.у.) и масса водорода, соответственно, равны:

$$V(\text{H}_2) = 0,18 \cdot 22,4 = 4,03 \text{ дм}^3; \quad m(\text{H}_2) = 0,18 \cdot 2 = 0,36 \text{ г.}$$

Найдем объем, массу и молярную массу неизвестного газа:

$$V(\text{газ}) = 10 - 4,03 = 5,97 \text{ дм}^3; \quad m(\text{газ}) = 7,82 - 0,36 = 7,46 \text{ г;}$$

$$M(\text{газ}) = 7,46 \cdot 22,4 / 5,97 = 28 \text{ г/моль.}$$

**Пример 20.** При сжигании органического вещества массой 7,2 г, плотность паров которого по водороду равна 36, образовалось оксида углерода(IV) и воды массами 22 г и 10,8 г, соответственно. Определите формулу исходного вещества.

*Решение.* Уравнение сгорания органического вещества неизвестного состава



$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}; \quad M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль.}$$

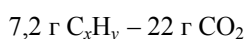
Найдем массы водорода и углерода в веществе:

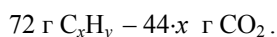
$$m(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2) = m(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2) / M(\text{H}_2\text{O}) = 10,8 \cdot 2 / 18 = 1,2 \text{ г;}$$

$$m(\text{C}) = n(\text{C}) \cdot A(\text{C}) = m(\text{CO}_2) \cdot A(\text{C}) / M(\text{CO}_2) = 22 \cdot 12 / 44 = 6,0 \text{ г.}$$

Поскольку суммарная масса углерода и водорода равна массе сожженного вещества, то был сожжен углеводород состава  $\text{C}_x\text{H}_y$ . Истинную молекулярную массу углеводорода найдем исходя из его плотности по водороду:  $M = 2 \cdot 36 = 72$  а.е.м.

Для установления формулы углеводорода составим пропорцию:





Отсюда,  $x = 5$ , т.е. в молекуле  $C_xH_y$  содержится 5 атомов углерода. Число атомов водорода равно  $(72 - 12 \cdot 5) / 1 = 12$ . Следовательно, формула органического вещества  $C_5H_{12}$ .

### З а д а ч и

61. При разложении карбоната металла(II) массой 21,0 г выделился  $CO_2$  объемом 5,6  $dm^3$  (н.у.). Установите формулу соли.
62. Найдите формулы соединений, имеющих состав в массовых долях процента:
- серы – 40 и кислорода – 60;
  - железа – 70 и кислорода – 30;
  - хрома – 68,4 и кислорода – 31,6;
  - калия – 44,9; серы – 18,4 и кислорода – 36,7;
  - водорода – 13,05; кислорода – 34,78 и углерода – 52,17;
  - магния – 21,83; хрома – 27,85 и кислорода – 50,32.
63. Определите формулы соединений, имеющих состав в массовых долях процента:
- калия – 26,53; хрома – 35,35 и кислорода – 38,12;
  - цинка – 47,8 и хлора – 52,2;
  - серебра – 63,53; азота – 8,24 и кислорода – 28,23;
  - углерода – 93,7; водорода – 6,3.
64. Определите простейшие формулы минералов, имеющих состав в массовых долях процента:
- меди – 34,6; железа – 30,4; серы – 35,0;
  - кальция – 29,4; серы – 23,5; кислорода – 47,1;
  - кальция – 40,0; углерода – 12,0; кислорода – 48,0;
  - натрия – 32,9; алюминия – 12,9; фтора – 54,2.
65. Установите формулы:
- оксида ванадия, если оксид массой 2,73 г содержит металл массой 1,53 г;
  - оксида ртути, если при полном разложении его массой 27 г выделяется кислород объемом 1,4  $dm^3$  (н.у.)?
66. Установите формулу вещества, состоящего из углерода, водорода и кислорода в отношении масс соответственно 6 : 1 : 8, если плотность паров его по воздуху равна 2,07.
67. Смесь хлоридов калия и натрия массой 13,2 г растворили в воде и добавили избыток раствора нитрата серебра. Масса полученного осадка равна 28,7 г. Определите состав исходной смеси ( $\omega$ , %).
68. Найдите формулу соединения с молярной массой 63 г/моль, имеющего состав в массовых долях процента: водорода – 1,59; азота – 22,21 и кислорода – 76,20.
69. Установите формулу соединения ( $M = 142$  г/моль), имеющего состав в массовых долях процента: серы – 22,55; кислорода – 45,02 и натрия – 32,43.
70. Найдите формулу соединения ( $M = 84$  г/моль), имеющего состав в массовых долях процента: магния – 28,5; углерода – 14,3; кислорода – 57,2.
71. Найдите формулу соединения ( $M = 136$  г/моль), имеющего состав в массовых долях процента: кальция – 29,40; водорода – 0,74; фосфора – 22,80; кислорода – 47,06.
72. Установите формулу соединения ( $M = 102$  г/моль), имеющего состав в массовых долях процента: алюминий – 52,9; кислород – 47,1.
73. Найдите формулу вещества, имеющего состав в массовых долях процента: углерода – 93,75; водорода – 6,25. Плотность этого вещества по воздуху равна 4,41.
74. Найдите формулу вещества, если его плотность по водороду равна 49,5, а состав выражается в массовых долях процента: углерода – 12,12; кислорода – 16,16; хлора – 71,72.
75. При сгорании углеводорода массой 4,3 г образовался диоксид углерода массой 13,2 г. Плотность пара углеводорода по водороду равна 43. Какова формула углеводорода?
76. При полном сгорании соединения серы с водородом образуется вода и диоксид серы массами 3,6 г и 12,8 г, соответственно. Установите формулу исходного вещества.
77. Какова формула кремневодорода (силана), если известно, что при сжигании его массой 6,2 г образуется диоксид кремния массой 12,0 г? Плотность кремневодорода по воздуху равна 2,14.
78. При полном сгорании органического вещества массой 13,8 г образовались диоксид углерода и вода массами 26,4 г и 16,2 г, соответственно. Плотность пара этого вещества по водороду равна 23. Определите формулу вещества.
79. При сжигании неизвестного вещества массой 5,4 г в кислороде образовались азот, диоксид углерода и вода массами 2,8 г, 8,8 г, 1,8 г, соответственно. Определите формулу вещества, если его молярная масса равна 27 г/моль.
80. Массовые доли оксидов натрия, кальция и кремния(IV) в оконном стекле составляют 13,0 %, 11,7 % и 75,3 %, соответственно. Каким молярным отношением этих оксидов выражается состав стекла?

81. Установите формулу кристаллогидрата сульфата натрия, если потеря массы при прокаливании составляет 55,91 % от массы кристаллогидрата.
82. Установите формулу кристаллогидрата хлорида бария, если при прокаливании соли массой 36,6 г потеря в массе составила 5,4 г.
83. Найдите формулу кристаллогидрата сульфата железа(II), если при прокаливании соли массой 2,78 г потеря в массе составила 1,26 г.
84. Остаток после прокаливании кристаллогидрата сульфата меди(II) массой 25 г составил 16 г. Установите формулу кристаллогидрата.
85. При обезвоживании кристаллогидрата хлорида меди(II) массой 1,197 г потеря в массе составила 0,252 г. Установите формулу кристаллогидрата.
86. Найдите формулу кристаллогидрата хлорида кальция, если при прокаливании его массой 5,88 г выделилась вода массой 1,44 г.
87. Найдите формулу кристаллогидрата карбоната натрия, если при прокаливании его массой 14,3 г образуется карбонат натрия массой 5,3 г.
88. В состав алюмокалиевых квасцов входит кристаллизационная вода с массовой долей 45,5 %. Вычислите, сколько молей воды приходится на один моль  $KAl(SO_4)_2$ .
89. Определите формулу кристаллогидрата, в котором массовые доли элементов составляют: магния – 9,8 %; серы – 13,0 %; кислорода – 26,0 %; воды – 51,2 %.
90. Установите формулу кристаллогидрата, состав которого выражается в массовых долях процента: железа – 20,14; серы – 11,51; кислорода – 63,35; водорода – 5,00.
91. Найдите формулу кристаллической соды, имеющей состав в массовых долях процента: натрия – 16,08; углерода – 4,20; кислорода – 72,72; водорода – 7,00.
92. Установите формулу кристаллогидрата сульфата кальция, если при прокаливании кристаллогидрата массой 1,72 г потеря массы составила 0,36 г.
93. В азотной кислоте растворили гидроксид цинка массой 1,98 г и из полученного раствора выкристаллизовали кристаллогидрат соли массой 5,94 г. Установите формулу этого кристаллогидрата.
94. Определите формулу карналлита  $xKCl \cdot yMgCl_2 \cdot zH_2O$ , если известно, что при прокаливании 5,55 г его масса уменьшилась на 2,16 г, а при прокаливании осадка полученного действием раствора щелочи на раствор, содержащий столько же соли, потери составляют 0,36 г.
95. Чему равна массовая доля ( $\omega$ , %) серной кислоты в растворе, в котором число атомов водорода и кислорода равны между собой?
96. Определите формулу двойного сульфата железа(III) и аммония, если известно, что при растворении его массой 19,28 г в воде и последующем добавлении избытка концентрированного раствора NaOH выделяется газ объемом 896 см<sup>3</sup> (н.у.) и образуется бурый осадок, при прокаливании которого масса остатка составляет 3,20 г.
97. Определите формулу соединения, в котором массовые доли элементов составляют: металла – 28 %; серы – 24 %; кислорода – 48 %.
98. Природный кристаллогидрат содержит кристаллизационную воду и соль с массовыми долями 56 % и 44 %, соответственно. Выведите формулу кристаллогидрата, если известно, что соль, входящая в состав кристаллогидрата окрашивает пламя в желтый цвет и с раствором хлорида бария образует белый, нерастворимый в воде и кислотах, осадок.
99. Вычислите объем водорода (н.у.), который выделится при взаимодействии алюминия массой 2,7 г с раствором, содержащим KOH массой 20 г.
100. При взаимодействии металла(II) массой 6,85 г с водой выделился водород объемом 1,12 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите металл.
101. К раствору, содержащему сульфат железа(III) массой 40 г, прибавили раствор, содержащий NaOH массой 24 г. Какова масса образовавшегося осадка?
102. Какую массу карбоната кальция следует взять, чтобы полученным при его разложении диоксидом углерода наполнить баллон емкостью 40 дм<sup>3</sup> при 188 К и давлении 101,3 кПа?
103. Бертолетова соль при нагревании разлагается с образованием хлорида калия и кислорода. Какой объем кислорода при 0 °С и давлении 101 325 Па можно получить из одного моля бертолетовой соли?
104. Определите массу соли, образующейся при взаимодействии оксида кальция массой 14 г с раствором, содержащим азотную кислоту массой 35 г.
105. К раствору, содержащему хлорид кальция массой 0,22 г, прибавили раствор, содержащий нитрат серебра массой 2,00 г. Какова масса образовавшегося осадка? Какие вещества будут находиться в растворе?
106. При действии соляной кислотой на неизвестный металл массой 22,40 г образуется хлорид металла(II) и выделяется газ объемом 8,96 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите неизвестный металл.
107. Вычислите содержание примесей в массовых долях процента в известняке, если при полном прокаливании его массой 100 г выделился диоксид углерода объемом 20 дм<sup>3</sup> (н.у.).
108. Какая масса алюминия потребуется для получения водорода, необходимого для восстановления оксида меди(II), получающегося при термическом разложении малахита массой 6,66 г?
109. На восстановление оксида неизвестного металла(III) массой 3,2 г потребовался водород объемом 1,344 дм<sup>3</sup> (н.у.). Металл потом растворили в избытке раствора соляной кислоты, при этом выделился водород объемом 0,896 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите металл и напишите уравнения соответствующих реакций.



110. При взаимодействии галогенида кальция массой 0,200 г с раствором нитрата серебра образовался галогенид серебра массой 0,376 г. Определите, какая соль кальция была использована.
111. Смесь хлоридов натрия и калия массой 0,245 г растворили в воде и на полученный раствор подействовали раствором нитрата серебра. В результате реакции образовался осадок массой 0,570 г. Вычислите массовые доли ( $\omega$ , %) хлоридов натрия и калия в смеси.
112. Смесь аммиака и диоксида углерода объемом 12 дм<sup>3</sup> (н.у.) имеет массу 18 г. Определите объем каждого газа.
113. Определите состав смеси ( $\omega$ , %) NaHCO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, NaCl, если при нагревании ее массой 10 г выделяется газ объемом 0,672 дм<sup>3</sup> (н.у.), а при взаимодействии с соляной кислотой такой же массы смеси выделяется газ объемом 2,016 дм<sup>3</sup> (н.у.).
114. Определите состав смеси ( $\omega$ , %), образующейся при взаимодействии порошкообразного алюминия массой 27 г с оксидом железа(III) массой 64 г.
115. После добавления хлорида бария в раствор, содержащий смесь сульфатов натрия и калия массой 1,00 г, образовался сульфат бария массой 1,49 г. В каком соотношении смешаны сульфаты натрия и калия?
116. К водному раствору сульфатов алюминия и натрия массой 9,68 г добавили избыток раствора нитрата бария, при этом выпал осадок массой 18,64 г. Вычислите массу сульфатов алюминия и натрия в исходной смеси.
117. При взаимодействии сплава цинка и магния массой 20 г с избытком раствора серной кислоты образовалась смесь сульфатов данных металлов массой 69 г. Определите состав сплава в массовых долях процента.
118. При взаимодействии сплава цинка и магния массой 20,0 г с избытком серной кислоты образовались сульфаты массой 69,0 г. Определите состав сплава ( $\omega$ , %).
119. Смесь угарного и углекислого газов объемом 1 дм<sup>3</sup> (н.у.) имеет массу 1,43 г. Определите состав смеси в объемных долях (%).
120. Какая масса известняка, содержащего карбонат кальция ( $\omega = 90$  %) потребуется для получения 10 т негашеной извести?
121. При обработке раствором NaOH смеси алюминия и оксида алюминия массой 3,90 г выделился газ объемом 840 см<sup>3</sup> (н.у.). Определите состав ( $\omega$ , %) смеси.
122. Определите массу бромной воды с массовой долей 2 % для обесцвечивания этиленового углеводорода массой 5,6 г и относительной плотностью во воздухе равной 1,93.
123. При взаимодействии металла(II) массой 6,85 г с водой выделился водород объемом 1,12 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите металл.
124. При взаимодействии металла(III) массой 1,04 г с раствором кислоты выделился водород объемом 0,448 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите металл.
125. При взаимодействии 0,4 моль карбида кальция и воды массой 7,2 г образуется ацетилен. Определите объем газа при н.у.
126. Определите объем хлорметана (н.у.), образующегося при взаимодействии метана и хлора объемами 10 дм<sup>3</sup> и 8 дм<sup>3</sup>, соответственно.
127. Определите количество вещества, образующегося при сгорании железа массой 140 г в хлоре объемом 112 дм<sup>3</sup> (н.у.).
128. Рассчитайте массу сульфида цинка, образующегося при взаимодействии цинка и серы массами 13 г и 10 г, соответственно.
129. Вычислите массу раствора этанола ( $\omega = 92$  %), которая потребуется для получения этилена объемом 1,12 дм<sup>3</sup> (н.у.).
130. Карбид алюминия массой 18 г, содержащий 20 % примесей, используется для получения метана. Определите объем (н.у.) метана, полученного при этом.
131. Определите массу оксида цинка, полученного при обжиге сульфида цинка массой 277 г, содержащего 30 % примесей.
132. Вычислите элементный состав ( $\omega$ , %) предельных углеводородов, плотность паров которых по водороду равна 36.
133. Рассчитайте массу пропана объемом 5 дм<sup>3</sup> (н.у.).
134. Газообразный углеводород объемом 1 дм<sup>3</sup> (н.у.) имеет массу 1,965 г. Рассчитайте молярную массу углеводорода, назовите его.
135. При сгорании некоторого углеводорода объемом 6,72 дм<sup>3</sup> (н.у.) получен углекислый газ объемом 26,88 дм<sup>3</sup> (н.у.) и вода массой 27 г. Определите молекулярную формулу углеводорода.

#### 1.4. РАСЧЕТЫ ПО ЗАКОНУ ЭКВИВАЛЕНТОВ

Количество элемента или вещества, которое взаимодействует с 1 молем атомов водорода (1 г) или замещает это количество водорода в химических реакциях называется **эквивалентом** данного элемента или вещества.

**Эквивалентной массой** ( $M_3$ ) называется масса 1 эквивалента вещества.

**Пример 21.** Определите эквивалент и эквивалентные массы брома, кислорода и азота в соединениях  $HBr$ ,  $H_2O$ ,  $NH_3$ .

*Решение.* В указанных соединениях с 1 молем атомов водорода соединяется 1 моль атомов брома, 1/2 моль атомов кислорода и 1/3 моль атомов азота. Следовательно, согласно определению, эквиваленты брома, кислорода и азота равны соответственно 1 молю, 1/2 моля и 1/3 моля.

Исходя из мольных масс атомов этих элементов найдем, что эквивалентная масса брома равна 79,9 г/моль, кислорода –  $16 \cdot 1 / 2 = 8$  г/моль, азота –  $14 \cdot 1 / 3 = 4,67$  г/моль.

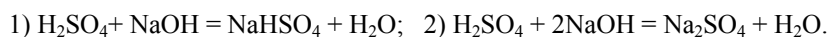
Эквивалентную массу можно вычислить по составу соединения, если известны мольные массы ( $M$ ):

- 1)  $M_3(\text{элемента}) : M_3 = A/B$ , где  $A$  – атомная масса элемента;  $B$  – валентность элемента;
- 2)  $M_3(\text{оксида}) = M_3(\text{элем.}) + 8$ , где 8 – эквивалентная масса кислорода;
- 3)  $M_3(\text{гидроксида}) = M / n_{(\text{OH}^-)}$ , где  $n_{(\text{OH}^-)}$  – число групп  $\text{OH}^-$ ;
- 4)  $M_3(\text{кислоты}) = M / n_{(\text{H}^+)}$ , где  $n_{(\text{H}^+)}$  – число ионов  $\text{H}^+$ ;
- 5)  $M_3(\text{соли}) = M / n_{\text{ме}} \cdot V_{\text{ме}}$ , где  $n_{\text{ме}}$  – число атомов металла;  $V_{\text{ме}}$  – валентность металла.

**Пример 22.** Определите эквивалентные массы следующих веществ  $Al$ ,  $Fe_2O_3$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $H_2SO_4$ ,  $CaCO_3$ .

*Решение.*  $M_3(Al) = A/B = 27/3 = 9$  г/моль;  $M_3(Fe_2O_3) = 160/2 \cdot 3 = 26,7$  г/моль;  $M_3(Ca(OH)_2) = 74/2 = 37$  г/моль;  $M_3(H_2SO_4) = 98/2 = 49$  г/моль;  $M_3(CaCO_3) = 100 / 1 \cdot 2 = 50$  г/моль;  $M_3(Al_2(SO_4)_3) = 342/2 \cdot 3 = 342/6 = 57$  г/моль.

**Пример 23.** Вычислите эквивалентную массу  $H_2SO_4$  в реакциях:



*Решение.* Эквивалентная масса сложного вещества, как и эквивалентная масса элемента, могут иметь различные значения, и зависят от того в какую химическую реакцию вступает данное вещество.

Эквивалентная масса серной кислоты равна мольной массе, деленной на число атомов водорода, замещенных в данной реакции на металл. Следовательно,  $M_3(H_2SO_4)$  в реакции (1) равна 98 г/моль, а в реакции (2) – 98/2 = 49 г/моль.

При решении некоторых задач, содержащих сведения об объемах газообразных веществ, целесообразно пользоваться значением эквивалентного объема ( $V_3$ ).

**Эквивалентным** объемом называется объем, занимаемый при данных условиях одним эквивалентом газообразного вещества. Так для водорода при н.у. эквивалентный объем равен  $22,4 \cdot 1 / 2 = 11,2$  дм<sup>3</sup>, для кислорода – 5,6 дм<sup>3</sup>.

Согласно **закону эквивалентов массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ  $t_1$  и  $t_2$  пропорциональны их эквивалентным массам (объемам)**:

$$t_1/M_{31} = t_2/M_{32}. \quad (1.4.1)$$

Если одно из веществ находится в газообразном состоянии, тогда

$$t/M_3 = V_0/V_3. \quad (1.4.2)$$

**Пример 24.** При сгорании металла массой 5,00 г образуется оксид металла массой 9,44 г. Определите эквивалентную массу металла.

*Решение.* Из условия задачи следует, что масса кислорода равна разности  $9,44 - 5,00 = 4,44$  г. Эквивалентная масса кислорода равна 8,0 г/моль. Подставляя эти значения в выражение (1.4.1), получим

$$5,00 / M_3(\text{Me}) = 4,44 / 8,0; \quad M_3(\text{Me}) = 5,00 \cdot 8,0 / 4,44 = 9 \text{ г/моль.}$$

**Пример 25.** При окислении металла(II) массой 16,7 г образовался оксид массой 21,5 г. Вычислите эквивалентные массы: а) металла; б) его оксида. Чему равна мольная масса: в) металла; г) оксида металла?

*Решение.* Масса кислорода в оксиде составит:  $m(O_2) = 21,54 - 16,74 = 4,80$  г. В соответствии с законом эквивалентов получим

$$16,74 / M_3(\text{Me}) = 4,80 / 8,00,$$

откуда  $M_3(\text{Me}) = 27,90$  г/моль.

Эквивалентная масса оксида равна сумме эквивалентных масс металла и кислорода и составит  $27,90 + 8,00 = 35,90$  г/моль.

Мольная масса металла(II) равна произведению эквивалентной массы на валентность (2) и составит  $27,90 \cdot 2 = 55,80$  г/моль. Мольная масса оксида металла(II) составит  $55,8 + 16,0 = 71,8$  г/моль.

**Пример 26.** Из нитрата металла массой 7,27 г получается хлорид массой 5,22 г. Вычислите эквивалентную массу металла.

*Решение.* Так как эквивалентная масса нитрата (хлорида) металла равна сумме эквивалентных масс металла ( $x$ ) и кислотного остатка нитрата (хлорида), то по закону эквивалентов с учетом условия задачи получим

$$7,27/5,22 = (x + 62) / (x + 35,5),$$

откуда  $x = 32,0$  г/моль, т.е.  $M_3 = 32,0$  г/моль.

**Пример 27.** Из сульфата металла(II) массой 15,20 г получен гидроксид массой 9,00 г. Вычислите эквивалентную массу металла и определите формулу исходной соли.

*Решение.* С учетом условия задачи и уравнения (1.4.1) получим

$$15,2/9,0 = (M_3(\text{Me}) + 48) / (M_3(\text{Me}) + 17),$$

откуда  $M_3(\text{Me}) = 28$  г/моль;  $M(\text{Me}) = 28 \cdot 2 = 56$  г/моль.

Формула соли  $\text{FeSO}_4$ .

**Пример 28.** В какой массе  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  содержится столько же эквивалентов, сколько в  $\text{Al}(\text{OH})_3$  массой 312 г?

*Решение.*  $M_3(\text{Al}(\text{OH})_3)$  составляет  $1/3$  его мольной массы, т.е.  $78/3 = 26$  г/моль. Следовательно, в 312 г  $\text{Al}(\text{OH})_3$  содержится  $312/26 = 12$  эквивалентов.  $M_3(\text{Ca}(\text{OH})_2)$  составляет  $1/2$  его мольной массы, т.е. 37 г/моль. Отсюда, 12 эквивалентов составляют  $37 \cdot 12 = 444$  г.

**Пример 29.** На восстановление оксида металла(II) массой 7,09 г требуется водород объемом 2,24 дм<sup>3</sup> (н.у.). Вычислите эквивалентные массы оксида и металла. Чему равна мольная масса металла?

*Решение.* В соответствии с законом эквивалентов получим:

$$7,09/2,24 = M_3(\text{оксида})/11,20; \quad M_3(\text{оксида}) = 35,45 \text{ г/моль.}$$

Эквивалентная масса оксида равна сумме эквивалентных масс металла и кислорода, поэтому  $M_3(\text{Me})$  составит  $35,45 - 8,00 = 27,45$  г/моль. Мольная масса металла(II) составит  $27,45 \cdot 2 = 54,90$  г/моль.

При определении эквивалентных масс различных веществ, например по объему выделенного газа, последний собирают над водой. Тогда следует учитывать парциальное давление газа.

Парциальным давлением газа в смеси называется давление, которое производил бы этот газ, занимая при тех же физических условиях объем всей газовой смеси. Согласно **закону парциальных давлений, общее давление смеси газов, не вступающих друг с другом в химическое взаимодействие, равно сумме парциальных давлений газов, составляющих смесь.** Если газ собран над жидкостью, то при расчетах следует иметь в виду, что его давление является парциальным и равно разности общего давления газовой смеси и парциального давления пара жидкости.

**Пример 30.** Какой объем займут при н.у. 120 см<sup>3</sup> азота, собранного над водой при 20 °С и давлении 100 кПа (750 мм рт. ст.)? Давление насыщенного пара воды при 20 °С равно 2,3 кПа.

*Решение.* Парциальное давление азота равно разности общего давления и парциального давления пара воды:

$$P_{\text{N}_2} = P - P_{\text{H}_2\text{O}} = 100 - 2,3 = 97,7 \text{ кПа.}$$

Обозначив искомый объем через  $V_0$  и используя объединенное уравнение Бойля-Мариотта и Гей-Люссака, находим

$$V_0 = PVT_0 / TP_0 = 97,7 \cdot 120 \cdot 273 / 293 \cdot 101,3 = 108 \text{ см}^3.$$

### Задачи

136. Вычислите эквивалент и эквивалентную массу фосфорной кислоты в реакциях образования:

- гидрофосфата;
- дигидрофосфата;
- ортофосфата.

137. Определите эквивалентные массы серы, фосфора и углерода в соединениях:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CO}_2$ .

138. Избытком гидроксида калия подействовали на растворы:

- дигидрофосфата калия;
- нитрата дигидроксовисмута(III). Напишите уравнения реакций этих веществ с гидроксидом калия

и определите их эквиваленты и эквивалентные массы.

139. Напишите уравнения реакций гидроксида железа(III) с хлористоводородной (соляной) кислотой, при которых образуются следующие соединения железа:

- хлорид дигидроксожелеза;
- дихлорид гидроксожелеза;
- трихлорид железа.

Вычислите эквивалент и эквивалентную массу гидроксида железа(III) в каждой из этих реакций.

140. Вычислите эквивалентную массу серной кислоты в реакциях образования:

- сульфата;
- гидросульфата.

141. Чему равен эквивалентный объем (н.у.) кислорода, водорода и хлора?

142. Определите эквивалентную массу серной кислоты, если известно, что  $\text{H}_2\text{SO}_4$  массой 98 г реагирует с магнием массой 24 г, эквивалентная масса которого равна 12 г/моль.
143. При сгорании магния массой 4,8 г образовался оксид массой 8,0 г. Определите эквивалентную массу магния.
144. При взаимодействии металла массой 2,20 г с водородом образовался гидрид массой 2,52 г. Определите эквивалентную массу металла и напишите формулу гидрида.
145. Определите эквивалентные массы олова в его оксидах, массовая доля кислорода в которых составляет 21,2 % и 11,9 %.
146. Для реакции металла массой 0,44 г потребовался бром массой 3,91 г, эквивалентная масса которого равна 79,9 г/моль. Определите эквивалентную массу металла.
147. Массовая доля кислорода в оксиде свинца составляет 7,17 %. Определите эквивалентную массу свинца.
148. Массовая доля кальция в хлориде составляет 36,1 %. Вычислите эквивалентную массу кальция, если эквивалентная масса хлора равна 35,5 г/моль.
149. Определите эквивалентную массу металла, если массовая доля серы в сульфиде составляет 22,15 %, а эквивалентная масса серы равна 16 г/моль.
150. Одна и та же масса металла соединяется с кислородом массой 0,4 г и с одним из галогенов массой 4,0 г. Определите эквивалентную массу галогена.
151. Рассчитайте эквивалентную массу алюминия, если при сгорании его массой 10,1 г образуется оксид массой 18,9 г.
152. На нейтрализацию щавелевой кислоты ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ) массой 1,206 г потребовалось  $\text{KOH}$  массой 1,502 г, эквивалентная масса которого равна 56 г/моль. Вычислите эквивалентную массу кислоты.
153. На нейтрализацию гидроксида массой 3,08 г израсходована хлористоводородная кислота массой 3,04 г. Вычислите эквивалентную массу гидроксида.
154. На нейтрализацию ортофосфорной кислоты массой 14,7 г израсходован  $\text{NaOH}$  массой 12,0 г. Вычислите эквивалентную массу и основность ортофосфорной кислоты. Напишите уравнение соответствующей реакции.
155. На нейтрализацию фосфористой кислоты ( $\text{H}_3\text{PO}_3$ ) массой 8,2 г израсходован  $\text{KOH}$  массой 11,2 г. Вычислите эквивалентную массу и основность фосфористой кислоты. Напишите уравнение реакции.
156. На нейтрализацию кислоты массой 2,45 г израсходован  $\text{NaOH}$  массой 2,00 г. Определите эквивалентную массу кислоты.
157. В оксиде металла(I) массой 1,57 г содержится металл массой 1,30 г. Вычислите эквивалентную массу металла и его оксида.
158. Вычислите атомную массу металла(II) и определите какой это металл, если данный металл массой 8,34 г окисляется кислородом объемом 0,68  $\text{дм}^3$  (н.у.).
159. При разложении оксида металла массой 0,464 г получен металл массой 0,432 г. Определите эквивалентную массу металла.
160. Из металла массой 1,25 г получается нитрат массой 5,22 г. Вычислите эквивалентную массу этого металла.
161. При взаимодействии алюминия массой 0,32 г и цинка массой 1,16 г с кислотой выделяется одинаковый объем водорода. Определите эквивалентную массу цинка, если эквивалентная масса алюминия равна 9 г/моль.
162. Из хлорида металла массой 20,8 г получается сульфат этого металла массой 23,3 г. Вычислите эквивалентную массу металла.
163. Из нитрата металла массой 2,62 г получается сульфат этого металла массой 2,33 г. Вычислите эквивалентную массу металла.
164. Из йодида металла массой 1,50 г получается нитрат этого металла массой 0,85 г. Вычислите эквивалентную массу металла.
165. Из сульфата металла массой 1,71 г получается гидроксид этого металла массой 0,78 г. Вычислите эквивалентную массу металла.
166. Из хлорида металла массой 1,36 г получается гидроксид этого металла массой 0,99 г. Вычислите эквивалентную массу металла.
167. Из нитрата металла массой 1,70 г получается иодид этого металла массой 2,35 г. Вычислите эквивалентную массу металла.
168. При взаимодействии металла массой 1,28 г с водой выделился водород объемом 380  $\text{см}^3$ , измеренный при 21 °С и давлении 104,5 кПа (784 мм рт. ст.). Рассчитайте эквивалентную массу металла.
169. Какой объем водорода (н.у.) потребуется для восстановления оксида металла массой 112 г, если массовая доля металла в оксиде составляет 71,43 %? Определите эквивалентную массу металла.
170. Эквивалентная масса металла равна 23 г/моль. Определите массу металла, которую нужно взять для выделения из кислоты водорода объемом 135,6  $\text{см}^3$  (н.у.).
171. Вычислите эквивалентную массу металла, если металл массой 0,5 г вытесняет из кислоты водород объемом 184  $\text{см}^3$ , измеренный при 21 °С и давлении 101 325 Па.
172. Вычислите эквивалентную массу металла, если металл(II) массой 1,37 г вытесняет из кислоты водород объемом 0,5  $\text{дм}^3$ , измеренный при 18 °С и давлении 101 325 Па.

173. Определите эквивалентную и атомную массы металла(II), если при реакции металла массой 0,53 г с HCl получен H<sub>2</sub> объемом 520 см<sup>3</sup> при 16 °С и давлении 748 мм рт. ст. Давление насыщенного водяного пара при данной температуре равно 13,5 мм рт. ст.

174. Металл(II) массой 0,604 г вытеснил из кислоты водород объемом 581 см<sup>3</sup>, измеренный при 18 °С и давлении 105,6 кПа и собранный над водой. Давление насыщенного пара воды при данной температуре равно 2,1 кПа. Рассчитайте атомную массу металла.

175. В газометре над водой находится O<sub>2</sub> объемом 7,4 дм<sup>3</sup> при 296 К и давлении 104,1 кПа (781 мм рт. ст.). Давление насыщенного водяного пара при этой температуре равно 2,8 кПа (21 мм рт. ст.). Какой объем (н.у.) займет находящийся в газометре кислород?

## 2. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

### 2.1. ЭЛЕКТРОННАЯ ОБОЛОЧКА АТОМА

Движение электрона в атоме носит вероятностный характер. *Околоядерное пространство, в котором с наибольшей вероятностью (0,90 – 0,95) может находиться электрон, называется атомной орбиталью (АО).* Атомная орбиталь, как любая геометрическая фигура, характеризуется четырьмя параметрами (координатами), получившими название квантовых чисел ( $n, l, m_l, m_s$ ). Квантовые числа принимают не любые, а определенные, дискретные (прерывные) значения. Соседние значения квантовых чисел различаются на единицу. Квантовые числа определяют размеры ( $n$ ), форму ( $l$ ), ориентацию ( $m_l$ ) атомной орбитали в пространстве. Атомные орбитали, которым отвечают значения  $l$  равные 0, 1, 2, 3, называются соответственно s-, p-, d- и f-орбиталями. В электронно-графических формулах атомов каждая атомная орбиталь обозначается квадратом (□). Занимая ту или иную атомную орбиталь, электрон образует электронное облако, которое у электронов одного и того же атома может иметь различную форму. Электронное облако характеризуется четырьмя квантовыми числами ( $n, l, m_l, m_s$ ). Эти квантовые числа связаны с физическими свойствами электрона: число  $n$  (главное квантовое число) характеризует энергетический (квантовый) уровень электрона; число  $l$  (орбитальное) – момент количества движения (энергетический подуровень); число  $m_l$  (магнитное) – магнитный момент;  $m_s$  – спин. Спин возникает за счет вращения электрона вокруг собственной оси.

Согласно *принципу Паули: в атоме не может быть двух электронов, характеризующихся одинаковым набором четырех квантовых чисел. Поэтому в атомной орбитали могут находиться не более двух электронов, отличающихся своими спинами ( $m_s = \pm 1/2$ ).* В табл. 1 приведены значения и обозначения квантовых чисел, а также число электронов на соответствующем энергетическом уровне и подуровне.

Устойчивому (невозбужденному) состоянию многоэлектронного атома отвечает такое распределение электронов по атомным орбиталям, при котором энергия атома минимальна. Поэтому они заполняются в порядке последовательного возрастания их энергий. Этот порядок заполнения определяется *правилом Клечковского* (правило  $n + l$ ):

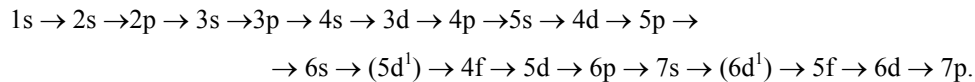
- *заполнение электронных подуровней с увеличением порядкового номера атома элемента происходит от меньшего значения ( $n + l$ ) к большему значению ( $n + l$ );*
- *при равных значениях ( $n + l$ ) заполняются сначала энергетические подуровни с меньшим значением  $n$ .*

### 1. Значения квантовых чисел и максимальное число электронов на квантовых уровнях и подуровнях

Квантовый				Магнитное квантовое число, $m_l$	Число квантовых состояний (орбиталей) в		Максимальное число электронов на	
уровень		подуровень			подуровне ( $2l + 1$ )	уровне $n^2$	подуровне $2(2l + 1)$	уровне $2n^2$
обозначение	главное квантовое число, $n$	обозначение	орбитальное квантовое число, $l$					
К	1	s	0	0	1	1	2	2
L	2	s	0	0	1	4	2	8
		p	1	-1, 0, +1	3		6	
M	3	s	0	0	1		2	18
		p	1	-1, 0, +1	3	9	6	
		d	2	-2, -1, 0, +1, +2	5		10	

N	4	s	0	0	1		2	32
		p	1	-1, 0, +1	3		6	
		d	2	-2, -1, 0, +1, +2	5	16	10	
		f	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7		14	

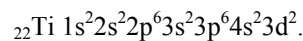
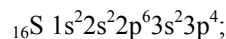
Последовательность заполнения энергетических уровней и подуровней следующая:



Электронная структура атома может быть изображена также в виде схем размещения электронов в квантовых (энергетических) ячейках, которые являются схематическим изображением атомных орбиталей. Размещение электронов по атомным орбиталям в пределах одного энергетического уровня определяется **правилом Хунда (Гунда): электроны в пределах энергетического подуровня располагаются сначала по одному, а затем если электронов больше чем орбиталей, то они заполняются уже двумя электронами или чтобы суммарный спин был максимальным.**

**Пример 31.** Составьте электронные и электронно-графические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 22.

*Решение.* Так как число электронов в атоме того или иного элемента равно его порядковому номеру в таблице Д.И. Менделеева, то для серы –  $Z = 16$ , титана –  $Z = 22$ . Электронные формулы имеют вид:



Электронно-графические формулы этих атомов:

${}_{16}\text{S}$

$n = 3$	↑↓	↑↓	↑	↑					
$n = 2$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	d				
$n = 1$	↑↓	p							
	s								

${}_{22}\text{Ti}$

$n = 4$	↑↓																
$n = 3$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑											f
$n = 2$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	d												
$n = 1$	↑↓	p															
	s																

**Пример 32.** Какой энергетический подуровень будет заполняться раньше 3d или 4s?

*Решение.* В соответствии с принципом наименьшей энергии (правило Клечковского) энергетическому подуровню 3d соответствует сумма  $n + l = 3 + 2 = 5$ , а подуровню 4s соответствует сумма  $4 + 0 = 4$ . Следовательно, сначала заполнится подуровень 4s, а затем 3d.

**Пример 33.** Составьте электронную и электронно-графическую формулы атома кремния в нормальном и возбужденном состояниях.

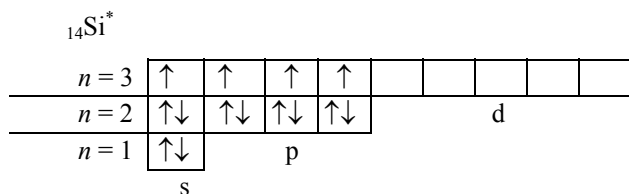
*Решение.* Для Si число электронов равно 14, электронная формула имеет вид:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ .

Электронно-графическая формула атома кремния:

${}_{14}\text{Si}$

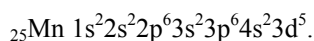
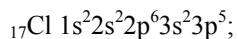
$n = 3$	↑↓	↑	↑						
$n = 2$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	d				
$n = 1$	↑↓	p							
	s								

При затрате некоторой энергии ( $h\nu$ ) один из 3s-электронов атома кремния может быть переведен на вакантную 3p-орбиталь; при этом энергия атома возрастает, так как возникающая электронная конфигурация ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$ ) соответствует возбужденному состоянию атома кремния ( $\text{Si}^*$ ):

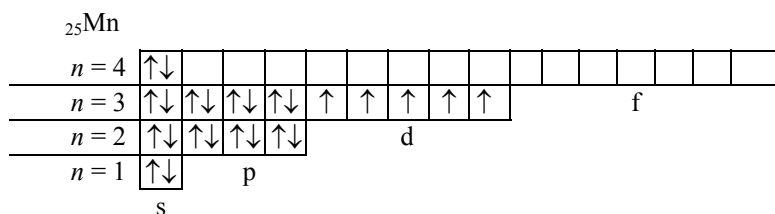
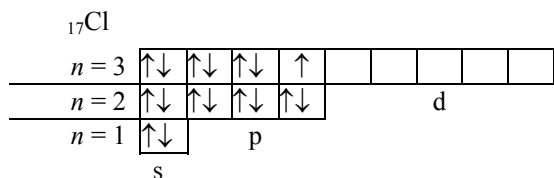


**Пример 34.** На каком основании хлор и марганец помещают в одной группе периодической системы элементов Д.И. Менделеева? Почему их помещают в разных подгруппах?

*Решение.* Так как число электронов в атоме элемента равно его порядковому номеру в таблице Д.И. Менделеева, то для хлора –  $Z = 17$ , марганца –  $Z = 25$ . Электронные формулы имеют вид:



Электронно-графические формулы этих атомов:



Валентные электроны хлора –  $3s^2 3p^5$ , а марганца –  $4s^2 3d^5$ . Таким образом, эти элементы не являются электронными аналогами и не должны размещаться в одной и той же подгруппе. Но на валентных орбиталях атомов этих элементов находится одинаковое число электронов – 7. Поэтому оба элемента помещают в одну и ту же группу периодической системы Д.И. Менделеева.

### Задачи

176. Чему равно число энергетических подуровней для данного энергетического уровня? Каким значением главного квантового числа характеризуется энергетический уровень, если он имеет четыре подуровня? Дайте их буквенное обозначение.

177. Какой элемент имеет в атоме три электрона, для каждого из которых  $n = 3$  и  $l = 1$ ? Чему равно для них значение магнитного квантового числа? Должны ли они иметь антипараллельные спины?

178. Укажите значения квантовых чисел  $n$  и  $l$  для внешних электронов в атомах элементов с порядковыми номерами 12, 13, 23.

179. Напишите электронные и электронно-графические формулы атомов с порядковыми номерами 18, 63. К какому электронному семейству они относятся?

180. Объясните, пользуясь правилом Клечковского, какие атомные орбитали заполняются раньше:

- а) 3d или 4p;
- б) 4f или 5p;
- в) 5p или 6s;
- г) 4d или 4f.

181. Напишите электронные и электронно-графические формулы атомов с порядковыми номерами 27, 83. Сколько свободных f-орбиталей в атомах этих элементов?

182. Какие из приведенных электронных формул неверны и объясните причину:

- а)  $1s^1 2s^2 2p^6$ ;
- б)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$ ;
- в)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ;
- г)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4$ ;
- д)  $1s^2 2s^2 2p^3$ ;
- е)  $1s^2 2s^3$ .

183. Какие значения могут принимать квантовые числа  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  и  $m_s$ , характеризующие состояние электронов в атоме алюминия?
184. Какое максимальное число электронов находится на s-, p-, d-, f-подуровнях? Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома с порядковым номером 51.
185. Какое максимальное число электронов может находиться на уровнях K, L, M, N, O, P? Что такое квантовые числа?
186. Квантовые числа для электронов внешнего энергетического уровня атома некоторого элемента имеют следующие значения:  $n = 5$ ,  $l = 0$ ,  $m_l = 0$ ,  $m_s = +1/2$ . Сколько свободных 4d-орбиталей содержит атом данного элемента. Напишите электронную и электронно-графическую формулу данного атома?
187. Напишите значения квантовых чисел  $l$ ,  $m_l$ ,  $m_s$  для электронов, главные квантовые числа которых равны 3 и 4.
188. Укажите порядковый номер элемента у которого:
- заканчивается заполнение электронами 3d-орбитали;
  - заканчивается заполнение электронами 4s-орбитали;
  - начинается заполнение электронами 4p-орбитали;
  - начинается заполнение электронами 4f-орбитали.
189. Сколько вакантных 3d-орбиталей имеют возбужденные атомы:
- серы; б) хлора; в) фосфора; г) ванадия?
190. Укажите значения квантовых чисел  $n$  и  $l$  для внешних электронов в атомах элементов с порядковыми номерами 10, 15, 33.
191. Какое значение имеет:
- орбитальное квантовое число для энергетических подуровней, емкость которых равна 10 и 14;
  - главное квантовое число для энергетических уровней, емкость которых равна 32, 50, 72?
192. Учитывая емкость энергетических уровней, покажите сколько их содержит электронная оболочка атома из 18, 36, 54 и 86 электронов.
193. Сколько неспаренных электронов содержат атомы в невозбужденном состоянии:
- магния; б) алюминия;
  - углерода; г) бора;
  - серы?
194. Напишите электронные и электронно-графические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 39 и 41. Сколько свободных d-орбиталей в атомах этих элементов.
195. Напишите электронные и электронно-графические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 24 и 33, учитывая, что у первого происходит "провал" одного 4s-электрона на 3d-подуровень. Чему равен максимальный спин d-электронов у первого атома и p-электронов у атомов второго элемента?
196. Напишите электронные формулы атомов элементов:
- цезия; б) брома; в) ванадия; г) молибдена; д) железа;
  - титана; ж) кальция; з) олова; и) хлора;
  - кобальта; л) платины; м) свинца; н) марганца; о) серы.
197. Сколько электронов находится на энергетических уровнях, если главное квантовое число равно 2, 3 и 4?
198. Сколько электронов находится на:
- 4f- и 5d-подуровнях атома свинца;
  - 5s- и 4d-подуровнях атома цезия;
  - 5d- и 4f-подуровнях атома вольфрама;
  - 3p- и 3d-подуровнях атома кобальта;
  - 3d- и 4s-подуровнях атома мышьяка?
199. Сколько нейтронов в ядрах атомов:
- фосфора; б) свинца; в) магния; г) кремния; д) олова;
  - серебра; ж) висмута; з) кадмия; и) железа?
200. Какое максимальное валентное состояние могут проявлять:
- олово; б) вольфрам; в) алюминий; г) висмут; д) кальций;
  - титан; ж) кислород; з) фтор; и) хлор?
201. Сколько свободных f-орбиталей содержат атомы элементов с порядковыми номерами 57, 68 и 82? Пользуясь правилом Хунда, распределите электроны по орбиталям.
202. Исходя из электронного строения атомов фтора и хлора объясните сходство и различие свойств этих элементов.
203. Пользуясь правилом Клечковского напишите электронные формулы атомов следующих элементов:
- марганца; б) хрома; в) циркония; г) гафния.
204. Для атома кремния возможны два различных электронных состояния:  $3s^2 3p^2$  и  $3s^1 3p^3$ . Как называются эти состояния?
205. Пользуясь правилом Хунда, распределите электроны по орбиталям, отвечающим невозбужденному состоянию атомов:
- фосфора; б) углерода; в) марганца;



г) кислорода; д) железа.

206. Пользуясь правилом Хунда, распределите электроны по орбиталям, отвечающим возбужденному состоянию атомов:

а) бора; б) серы; в) хлора.

207. Атомы каких элементов имеют следующее строение внешнего и предвнешнего электронного уровня:

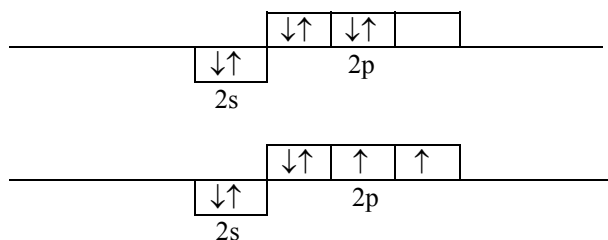
а)  $2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ ; б)  $3s^2 3p^6 4s^2$ ;  
в)  $3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ ; г)  $4s^2 4p^6 5s^0 4d^{10}$ ?

208. Атомы каких элементов имеют электронную конфигурацию:

а)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ; б)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ;  
в)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ ?

209. Электронные конфигурации атомов углерода  $1s^2 2s^1 2p^3$  и скандия  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ . Какое состояние атомов (основное или возбужденное) они характеризуют?

210. В какой из приведенной электронной конфигурации нарушено правило Хунда?



## 2.2. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

**Пример 35.** Какую высшую и низшую степень окисления проявляют мышьяк, селен и бром? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

*Решение.* Высшую степень окисления элемента определяет номер группы периодической системы Д.И. Менделеева, в которой он находится. Низшая степень окисления определяется тем условным зарядом, который приобретает атом при присоединении того количества электронов, которое необходимо для образования устойчивой восьми электронной оболочки ( $ns^2 np^6$ ).

Данные элементы находятся соответственно в главных подгруппах V, VI, VII-групп и имеют структуру внешнего энергетического уровня  $s^2 p^3$ ,  $s^2 p^4$ ,  $s^2 p^5$ . Следовательно, степени окисления мышьяка, селена, брома в соединениях таковы:

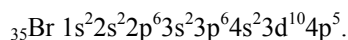
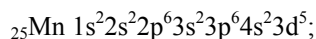
As + 5 (высшая), -3 (низшая) ---  $As_2O_5$ ,  $AsH_3$ ;

Se + 6 (высшая), -2 (низшая) ---  $SeO_3$ ,  $Na_2Se$ ;

Br + 7 (высшая), -1 (низшая) ---  $KBrO_4$ ,  $KBr$ .

**Пример 36.** У какого из элементов четвертого периода марганца или брома сильнее выражены металлические свойства?

*Решение.* Электронные формулы данных элементов:



Марганец – d-элемент VII-группы побочной подгруппы, а бром – p-элемент VII-группы главной подгруппы. На внешнем энергетическом уровне у атома марганца два электрона, а у атома брома – семь.

Атомы типичных металлов характеризуются наличием небольшого числа электронов на внешнем энергетическом уровне, а следовательно, тенденцией терять эти электроны. Они обладают только восстановительными свойствами и не образуют отрицательных ионов. Элементы, атомы которых на внешнем энергетическом уровне содержат более трех электронов, обладают определенным сродством к электрону, а следовательно, приобретают отрицательную степень окисления и образуют отрицательные ионы. Таким образом, марганец, как и все металлы, обладает только восстановительными свойствами, тогда как для брома, проявляющего слабые восстановительные свойства более свойственны окислительные функции. Следовательно, металлические свойства более выражены у марганца.

### Задачи

211. Дайте современную формулировку периодического закона. Чем она отличается от той, которая была дана Д.И. Менделеевым?

212. Открытие каких трех элементов было триумфом периодического закона? Как точно совпали свойства этих элементов и их простейших соединений со свойствами, предсказанными Д.И. Менделеевым?

213. Покажите, как периодический закон иллюстрирует и подтверждает один из всеобщих законов развития природы – закон перехода количества в качество.
214. Как учение о строении атома объясняет периодичность в изменении свойств химических элементов?
215. Какой физический смысл имеет порядковый номер и почему химические свойства элемента в конечном счете определяются зарядом ядра его атома?
216. Объясните три случая (укажите их) отклонения от последовательности расположения элементов в периодической системе по возрастанию их атомных масс?
217. Какова структура периодической системы? Периоды, группы и подгруппы. Физический смысл номера периода и группы.
218. В каких случаях емкость заполнения энергетического уровня и число элементов в периоде:  
а) совпадают; б) не совпадают?  
Объясните причину.
219. Значениям какого квантового числа отвечают номера периодов? Приведите определение периода, исходя из учения о строении атома?
220. Какие периоды периодической системы называют малыми, а какие большими? Чем определяется число элементов в каждом из них?
221. Укажите валентные энергетические подуровни в приведенных электронных формулах нейтральных атомов:  
а)  $[KL]3s^23p^1$ ; б)  $[K]2s^22p^5$ ;  
в)  $[KLM]4s^24p^3$ ; г)  $[KL]4s^23d^8$ .
222. Где в периодической системе находятся благородные газы? Почему раньше они составляли нулевую группу и как их называли?
223. Почему водород помещают в I и VII группу периодической системы? Какое обоснование можно дать тому и другому варианту?
224. Как изменяются свойства элементов главных подгрупп по периодам и группам? Что является причиной этих изменений?
225. Какое место в периодической системе занимают два элемента, один из которых характеризуется наибольшим значением ионизационного потенциала и электроотрицательности, а другой – наименьшими значениями этих величин?
226. В атомах каких элементов осуществляется так называемый "провал" электронов? Объясните причину этого эффекта.
227. При нормальных условиях только 11 химических элементов в свободном виде являются газами и 2 элемента в свободном виде жидкостями. Укажите символы и названия этих элементов.
228. Конфигурация валентных электронов в атомах двух элементов выражается формулами:  
а)  $3s^23p^2$  и  $4s^23d^2$ ;  
б)  $4s^23d^3$  и  $4s^23d^{10}4p^3$ .  
В каких периодах и группах находятся эти элементы? Должны ли они отличаться по своим свойствам, имея одинаковое число валентных электронов?
229. Зная число элементов в каждом периоде, определите место элемента в периодической системе и основные химические свойства по порядковому номеру: 35, 42 и 56.
230. Вопреки собственной формулировке Д.И. Менделеев поставил в системе теллур перед иодом, а кобальт перед никелем. Объясните это.
231. Чем можно объяснить общую тенденцию – уменьшение атомных радиусов с увеличением порядкового номера в периоде и увеличение атомных радиусов с увеличением порядкового номера в группе?
232. На каком основании хром и сера находятся в одной группе периодической системы? Почему их помещают в разных подгруппах?
233. На каком основании фосфор и ванадий находятся в одной группе периодической системы? Почему их помещают в разных подгруппах?
234. Какой ряд элементов расположен по мере уменьшения их атомных радиусов:  
а) Na, Mg, Al, Si; б) C, N, O, F;  
в) O, S, Sc, Fe; г) I, Br, Cl, F?
235. В чем сходство и различие атомов:  
а) F и Cl; б) N и P?
236. Как изменяется способность металлов отдавать электроны в ряду:  $Mg \rightarrow Ca \rightarrow Sr \rightarrow Ba$ ?
237. В ядре изотопа элемента  $^{104}X$  содержится 58 нейтронов. Каков порядковый номер этого элемента?
238. Чему равно число нейтронов в ядре изотопа  $^{122}Sn$ ?
239. Распределите электроны по энергетическим уровням для атома брома.
240. Сколько полностью заполненных энергетических уровней содержит ион  $Na^{+}$ ?

### 2.3. ЯДЕРНЫЕ РЕАКЦИИ. РАДИОАКТИВНОСТЬ

**Радиоактивностью** называют самопроизвольное превращение неустойчивого изотопа одного химического элемента в изотоп другого элемента, сопровождающееся испусканием элементарных частиц или ядер.

**Периодом полураспада** ( $\tau_{1/2}$ ) называется время, за которое распадается половина исходного количества радиоактивного изотопа. В течение первого периода полураспада распадается  $1/2$  часть от первоначального числа ядер изотопа  $N_0$  и остается  $1/2 N_0 = 2^{-1} N_0$  ядер. В течение второго периода распадается половина от  $2^{-1} N_0$  и остается  $1/2 \cdot 2^{-1} N_0 = 2^{-2} N_0$  ядер и т.д. В конце  $n$ -го периода полураспада остается  $2^{-n} N_0$  ядер исходного изотопа. Аналогичное выражение справедливо для массы ( $m$ ) не распавшегося изотопа:  $m = 2^{-n} m_0$ , где  $m_0$  – исходная масса изотопа.

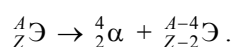
**Пример 37.** Период полураспада некоторого радиоактивного изотопа равен 3 часам. Какая масса его останется не распавшейся через 18 часов, если первоначальная масса изотопа составляла 200 г?

*Решение.* За время хранения радиоактивного изотопа прошло  $18/3 = 6$  периодов полураспада ( $n = 6$ ). Отсюда масса не распавшегося изотопа, оставшаяся после 18 часов хранения, равна

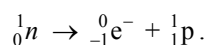
$$m = 2^{-n} m_0 = 2^{-6} \cdot 200 = 200/64 = 3,125 \text{ г.}$$

К основным видам радиоактивного распада относятся  $\alpha$ -распад,  $\beta^-$ - и  $\beta^+$ -распад, электронный захват и спонтанное деление. Часто эти виды радиоактивного распада сопровождаются испусканием  $\gamma$ -лучей, т.е. жесткого (с малой длиной волны) электромагнитного излучения.

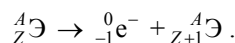
**$\alpha$ -распад.**  $\alpha$ -частица – ядро атома гелия  ${}^4_2\text{He}$ . При испускании  $\alpha$ -частицы ядро теряет два протона и два нейтрона, следовательно, заряд ядра уменьшается на 2, а массовое число на 4. Дочернее ядро принадлежит элементу, смещенному в периодической системе на две клетки влево по отношению к материнскому элементу:



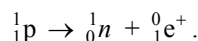
**$\beta^-$ -распад.**  $\beta^-$ -частица – электрон.  $\beta^-$ -распаду предшествует процесс, протекающий в ядре:



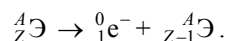
Таким образом, при испускании электрона заряд ядра увеличивается на единицу, а массовое число не изменяется. Дочернее ядро – изобар исходного – принадлежит элементу, смещенному на одну клетку вправо в периодической системе от места материнского элемента:



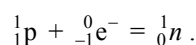
**Позитронный распад.**  $\beta^+$ -частица – позитрон ( $e^+$ ) – обладает массой электрона и зарядом, равным заряду электрона, но противоположным по знаку. Позитронному распаду предшествует ядерный процесс:



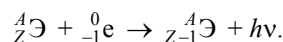
Число протонов в ядре при позитронном распаде уменьшается на единицу, а массовое число не изменяется. Образующееся ядро – изобар исходного ядра – принадлежит элементу, смещенному от материнского элемента на одну клетку влево в периодической системе:



**Электронный захват.** При захвате ядром электрона с ближайшего к ядру К-слоя в ядре уменьшается число протонов вследствие протекания процесса:

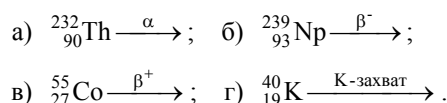


Заряд ядра уменьшается на единицу, а массовое число остается прежним. Дочернее ядро принадлежит элементу (изобару исходного элемента), смещенному по отношению к материнскому на одну клетку влево в периодической системе элементов:

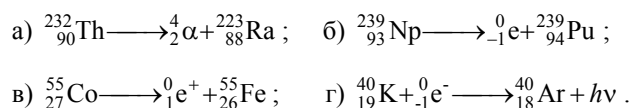


При переходе периферийных электронов на освободившееся в К-слое место выделяется энергия в виде кванта рентгеновского излучения.

**Пример 38.** Закончите уравнения реакции радиоактивного распада:



*Решение.*

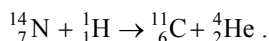


Уравнения ядерных реакций (в том числе и реакций радиоактивного распада) должны удовлетворять **правилу равенства сумм индексов**:

- сумма массовых чисел частиц, вступающих в реакцию, равна сумме массовых чисел частиц-продуктов реакции; при этом массы электронов, позитронов и фотонов не учитываются;
- суммы зарядов частиц, вступающих в реакцию и частиц-продуктов реакции, равны между собой.

**Пример 39.** Изотоп углерода  $^{12}\text{C}$  образуется при бомбардировке протонами ядер атомов  $^{14}\text{N}$ . Составьте уравнение этой ядерной реакции и напишите его в сокращенной форме.

*Решение.* При ядерных реакциях происходит изменение состава ядер атомов химических элементов. С их помощью можно из атомов одних элементов получить атомы других элементов. Превращения атомных ядер записывают в виде уравнений ядерных реакций. При этом сумма массовых чисел и алгебраические суммы зарядов частиц в левой и правой частях равенства должны быть равны



Сокращенная форма записи:  $^{14}\text{N}(\text{p}, \alpha)^{12}\text{C}$ . В скобках на первом месте пишут бомбардирующую частицу, а на втором, через запятую – частицу, образующуюся при данном процессе. В сокращенных уравнениях частицы  $^4_2\text{He}$ ,  $^1_1\text{H}$ ,  $^2_1\text{D}$ ,  $^1_0\text{n}$  обозначают соответственно  $\alpha$ , p, d, n.

### Задачи

241. Какие реакции называются ядерными? Чем они отличаются от химических? Кем и когда была впервые осуществлена ядерная реакция?

242. Природный водород состоит из двух изотопов – протия и дейтерия с массовыми долями 99,98 % и 0,02 %, соответственно. Вычислите атомную массу водорода.

243. Определите атомную массу кислорода, состоящего из изотопов:  $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$ ,  $^{18}\text{O}$  с массовыми долями 99,76 %, 0,04 %, 0,20 %, соответственно.

244. Назовите три изотопа водорода. Укажите состав их ядер. Что такое тяжелая вода? Как она получается и каковы ее свойства?

245. В чем проявляется ограниченность закона сохранения массы? Какой закон применим без нарушений к ядерным реакциям?

246. Природный кремний состоит из трех изотопов:  $^{28}\text{Si}$ ,  $^{29}\text{Si}$ ,  $^{30}\text{Si}$  с массовыми долями процентов 0,923; 0,047; 0,030, соответственно. Вычислите атомную массу природного кремния.

247. Природный хлор состоит из двух изотопов:  $^{35}\text{Cl}$  и  $^{37}\text{Cl}$ . Относительная атомная масса хлора равна 35,5. Определите содержание изотопов хлора в массовых долях процента.

248. Определите атомную массу бора, состоящего из изотопов  $^{10}\text{B}$  и  $^{11}\text{B}$  с массовыми долями 19,6 % и 80,4 %, соответственно.

249. Что такое изотопы и изобары? Чем объясняется, что у большинства элементов атомные массы выражаются дробными числами?

250. Вычислите массовые доли изотопов  $^{79}\text{Br}$  и  $^{81}\text{Br}$  в броме, атомная масса которого равна 79,12.

251. Природный неон состоит из изотопов:  $^{20}\text{Ne}$  и  $^{22}\text{Ne}$  с массовыми долями 90 % и 10 %, соответственно. Вычислите атомную массу неона.

252. При бомбардировке ядер атомов бора  $^{10}_5\text{B}$  нейтронами был получен изотоп лития  $^7_3\text{Li}$ . Определите промежуточное ядро и выброшенную частицу. Напишите уравнение реакции.

253. В результате бомбардировки изотопа неона  $^{21}_{10}\text{Ne}$  некоторыми частицами образуется фтор и  $\alpha$ -частица. Определите бомбардирующую частицу.

254. При действии  $\alpha$ -частиц на  $^{24}\text{Mg}$  образуется неустойчивый изотоп другого элемента и электрон. Составьте уравнение этой ядерной реакции и напишите ее в сокращенной форме.

255. Исходя из сокращенных уравнений ядерных реакций напишите их полные уравнения:

- $^{63}_{29}\text{Cu}(\text{p}, \text{n})^{63}_{30}\text{Zn}$ ; б)  $^{98}_{42}\text{Mo}(\text{n}, \text{e}^-)^{99}_{43}\text{Tc}$ ; в)  $^{27}_{13}\text{Al}(\text{p}, \alpha)^{24}_{12}\text{Mg}$ ;
- г)  $^{59}_{27}\text{Co}(\text{n}, \alpha)^{56}_{26}\text{Mn}$ ; д)  $^{253}_{99}\text{Es}(\alpha, \text{n})^{256}_{100}\text{Md}$ ; е)  $^{242}_{98}\text{Cm}(\alpha, 2\text{n})^{244}_{96}\text{Cf}$ .

256. При бомбардировке протонами ядер:

- изотопа  $^{21}_{10}\text{Ne}$  образуются  $\alpha$ -частицы;
- изотопа  $^{63}_{29}\text{Cu}$  – нейтроны. Какие изотопы и каких элементов при этом образовались?

257. Сколько  $\alpha$ -частиц теряет ядро атома радона, если в результате образуется изотоп свинца  $^{214}_{82}\text{Pb}$ ?

258. Какие элементы образуются при  $\alpha$ -распаде ядер атомов:  $^{11}_5\text{B}$ ;  $^{28}_{14}\text{Si}$ ;  $^{214}_{84}\text{Po}$ ?

259. Какие элементы образуются при  $\beta^-$ -распаде ядер атомов:  $^{234}_{90}\text{Th}$ ;  $^{214}_{82}\text{Pb}$ ;  $^{210}_{83}\text{Bi}$ ?

260. Радиоактивный йод  $^{131}\text{I}$  имеет период полураспада, равный 8 дням. Если взять 100 мг этого изотопа, то сколько его останется через 16 дней.

### 3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Описание химической связи в любой молекуле есть по существу описание распределения в ней электронной плотности. Основным типом химической связи является ковалентная.

**Ковалентная связь** – химическая связь между двумя атомами, осуществляемая общей для этих атомов парой электронов, перекрыванием электронных облаков взаимодействующих атомов.

В зависимости от природы взаимодействующих атомов электронная пара, область максимального перекрывания электронных облаков может одинаково принадлежать взаимодействующим частицам или смещаться в ту или другую сторону.

Для оценки способности атома данного элемента смещать электронную плотность, осуществляющую связь, пользуются значением **относительной электроотрицательности** ( $\chi$ ). Чем больше электроотрицательность атома, тем сильнее притягивает он обобществленные электроны. Иными словами, при образовании ковалентной связи между двумя атомами разных элементов общее электронное облако смещается к более электроотрицательному атому и в тем большей степени, чем больше разность электроотрицательностей ( $\Delta\chi$ ) взаимодействующих атомов. Поэтому с ростом  $\Delta\chi$  степень ионности связи возрастает.

Значения электроотрицательности атомов некоторых элементов приведены в табл. 2.

#### 2. Относительная электроотрицательность атомов

Н						
2,2						
Li	Be	B	C	N	O	F
1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0,9	1,2	1,5	1,8	2,1	2,5	3,0
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
0,8	1,0	1,6	2,0	2,0	2,4	2,9
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
0,8	1,0	1,7	1,8	1,9	2,1	2,5

**Пример 40.** Вычислите разность относительных электроотрицательностей атомов для связей Н-О и О-Э в соединениях  $\text{Э}(\text{OH})_2$ , где Э – Mg, Ca или Sr, и определите:

- какая из связей Н-О или О-Э характеризуется в каждой молекуле большей степенью ионности;
- каков характер диссоциации этих молекул в водном растворе?

**Решение.** По данным табл. 2 вычисляем разность электроотрицательностей для связей О-Э:

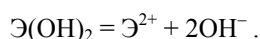
$$\Delta\chi_{\text{Mg-O}} = 3,5 - 1,2 = 2,3; \quad \Delta\chi_{\text{Ca-O}} = 3,5 - 1,0 = 2,5;$$

$$\Delta\chi_{\text{Sr-O}} = 3,5 - 1,0 = 2,5.$$

Разность электроотрицательностей для связи Н-О составляет 1,4.

Таким образом:

- во всех рассмотренных молекулах связь Э-О более полярна, т.е. характеризуется большей степенью ионности;
- диссоциация на ионы в водных растворах будет осуществляться по наиболее ионной связи в соответствии со схемой:



Следовательно, все рассматриваемые соединения будут диссоциировать по типу гидроксидов.

При образовании полярной ковалентной связи происходит смещение общего электронного облака от менее к более электроотрицательному атому. В результате один из атомов приобретает избыточный отрицательный заряд, а другой – такой же по абсолютной величине избыточный положительный заряд. Систему из двух равных по абсолютной величине и противоположных по знаку зарядов, расположенных на определенном расстоянии друг от друга, называют **электрическим диполем**.

Напряженность поля, создаваемая диполем, пропорциональна электрическому дипольному моменту диполя, представляющему собой произведение абсолютного значения заряда электрона  $q$  ( $1,60 \cdot 10^{-19}$  Кл) на расстояние  $l$  между центрами положительного и отрицательного зарядов в диполе (длиной диполя):

$$\mu = ql.$$

Величина  $\mu$  молекулы служит количественной мерой ее полярности и измеряется в Дебаях (D):

$$1D = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Кл}\cdot\text{м}.$$

**Пример 41.** Длина диполя молекулы HCl равна  $0,22 \cdot 10^{-8}$  см. Вычислите электрический момент диполя.

*Решение.*

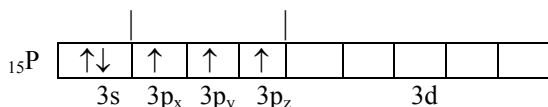
$$q = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}; \quad l = 2,2 \cdot 10^{-11} \text{ м};$$

$$\mu = ql = 1,60 \cdot 10^{-19} \cdot 2,2 \cdot 10^{-11} = 3,52 \cdot 10^{-30} \text{ Кл}\cdot\text{м} =$$

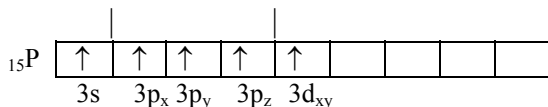
$$= 3,52 \cdot 10^{-30} / (3,33 \cdot 10^{-30}) = 1,06 \text{ D}.$$

**Пример 42.** Какую валентность, обусловленную неспаренными электронами (спинвалентность), может проявлять фосфор в нормальном и возбужденном (\*) состояниях?

*Решение.* Распределение электронов внешнего энергетического уровня фосфора  $3s^2 3p^3$  (учитывая правило Хунда,  $3s^2 3p_x 3p_y 3p_z$ ) по квантовым ячейкам имеет вид



Атомы фосфора имеют свободные d-орбитали, поэтому возможен переход одного 3s-электрона в 3d-состояние:



Отсюда валентность (спинвалентность) фосфора в нормальном состоянии равна трем, а в возбужденном – пяти.

**Пример 43.** Что такое гибридизация валентных орбиталей? Какое строение имеют молекулы типа  $AB_n$ , если связь в них образуется за счет  $sp$ -,  $sp^2$ -,  $sp^3$ -гибридных орбиталей атома А?

*Решение.* Теория валентных связей (ВС) предполагает участие в образовании ковалентных связей не только "чистых" АО, но и "смешанных", так называемых гибридных, АО. При гибридизации первоначальная форма и энергия орбиталей (электронных облаков) взаимно изменяются и образуются орбитали (облака) новой одинаковой формы и одинаковой энергии. Число гибридных орбиталей (q) равно числу исходных. Ответ на поставленный вопрос отражен в табл. 3.

### 3. Гибридизация орбиталей и пространственная конфигурация молекул

Тип молекулы	Исходные орбитали атома А	Тип гибридизации	Число гибридных орбиталей атома А	Пространственная конфигурация молекулы
$AB_2$	$s + p$	$sp$	2	Линейная
$AB_3$	$s + p + p$	$sp^2$	3	Треугольная
$AB_4$	$s + p + p + p$	$sp^3$	4	Тетраэдрическая

Если в гибридизации участвуют одна s- и одна p-орбитали ( $sp$ -гибридизация), то образуются две равноценные  $sp$ -орбитали; из одной s- и двух p-орбиталей ( $sp^2$ -гибридизация) образуются три  $sp^2$ -орбитали и т.д.

Гибридные облака, соответствующие данному типу гибридизации, располагаются в атоме так, чтобы взаимодействие между электронами было минимальным, т.е. как можно дальше друг от друга. Поэтому при  $sp$ -гибридизации электронные облака ориентируются в противоположных направлениях, при  $sp^2$ -гибридизации – в направлениях, лежащих в одной плоскости и составляющих друг с другом углы в  $120^\circ$  (т.е. в направлениях к вершинам правильного треугольника), при  $sp^3$ -гибридизации – к вершинам тетраэдра (угол между этими направлениями составляет  $109^\circ 28'$ ).

### Задачи

261. Какую химическую связь называют ковалентной? Опишите ее основные свойства.

262. Почему при образовании ковалентной связи расстояние между атомами строго определено? Как оно называется?
263. Что называется кратностью связи? Как влияет увеличение кратности связи на ее длину и энергию?
264. Определите ковалентность и степень окисления:
- углерода в молекулах  $C_2H_6$ ,  $C_2H_5OH$ ,  $CH_3COOH$ ,  $CH_3Cl$ ;
  - хлора в молекулах  $NaCl$ ,  $NaClO_3$ ,  $NaClO_4$ ,  $Ca(ClO)_2$ ;
  - серы в молекулах  $Na_2S_2O_3$ ,  $Na_2S$ ,  $Na_2SO_4$ .
265. Какая из связей  $Ca - H$ ,  $C - Cl$ ,  $Br - Cl$  является наиболее полярной и почему (табл. 2)?
266. Объясните, почему максимальная ковалентность фосфора может быть равной 5, а у азота такое валентное состояние отсутствует?
267. Пользуясь значениями относительных электроотрицательностей (табл. 2), определите степень ионности связи в молекулах:
- $CH_4$ ,  $CCl_4$ ,  $CO_2$ ;
  - $NH_3$ ,  $NO$ ,  $Mg_3N_2$ ;
  - $LiCl$ ,  $LiI$ ,  $Li_2O$ ;
  - $HF$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ;
  - $SO_2$ ,  $SeO_2$ ,  $TeO_2$ ;
  - $CO_2$ ,  $SiO_2$ ,  $SnO_2$ .
268. Какой тип гибридизации электронных облаков в молекулах:
- $BCl_3$ ;
  - $CaCl_2$ ;
  - $GeCl_4$ ;
  - $SiCl_4$ ;
  - $ZnI_2$ ;
  - $BeH_2$ ?
- Какую пространственную конфигурацию имеют эти молекулы?
269. Какая из связей  $K-S$ ,  $H-S$ ,  $Br-S$ ,  $C-S$  наиболее полярна и почему (табл. 2)?
270. В сторону какого атома смещается электронная плотность в молекулах  $H_2O$ ,  $NaNH$ ,  $HI$ ,  $CH_4$ ?
271. Какую ковалентную связь называют полярной? Что служит количественной мерой полярности ковалентной связи?
272. Какую химическую связь называют водородной? Между молекулами каких веществ она образуется? Почему плавиковая кислота и вода, имея меньшую молекулярную массу, плавятся и кипят при более высоких температурах, чем их аналоги?
273. Какие кристаллические структуры называют ионными, атомными, молекулярными и металлическими? Кристаллы каких веществ: алмаз, хлорид натрия, диоксид углерода, цинк – имеют указанные структуры?
274. Какую химическую связь называют ионной? Каков механизм ее образования? Какие свойства ионной связи отличают ее от ковалентной? Приведите примеры типичных ионных соединений.
275. Какую химическую связь называют дативной? Каков механизм ее образования? Приведите пример.
276. Какие силы молекулярного взаимодействия называют ориентационными, индукционными и дисперсионными? Когда возникают эти силы и какова их природа?
277. В ряду галогеноводородов  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$  электрические моменты диполей молекул равны  $3,5 \cdot 10^{-30}$ ,  $2,6 \cdot 10^{-30}$ ,  $1,4 \cdot 10^{-30}$  Кл·м, соответственно. Как изменяется характер химической связи в этих молекулах?
278. Какое состояние электрона, атомных орбиталей или атомов в целом называют валентным? Сколько валентных состояний возможно для атомов кислорода и серы, фтора и хлора?
279. Какой способ образования ковалентной связи называют донорно-акцепторным? Какие химические связи имеются в ионах  $NH_4^+$  и  $BF_4^-$ ? Укажите донор и акцептор.
280. Электрический момент диполя молекул сероводорода и диоксида серы равны  $3,1 \cdot 10^{-30}$  и  $2,0 \cdot 10^{-30}$  Кл·м. Какая из этих молекул более полярна?
281. Электрический момент диполя молекул метана, аммиака, воды и хлороводорода равны 0;  $4,7 \cdot 10^{-30}$ ;  $6,1 \cdot 10^{-30}$ ;  $3,5 \cdot 10^{-30}$  Кл·м. Какая из этих молекул более полярна?
282. Почему молекула диоксида углерода неполярна, хотя связь углерод – кислород имеет электрический момент диполя  $0,37 \cdot 10^{-30}$  Кл·м?
283. Каково взаимное расположение электронных облаков при  $sp^2$ -гибридизации? Приведите примеры. Какова пространственная структура этих молекул?
284. Энергия связи в молекулах этилена и ацетилену равна 383,2 и 433,7 кДж/моль, соответственно. В какой молекуле связь наиболее прочная?
285. В чем причина различной пространственной структуры молекул хлорида бора и аммиака?
286. В каком из перечисленных веществ более выражен ионный характер связи:  $CCl_4$ ,  $SiO_2$ ,  $CaBr_2$ ,  $NH_3$ ?
287. Как изменяется прочность  $C-C$  связи в ряду: этан  $\rightarrow$  этилен  $\rightarrow$   $\rightarrow$  этин?
288. Какова степень окисления азота в соединении  $(NH_4)_2SO_4$ ?
289. Как изменяется число  $\pi$ -связей в ряду:  $C_2H_6 \rightarrow CO_2 \rightarrow SO_3$ ?
290. Докажите, что азот в соединениях может быть только 4-валентным.

## 4. ЭЛЕМЕНТЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

### 4.1. ТЕРМОХИМИЯ. ЗАКОНЫ ТЕРМОХИМИИ

Науку о взаимных превращениях различных видов энергии называют *термодинамикой*. Термодинамика устанавливает законы этих превращений, а также направление самопроизвольного течения различных процессов в данных условиях.

При химических реакциях происходят глубокие качественные изменения в системе, перестройка электронных структур взаимодействующих частиц. Эти изменения сопровождаются поглощением или выделением энергии. В большинстве случаев этой энергией является теплота. Раздел термодинамики, изучающий тепловые эффекты химических реакций, называют *термохимией*. Реакции, которые сопровождаются выделением теплоты, называют *экзотермическими*, а те, которые сопровождаются поглощением теплоты, – *эндотермическими*. Теплоты реакций являются, таким образом, мерой изменения свойств системы, и знание их может иметь большое значение при определении условий протекания тех или иных реакций.

При любом процессе соблюдается закон сохранения энергии как проявление, более общего закона природы – закона сохранения материи. Теплота  $Q$  поглощается системой, идет на изменение ее внутренней энергии  $\Delta U$  и на совершение работы  $A$ :

$$Q = \Delta U + A. \quad (4.1.1)$$

**Внутренняя энергия** системы  $U$  – это общий ее запас, включающий энергию поступательного и вращательного движения молекул, энергию внутримолекулярных колебаний атомов и атомных групп, энергию движения электронов, внутрядерную энергию и т.д. Внутренняя энергия – полная энергия системы без потенциальной энергии, обусловленной положением системы в пространстве, и без кинетической энергии системы как целого. Абсолютное значение внутренней энергии  $U$  веществ определить невозможно, так как нельзя привести систему в состояние, лишенное энергии. Внутренняя энергия, как и любой вид энергии, является функцией состояния, т.е. ее изменение однозначно определяется начальным и конечным состоянием системы и не зависит от пути перехода, по которому протекает процесс:

$$\Delta U = U_2 - U_1,$$

где  $\Delta U$  – изменение внутренней энергии системы при переходе от начального состояния  $U_1$  в конечное  $U_2$ .

Если  $U_2 > U_1$ , то  $\Delta U > 0$ . Если  $U_2 < U_1$ , то  $\Delta U < 0$ .

Теплота и работа функциями состояния не являются, ибо они служат формами передачи энергии и связаны с процессом, а не с состоянием системы. При химических реакциях  $A$  – это работа против внешнего давления, т.е. в первом приближении

$$A = P \Delta V,$$

где  $\Delta V$  – изменение объема системы ( $V_2 - V_1$ ).

Так как большинство химических реакций протекает при постоянном давлении и постоянной температуре, то для изобарно-изотермического процесса ( $P = \text{const}$ ,  $T = \text{const}$ ) теплота:

$$Q_p = \Delta U + P \Delta V;$$

$$Q_p = (U_2 - U_1) + P(V_2 - V_1); \quad Q_p = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1).$$

Сумму  $U + PV$  обозначим через  $H$ , тогда

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H.$$

Величину  $H$  называют *энтальпией*. Таким образом, теплота при  $P = \text{const}$  и  $T = \text{const}$  приобретает свойство функции состояния и не зависит от пути, по которому протекает процесс. Отсюда теплота реакции в изобарно-изотермическом процессе  $Q_p$  равна изменению энтальпии системы  $\Delta H$  (если единственным видом работы является работа расширения):

$$Q_p = \Delta H.$$

Энтальпия, как и внутренняя энергия, является функцией состояния; ее изменение ( $\Delta H$ ) определяется только начальным и конечным состоянием системы и не зависит от пути перехода. Нетрудно видеть, что теплота реакции в изохорно-изотермическом процессе ( $V = \text{const}$ ;  $T = \text{const}$ ), при котором  $\Delta V = 0$ , равна изменению внутренней энергии системы:

$$Q_V = \Delta U.$$



Теплоты химических процессов, протекающих при  $P, T = \text{const}$  и  $V, T = \text{const}$ , называются тепловыми эффектами.

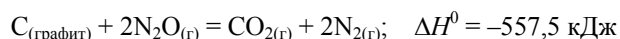
При экзотермических реакциях энтальпия системы уменьшается и  $\Delta H < 0$  ( $H_2 < H_1$ ), а при эндотермических реакциях энтальпия системы увеличивается и  $\Delta H > 0$  ( $H_2 > H_1$ ). В дальнейшем тепловые эффекты выражаются через  $\Delta H$ .

В основе термохимических расчетов лежит **закон Гесса** (1840): **тепловой эффект реакции зависит только от природы и физического состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути перехода.**

В термохимических расчетах применяют чаще **следствие из закона Гесса**: тепловой эффект реакции ( $\Delta H_{x,p}$ ) равен сумме энтальпий образования  $\Delta H_{\text{обр}}$  продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов:

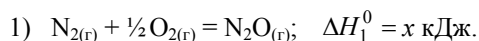
$$\Delta H_{x,p} = \sum \Delta H_{\text{обр}}^{\text{прод}} - \sum \Delta H_{\text{обр}}^{\text{исх}}. \quad (4.1.2)$$

**Пример 44.** Исходя из теплоты образования газообразного диоксида углерода ( $\Delta H^0 = -393,5$  кДж/моль) и термохимического уравнения реакции:

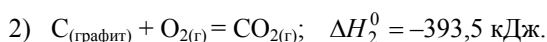


вычислите энтальпию образования  $N_2O_{(г)}$ .

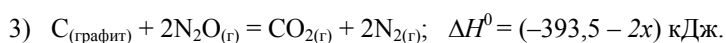
*Решение.* Обозначив искомую величину через  $x$ , запишем термохимическое уравнение реакции образования  $N_2O$  из простых веществ:



Запишем также термохимическое уравнение реакции образования  $CO_{2(г)}$  из простых веществ:

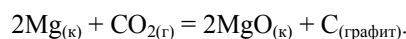


Из уравнений реакций (1) и (2) можно получить исходное уравнение реакции. Для этого умножим уравнение (1) на два и вычтем найденное уравнение из уравнения (2). Имеем:



Сравнивая уравнения исходное и (3), находим:  $-393,5 - 2x = -557,5$ . Отсюда  $x = 82,0$  кДж/моль.

**Пример 45.** Пользуясь данными табл. 4, вычислите  $\Delta H^0$  реакции:



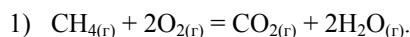
*Решение.* Стандартные энтальпии образования  $CO_{2(г)}$  и  $MgO_{(к)}$  равны соответственно  $-393,5$  и  $-601,8$  кДж/моль (стандартные энтальпии образования простых веществ равны нулю).  $\Delta H^0$  реакции находим по уравнению (4.1.2)

$$\Delta H^0 = 2\Delta H_{MgO}^0 - \Delta H_{CO_2}^0 = 2(-601,8) + 393,5 = -810,1 \text{ кДж.}$$

**Пример 46.** Рассчитайте теплоту сгорания метана и количество теплоты, которое выделится при сгорании  $100 \text{ дм}^3$  этого вещества.

*Решение.* Под теплотой сгорания вещества подразумевают тепловой эффект реакции окисления одного моля этого соединения. В случае органического соединения продуктами окисления обычно бывают  $CO_{2(г)}$  и  $H_2O_{(г)}$ .

Реакцию сгорания метана можно представить уравнением



Используя следствие закона Гесса и стандартные энтальпии образования веществ (табл. 4), определяем изменение энтальпии при протекании реакций:

$$\Delta H^0 = \Delta H_{CO_2(г)}^0 + 2\Delta H_{H_2O(г)}^0 - \Delta H_{CH_4(г)}^0$$

или  $\Delta H^0 = -393,5 + 2(-241,8) - (-74,9) = -802,2$  кДж.

$\Delta H^0 = -Q$ , следовательно, при сгорании одного моля  $CH_4$  выделяется  $802,2$  кДж теплоты

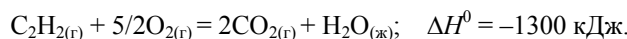
$$v(CH_4) = 100 \text{ дм}^3 / 22,4 \text{ дм}^3 = 4,46 \text{ моль.}$$

Количество теплоты при сгорании  $4,46$  моль составит  $4,46 \cdot 802,2 = 3577,8$  кДж.

**Пример 47.** Рассчитайте энтальпию образования: а) ацетилена, если при сгорании 1 моль его выделяется 1300 кДж тепла; б) этилена, если при сгорании 2 моль его выделилось 2822 кДж тепла.

*Решение.*

а) Из условия задачи следует, что изменение энтальпии ( $\Delta H^0$ ) в реакции сгорания равно 1300 кДж. Запишем термохимическое уравнение реакции горения ацетилена:



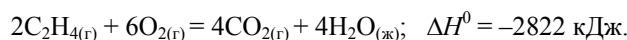
Отсюда можно записать:

$$\begin{aligned} \Delta H^0 &= 2\Delta H^0(\text{CO}_2) + \Delta H^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H^0(\text{C}_2\text{H}_2) = -1300 \text{ кДж;} \\ \Delta H^0(\text{C}_2\text{H}_2) &= 2\Delta H^0(\text{CO}_2) + \Delta H^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H^0 = \\ &= 2\Delta H^0(\text{CO}_2) + \Delta H^0(\text{H}_2\text{O}) + 1300. \end{aligned}$$

Пользуясь данными табл. 4, находим

$$\Delta H^0(\text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})}) = 228 \text{ кДж/моль.}$$

б) Запишем термохимическое уравнение реакции горения 2 моль этилена:



Отсюда можно записать:

$$\begin{aligned} \Delta H^0 &= 4\Delta H^0(\text{CO}_2) + 4\Delta H^0(\text{H}_2\text{O}) - 2\Delta H^0(\text{C}_2\text{H}_4) = -2822 \text{ кДж;} \\ \Delta H^0(\text{C}_2\text{H}_4) &= (4\Delta H^0(\text{CO}_2) + 4\Delta H^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H^0)/2 = \\ &= (4\Delta H^0(\text{CO}_2) + 4\Delta H^0(\text{H}_2\text{O}) + 2822)/2. \end{aligned}$$

Пользуясь данными табл. 4, находим

$$\Delta H^0(\text{C}_2\text{H}_{4(\text{г})}) = 53 \text{ кДж/моль.}$$

Самопроизвольно могут протекать реакции, сопровождающиеся не только выделением, но и поглощением теплоты.

Реакция, идущая при данной температуре с выделением теплоты, при другой температуре проходит с поглощением теплоты. Здесь проявляется диалектический закон единства и борьбы противоположностей. С одной стороны, система стремится к упорядочению (агрегации), к уменьшению  $H$ ; с другой стороны, система стремится к беспорядку (деагрегации). Первая тенденция растет с понижением, а вторая – с повышением температуры. Тенденцию к беспорядку характеризует величина, которая называется **энтропией**.

Энтропия  $S$ , так же как внутренняя энергия  $U$ , энтальпия  $H$ , объем  $V$  и др., является свойством вещества, пропорциональным его количеству.  $S$ ,  $U$ ,  $H$ ,  $V$  обладают аддитивными свойствами. Энтропия отражает движение частиц вещества и является мерой неупорядоченности системы. Она возрастает при нагревании, испарении, плавлении, расширении газа, при ослаблении или разрыве связей между атомами и т.п., уменьшается при конденсации, кристаллизации, полимеризации и т.д. Энтропия является функцией состояния, т.е. ее изменение ( $\Delta S$ ) зависит только от начального ( $S_1$ ) и конечного ( $S_2$ ) состояния и не зависит от пути процесса:

$$\Delta S_{\text{х.п}} = \Sigma S_{\text{прод}}^0 - \Sigma S_{\text{исх}}^0. \quad (4.1.3)$$

$\Delta S = S_2 - S_1$ . Если  $S_2 > S_1$ , то  $\Delta S > 0$ . Если  $S_2 < S_1$ , то  $\Delta S < 0$ .

Так как энтропия растет с повышением температуры, то можно считать, что мера беспорядка  $\approx T\Delta S$ . Энтропия выражается в Дж/(моль·К). Таким образом, движущая сила процесса складывается из двух составляющих: стремления к упорядочению ( $H$ ) и стремления к беспорядку ( $T\Delta S$ ). При  $P = \text{const}$  и  $T = \text{const}$  общую движущую силу процесса, которую обозначают  $\Delta G$ , можно найти из соотношения

$$\Delta G = (H_2 - H_1) - (TS_2 - TS_1); \quad \Delta G = \Delta H - T\Delta S. \quad (4.1.4)$$

Величина  $G$  называется изобарно-изотермическим потенциалом или энергией Гиббса. Итак, мерой химического сродства является убыль энергии Гиббса ( $\Delta G$ ), которая зависит от природы вещества, его количества и от температуры. Энергия Гиббса является функцией состояния, поэтому

$$\Delta G_{\text{х.п}} = \Sigma \Delta G_{\text{обр}}^{\text{прод}} - \Sigma \Delta G_{\text{обр}}^{\text{исх}}. \quad (4.1.5)$$

Самопроизвольно протекающие процессы идут в сторону уменьшения потенциала, в частности, в сторону уменьшения  $\Delta G$ . Если  $\Delta G < 0$ , процесс принципиально осуществим; если  $\Delta G > 0$  – процесс самопроизвольно

проходить не может. Чем меньше  $\Delta G$ , тем сильнее стремление к протеканию данного процесса и тем дальше он от состояния равновесия, при котором  $\Delta G = 0$  и  $\Delta H = T\Delta S$ .

Из соотношения  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$  видно, что самопроизвольно могут протекать процессы, для которых  $\Delta H > 0$  (эндотермические). Это возможно, когда  $\Delta S > 0$ ,  $|T\Delta S| > |\Delta H|$ , и тогда  $\Delta G < 0$ . С другой стороны, экзотермические реакции ( $\Delta H < 0$ ) самопроизвольно не протекают, если при  $\Delta S < 0$  окажется, что  $\Delta G > 0$ .

Значения стандартных энтальпий образования  $\Delta H^0$ , энтропии  $S^0$  и энергия Гиббса  $\Delta G^0$  некоторых веществ при 298 К (25 °С) и давлении 1 атм = 101 325 Па = 760 мм рт. ст. представлены в табл. 4.

#### 4. Значения $\Delta H^0$ , $S^0$ , $\Delta G^0$

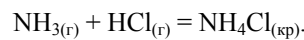
Вещество	$\Delta H^0$ , кДж/моль	$S^0 \cdot 10^3$ , Дж/моль·К	$\Delta G^0$ , кДж/моль
Al <sub>(кр)</sub>	0	28,33	0
Al <sub>2</sub> O <sub>3(кр)</sub>	-1675,69	50,92	-1582,27
BaCO <sub>3(кр)</sub>	-1210,85	112,13	-1132,77
BaO <sub>(кр)</sub>	-553,54	70,29	-525,84
BeO <sub>(кр)</sub>	-598,73	14,14	-596,54
C <sub>(алмаз)</sub>	1,83	2,37	2,83
C <sub>(графит)</sub>	0	5,74	0
CaCO <sub>3(кр)</sub>	-1206,83	91,71	-1128,35
CaO <sub>(кр)</sub>	-635,09	38,07	-603,46
CH <sub>4(г)</sub>	-74,85	186,27	-50,85
C <sub>2</sub> H <sub>2(г)</sub>	226,75	200,82	209,21
C <sub>2</sub> H <sub>4(г)</sub>	52,30	219,45	68,14
C <sub>2</sub> H <sub>6(г)</sub>	-84,67	229,49	-32,93
C <sub>6</sub> H <sub>6(ж)</sub>	49,03	173,26	124,38
CH <sub>3</sub> OH <sub>(ж)</sub>	-238,57	126,78	-166,27
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH <sub>(г)</sub>	-234,80	281,38	-167,96
C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2(ж)</sub>	31,09	192,29	149,08
CO <sub>(г)</sub>	-110,53	197,55	-137,15
CO <sub>2(г)</sub>	-393,51	213,66	-394,37
CS <sub>2(г)</sub>	116,70	237,77	66,55
CS <sub>2(ж)</sub>	88,70	151,04	64,61
Cl <sub>2(г)</sub>	0	222,98	0
Cr <sub>(кр)</sub>	0	23,64	0
Cr <sub>2</sub> O <sub>3(кр)</sub>	-1140,56	82,17	-1058,97
F <sub>2(г)</sub>	0	202,67	0
Fe <sub>(кр)</sub>	0	27,15	0
FeO <sub>(кр)</sub>	-264,85	60,75	-244,30
Fe <sub>2</sub> O <sub>3(кр)</sub>	-822,16	87,45	-740,34
Fe <sub>3</sub> O <sub>4(кр)</sub>	-1117,13	146,19	-1014,17
H <sub>2(г)</sub>	0	130,52	0
HCl <sub>(г)</sub>	-92,31	186,79	-95,30
H <sub>2</sub> O <sub>(г)</sub>	-241,81	188,72	-228,61
H <sub>2</sub> O <sub>(ж)</sub>	-285,83	69,95	-237,23
H <sub>2</sub> S <sub>(г)</sub>	-20,60	205,70	-33,50
MgCO <sub>3(кр)</sub>	-1095,85	65,10	-1012,15
MgO <sub>(кр)</sub>	-601,49	27,07	-569,27
NH <sub>3(г)</sub>	-45,94	192,66	-16,48
NH <sub>4</sub> Cl <sub>(кр)</sub>	-314,22	95,81	-203,22
NO <sub>(г)</sub>	91,26	210,64	87,58
O <sub>2(г)</sub>	0	205,04	0
PbO <sub>(кр)</sub>	-217,61	68,70	-188,20

PbS <sub>(кр)</sub>	-100,42	91,21	-98,77
PCl <sub>3(г)</sub>	-287,02	311,71	-267,98
PCl <sub>5(г)</sub>	-374,89	364,47	-305,10
SO <sub>2(г)</sub>	-296,90	248,07	-300,21
TiO <sub>2(кр)</sub>	-944,8	50,33	-889,49

**Пример 48.** В каком состоянии энтропия 1 моль вещества больше: в кристаллическом или в парообразном при той же температуре?

*Решение.* Энтропия есть мера неупорядоченности состояния вещества. В кристалле частицы (атомы, ионы) расположены упорядоченно и могут находиться лишь в определенных точках пространства, а для газа таких ограничений нет. Объем 1 моль газа гораздо больше, чем объем 1 моль кристаллического вещества; возможность хаотичного движения молекул газа больше. А так как энтропию можно рассматривать как количественную меру хаотичности атомно-молекулярной структуры вещества, то энтропия 1 моль паров вещества больше энтропии его кристаллов при одинаковой температуре.

**Пример 49.** Исходя из значений стандартных энтальпий образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ (табл. 4) вычислите  $\Delta G^0$  реакции, протекающей по уравнению



Может ли эта реакция при стандартных условиях протекать самопроизвольно?

*Решение.* Энергия Гиббса ( $\Delta G^0$ ) является функцией состояния и вычисляется из соотношения (4.1.4). Величины  $\Delta H^0$  и  $\Delta S^0$  находим из соотношений (4.1.2):

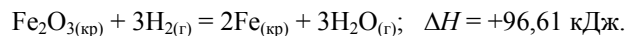
$$\begin{aligned} \Delta H^0 &= \Delta H_{\text{NH}_4\text{Cl}}^0 - (\Delta H_{\text{NH}_3}^0 + \Delta H_{\text{HCl}}^0) = \\ &= 314,22 - (-45,94 - 92,31) = -175,97 \text{ кДж}; \end{aligned}$$

$$\Delta S^0 = S_{\text{NH}_4\text{Cl}}^0 - (S_{\text{NH}_3}^0 + S_{\text{HCl}}^0) = 95,81 - (192,66 + 186,79) = -283,64 \text{ Дж/К};$$

$$\Delta G^0 = -175,97 - 298(-283,64 \cdot 10^{-3}) = -91,45 \text{ кДж}.$$

Так как  $\Delta G < 0$ , то реакция протекает самопроизвольно при стандартных условиях.

**Пример 50.** Реакция восстановления Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> водородом протекает по уравнению



Возможна ли эта реакция при стандартных условиях, если изменение энтропии  $\Delta S = 0,1387 \text{ кДж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$ ? При какой температуре начнется восстановление Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>?

*Решение.* Вычисляем  $\Delta G$  реакции:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 96,61 - 298 \cdot 0,1387 = +55,28 \text{ кДж}.$$

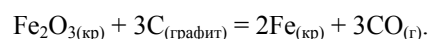
Так как  $\Delta G > 0$ , то реакция при стандартных условиях невозможна; наоборот, при этих условиях идет обратная реакция окисления железа (коррозия).

Найдем температуру, при которой  $\Delta G = 0$ :

$$\Delta H = T\Delta S; \quad T = \Delta H / \Delta S = 96,61 / 0,1387 = 696,5 \text{ К}.$$

Следовательно, при температуре 695,5 К начнется реакция восстановления Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Иногда эту температуру называют температурой начала реакции.

**Пример 51.** Вычислите  $\Delta H_{\text{x,п}}^0$ ,  $\Delta S_{\text{x,п}}^0$ ,  $\Delta G_{\text{т}}$  реакции, протекающей по уравнению



Возможна ли реакция восстановления Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> углеродом при температурах 500 и 1000 К?

*Решение.*  $\Delta H_{\text{x,п}}^0$  и  $\Delta S_{\text{x,п}}^0$  находим из соотношений (4.1.2) и (4.1.3):

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{x,п}}^0 &= [3(-110,53) + 2 \cdot 0] - [-822,16 + 3 \cdot 0] = \\ &= -331,56 + 822,10 = +490,57 \text{ кДж}; \end{aligned}$$

$$\Delta S_{\text{x,п}}^0 = (2 \cdot 27,15 + 3 \cdot 197,55) - (87,45 + 3 \cdot 5,74) = 542,28 \text{ Дж/К}.$$

Энергию Гиббса при соответствующих температурах находим из соотношения (4.1.4):

$$\Delta G_{500} = 490,57 - 500 \cdot 542,28 / 1000 = 219,43 \text{ кДж};$$

$$\Delta G_{1000} = 490,57 - 1000 \cdot 542,28/1000 = -51,71 \text{ кДж.}$$

Так как  $\Delta G_{500} > 0$ , а  $\Delta G_{1000} < 0$ , то восстановление  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  углеродом возможно при 1000 К и невозможно при 500 К.

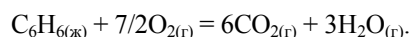
### З а д а ч и

При решении задач данного раздела использовать значения табл. 4.

291. Теплоты растворения сульфата меди ( $\text{CuSO}_4$ ) и медного купороса ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), равны  $-66,11$  кДж и  $11,72$  кДж, соответственно. Вычислите теплоту гидратации сульфата меди.

292. Вычислите тепловой эффект и напишите термохимическое уравнение реакции горения одного моля этана ( $\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$ ), в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Сколько теплоты выделится при сгорании этана объемом  $1 \text{ м}^3$  (н.у.)?

293. Вычислите тепловой эффект реакции горения бензола, которая выражается термохимическим уравнением



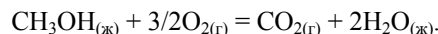
294. Газообразный этиловый спирт можно получить при взаимодействии этилена и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислите ее тепловой эффект.

295. Напишите термохимическое уравнение реакции взаимодействия оксида углерода(II) и водорода, в результате которой образуются газообразные метан и вода. Сколько теплоты выделится при этой реакции, если был получен метан объемом  $67,2 \text{ дм}^3$  (н.у.)?

296. Кристаллический хлорид аммония образуется при взаимодействии газообразных аммиака и  $\text{HCl}$ . Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислите ее тепловой эффект. Сколько теплоты выделится, если в реакции был израсходован аммиак объемом  $10 \text{ дм}^3$  (н.у.)?

297. При сгорании газообразного аммиака образуются пары воды и оксид азота(II). Сколько теплоты выделится при этой реакции, если был получен оксид азота(II) объемом  $44,8 \text{ дм}^3$  (н.у.)?

298. Вычислите тепловой эффект реакции горения метилового спирта, которая выражается термохимическим уравнением



299. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и газообразный сероуглерод ( $\text{CS}_2$ ). Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите ее тепловой эффект.

300. На основании значений  $\Delta G^0$  различных кислородных соединений щелочных металлов, приведенных в табл. 5, определите образование каких соединений наиболее характерно для различных щелочных металлов.

Чем можно объяснить наблюдаемые закономерности?

Таблица 5

Элемент	$\Delta_f G_{\text{O}(\text{кр})}^0$	$\Delta_f G_{\text{O}_2(\text{кр})}^0$	$\Delta_f G_{\text{O}_2(\text{кр})}^0$	$\Delta_f G_{\text{O}_3(\text{кр})}^0$
Li	-560	-564	-468	-301
Na	+376	-439	-433	-
K	-322	-422	-475	-380
Rb	-290	-351	-439	-577
Cs	-290	-332	-418	-577

301. При взаимодействии 1 моля водорода и 1 моля селена поглотилось  $77,4$  кДж тепла. Вычислите энтальпию образования селеноводорода.

302. При взаимодействии 2 молей мышьяка и 3 молей водорода поглотилось  $370$  кДж тепла. Вычислите энтальпию образования арсина.

303. При взаимодействии 1 моля водорода и 1 моля хлора выделилось  $184$  кДж тепла. Вычислите энтальпию образования хлороводорода.

304. При образовании 1 моля воды из простых веществ выделилось  $242$  кДж тепла. Чему равна энтальпия образования воды?

305. При взаимодействии 1 моля азота и 3 молей водорода выделилось  $93$  кДж тепла. Чему равна энтальпия образования аммиака?

306. Вычислите, какое количество теплоты выделится при восстановлении оксида железа(III) металлическим алюминием, если было получено железо массой  $335,1$  г.

307. При сжигании графита образовался диоксид углерода массой  $8,86$  г и выделилось  $79,2$  кДж тепла. Вычислите энтальпию образования диоксида углерода.

308. При разложении карбоната магния на оксид магния и диоксид углерода поглощается  $100,7$  кДж тепла. Вычислите энтальпию образования карбоната магния.

309. При сгорании жидкого этилового спирта массой 11,5 г выделилось 308,71 кДж тепла. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Вычислите энтальпию образования  $C_2H_5OH_{(ж)}$ .

310. При восстановлении оксида железа(III) массой 80,0 г алюминием (реакция алюмотермии) выделяется 426,3 кДж тепла. При сгорании металлического алюминия массой 5,4 г выделяется 167,3 кДж тепла. На основании этих данных вычислите энтальпию образования оксида железа(III).

311. Вычислите  $\Delta G^0$  реакций образования  $Ag\Gamma_{(т)}$  и  $Ca\Gamma_{2(т)}$  из ионов в растворе, используя термодинамические данные, приведенные в табл. 6.

Таблица 6

Ионы	$\Delta H^0$ , кДж/моль	$S^0$ , Дж/моль·К
$Ag^+_{(р)}$	105	73
$AgBr_{(кр)}$	-100	107
$AgCl_{(кр)}$	-127	96
$AgI_{(кр)}$	-62	115
$AgF_{(кр)}$	-205	84
$Br^-_{(р)}$	-121	83
$Ca^{2+}_{(р)}$	-543	-53
$CaBr_{2(кр)}$	-683	130
$CaCl_{2(кр)}$	-796	105
$CaI_{2(кр)}$	-535	142
$CaF_{2(т)}$	-1220	69
$Cl^-_{(р)}$	-167	57
$\Gamma_{(р)}$	-57	107
$F^-_{(р)}$	-333	-14

Как изменяется растворимость  $Ag\Gamma$  и  $Ca\Gamma_2$  в ряду  $F^- \rightarrow Cl^- \rightarrow Br^- \rightarrow \Gamma^-$ ? Сопоставьте характер изменения в этом ряду значений  $\Delta G^0_{обр.}$  и ПР. Величины ПР для галогенидов серебра в этом ряду имеют следующие значения (кроме фторида серебра)  $1,8 \cdot 10^{-10}$ ;  $5,3 \cdot 10^{-13}$ ;  $8,37 \cdot 10^{-17}$ , соответственно. Почему для фторида серебра отсутствуют данные по ПР?

312. Реакция горения аммиака выражается термохимическим уравнением:

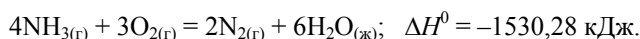
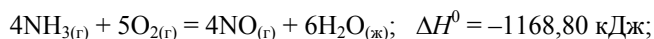


Вычислите энтальпию образования аммиака.

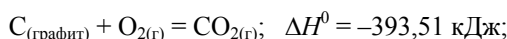
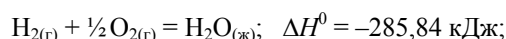
313. При взаимодействии железа массой 6,3 г с серой выделилось 11,31 кДж тепла. Вычислите энтальпию образования сульфида железа(II).

314. При сгорании ацетилена объемом 1 дм<sup>3</sup> (н.у.) выделяется 56,053 кДж тепла. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Вычислите энтальпию образования газообразного ацетилена.

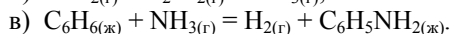
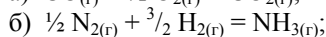
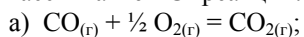
315. Вычислите энтальпию образования  $NO_{(г)}$ , исходя из следующих термохимических уравнений:



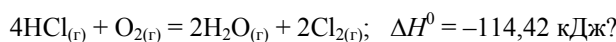
316. Вычислите энтальпию образования газообразного метана, исходя из следующих термохимических уравнений:



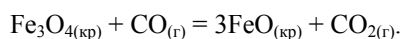
317. Рассчитайте  $\Delta G^0$  реакций:



318. При какой температуре наступит равновесие системы

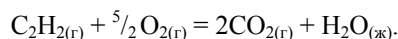


319. Восстановление  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  оксидом углерода идет по уравнению

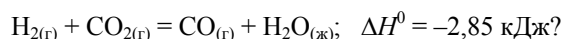


Вычислите  $\Delta G^0$  и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях. Чему равно  $\Delta S^0$  в этой реакции?

320. Вычислите  $\Delta G^0$  и  $\Delta S^0$  реакции горения ацетилена:

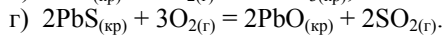
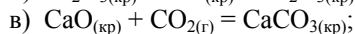
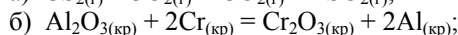
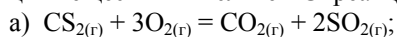


321. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция:

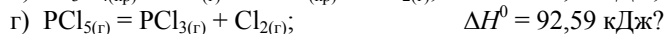
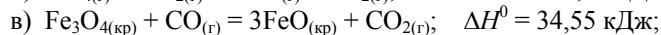
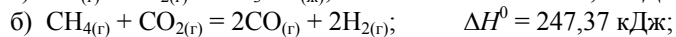
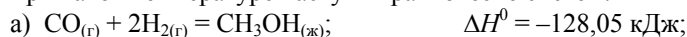


На основании стандартных значений  $\Delta H^0$  и  $\Delta S^0$  соответствующих веществ определите  $\Delta G^0$  этой реакции.

322. Исходя из значений стандартных энтальпий образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите  $\Delta G^0$  реакций, протекающих по уравнениям:

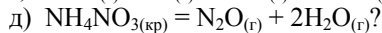
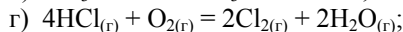
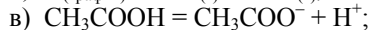
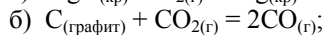
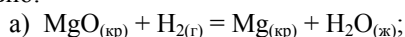


323. При какой температуре наступит равновесие систем:



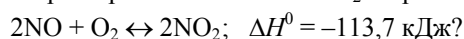
324. Уменьшается или увеличивается энтропия при переходах: а) воды в пар; б) графита в алмаз? Почему? Вычислите  $\Delta S^0$  для каждого превращения. Сделайте вывод о количественном изменении энтропии при фазовых и аллотропических превращениях.

325. Не производя вычислений, укажите, для каких из перечисленных процессов изменение энтропии положительно:



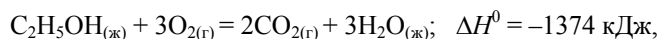
326. При стандартных условиях теплота полного сгорания белого фосфора равна 760,1 кДж/моль, а теплота полного сгорания черного фосфора равна 722,1 кДж/моль. Чему равна теплота превращения черного фосфора в белый при стандартных условиях?

327. Сколько выделится теплоты при образовании 4 моль  $\text{NO}_2$  по реакции:



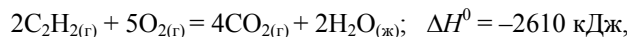
328. При сгорании 2 моль  $\text{PH}_3$  образуются  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  и выделяется 2440 кДж тепла. Определите энтальпию образования  $\text{PH}_3$ , если при образовании  $\text{P}_2\text{O}_5$  и  $\text{H}_2\text{O}$  выделяется соответственно 1548 кДж/моль и 286 кДж/моль тепла.

329. Какое количество (моль) этанола вступает в реакцию, если в результате реакции, термодимическое уравнение которой



выделилось 687 кДж тепла?

330. В результате реакции, термодимическое уравнение которой



выделилось 652,2 кДж тепла. Определите объем сгоревшего ацетилена.

## 4.2. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

*Скорость химической реакции измеряется количеством вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции в единицу времени на единицу объема (для гомогенной системы) или на единицу поверхности раздела фаз (для гетерогенной системы).*

*В случае гомогенного процесса, протекающего при постоянном объеме, скорость реакции может быть определена изменением концентрации какого либо из реагирующих веществ за единицу времени.*

Для вещества, вступающего в реакцию, это определение может быть выражено уравнением

$$v = -\Delta c / \Delta t, \quad (4.2.1)$$

а для образующегося вещества –

$$v = \Delta c / \Delta t, \quad (4.2.2)$$

где  $\Delta c$  – изменение концентрации вещества за время  $\Delta t$ .

Знаки в правой части этих уравнений различны, так как в ходе реакции концентрации исходных веществ убывают ( $\Delta c < 0$ ), а образующихся продуктов – возрастают ( $\Delta c > 0$ ).

Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры и от присутствия в системе катализаторов. Зависимость скорости реакции от концентраций определяется **законом действия масс: при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ.**

Так, для реакции типа:  $A + B \leftrightarrow AB$  закон действия масс выражается уравнением

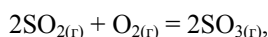
$$v = k [A] [B],$$

где  $[A]$  и  $[B]$  – концентрации вступающих в реакцию веществ моль/дм<sup>3</sup>,  $k$  – константа скорости реакции, зависящая от природы реагирующих веществ.

Для реакции типа  $A + 2B \leftrightarrow AB_2$  по закону действия масс можно записать

$$v = k [A] [B]^2. \quad (4.2.3)$$

**Пример 52.** Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе



если объем газовой смеси уменьшить в три раза? В какую сторону сместится равновесие системы?

*Решение.* Обозначим концентрации реагирующих веществ:  $[SO_2] = a$ ,  $[O_2] = b$ ,  $[SO_3] = c$ . Согласно закону действия масс, скорости ( $v$ ) прямой и обратной реакции до изменения объема будут равны

$$v_{пр} = ka^2b; \quad v_{обр} = k_1c^2.$$

После уменьшения объема гомогенной системы в три раза концентрация каждого из реагирующих веществ увеличится в три раза:  $[SO_2] = 3a$ ,  $[O_2] = 3b$ ;  $[SO_3] = 3c$ . При этих концентрациях скорости ( $v$ ) прямой и обратной реакции примут значения:

$$v'_{пр} = k(3a)^2(3b) = 27ka^2b; \quad v'_{обр} = k_1(3c)^2 = 9k_1c^2.$$

Откуда

$$\frac{v_{пр}}{v'_{пр}} = \frac{27ka^2b}{ka^2b} = 27; \quad \frac{v_{обр}}{v'_{обр}} = \frac{9k_1c^2}{k_1c^2} = 9.$$

Так как, скорость прямой реакции увеличилась в 27 раз, а обратной – только в 9 раз, следовательно, равновесие системы сместилось в сторону образования  $SO_3$ .

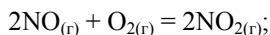
При гетерогенных реакциях концентрации веществ, находящихся в твердой фазе, обычно не изменяются в ходе реакции и поэтому не включаются в уравнение закона действия масс.

**Пример 53.** Напишите выражения закона действия масс для реакций: а)  $2NO_{(r)} + Cl_{2(r)} = 2NOCl_{(r)}$ ; б)  $CaCO_{3(кр)} = CaO_{(кр)} + CO_{2(r)}$ .

*Решение.* а)  $v = k [NO]^2 [Cl_2]$ .

б) Поскольку карбонат кальция – твердое вещество, концентрация которого не изменяется в ходе реакции, искомое выражение будет иметь вид:  $v = k$ , т.е. в данном случае скорость реакции при определенной температуре постоянна.

**Пример 54.** Как изменится скорость реакции



если уменьшить объем реакционной смеси в 3 раза?

*Решение.* До изменения объема скорость реакции выражалась уравнением

$$v = k [NO]^2 [O_2].$$

Вследствие уменьшения объема концентрация каждого из реагирующих веществ возрастет в три раза. Следовательно,

$$v' = k (3[NO])^2 (3[O_2]) = 27k [NO]^2 [O_2].$$

Сравнивая выражения для  $v$  и  $v'$ , находим, что скорость реакции возрастает в 27 раз.



**Зависимость скорости реакции (или константы скорости реакции) от температуры** может быть выражена уравнением

$$v_{t+10} / v_t = k_{t+10} / k_t = \gamma^{\Delta t/10}, \quad (4.2.4)$$

где  $v_t$  и  $k_t$  – скорость и константа скорости реакции при температуре  $t$  °С;  $v_{t+10}$  и  $k_{t+10}$  – те же величины при температуре  $(t + 10)$  °С;  $\gamma$  – температурный коэффициент скорости реакции, значение которого для большинства реакций равно 2 – 4 (правило Вант-Гоффа). В общем случае, если температура изменилась на  $t$  град., последнее уравнение преобразуется к виду

$$v_{t+\Delta t} / v_t = k_{t+\Delta t} / k_t = \gamma^{\Delta t/10},$$

или

$$v_{t_2} = v_{t_1} \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}}. \quad (4.2.5)$$

**Пример 55.** Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,8. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от 20 до 75 °С?

*Решение.* Поскольку  $\Delta t = 55$  °С, то обозначив скорость реакции при 20 и 75 °С соответственно через  $v$  и  $v'$ , можем записать:

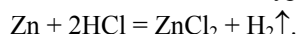
$$v/v' = 2,8^{55/10} = 2,8^{5,5};$$

$$\lg v'/v = 5,5 \cdot \lg 2,8 = 5,5 \cdot 0,447 = 2,4584.$$

Откуда  $v'/v = 287$ . Скорость реакции увеличится в 287 раз.

**Пример 56.** Растворение образца цинка в соляной кислоте при 20 °С заканчивается через 27 минут, а при 40 °С такой же образец металла растворяется за 3 минуты. За какое время данный образец цинка растворится при 55 °С?

*Решение.* Растворение цинка в соляной кислоте описывается уравнением:



Поскольку во всех трех случаях растворяется одинаковое количество образца, то можно считать, что средняя скорость реакции обратно пропорциональна времени реакции. Следовательно, при нагревании от 20 до 40 °С скорость реакции увеличивается в  $27/3 = 9$  раз. Это означает, что коэффициент в уравнении Вант-Гоффа

$$\frac{v_1}{v_2} = \gamma^{(t_2-t_1)/10},$$

который показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции  $v$  при увеличении температуры на 10 °С, равен 3. Значит при нагревании до 55 °С скорость реакции увеличивается в  $3^{(55-40)/10} = 5,2$ , а время реакции составит  $3/5,2 = 0,577$  мин, или 34,6 с.

**Пример 57.** Энергия активации некоторой реакции в отсутствие катализатора равна  $32,3 \cdot 10^3$  Дж/моль, а в присутствии катализатора она равна  $20,9 \cdot 10^3$  Дж/моль. Во сколько раз возрастет скорость этой реакции в присутствии катализатора при 25 °С.

*Решение.* Энергию активации реакции без катализатора обозначим  $E_a$ , а в присутствии катализатора  $E'_a$ . Соответственно константы скорости этой реакции равны  $k$  и  $k'$ ; отношение  $k/k'$  показывает, во сколько раз скорость реакции в присутствии катализатора больше скорости этой же реакции без катализатора. Используя уравнение Аррениуса, запишем

$$\frac{k'}{k} = \frac{e^{-\frac{E'_a}{RT}}}{e^{-\frac{E_a}{RT}}} = e^{\frac{E_a - E'_a}{RT}},$$

откуда

$$\ln \frac{k'}{k} = 2,3 \lg \frac{k'}{k} = \frac{E_a - E'_a}{RT};$$

$$\lg \frac{k'}{k} = \frac{E_a - E'_a}{2,3 RT}.$$

Подставив соответствующие значения величин из условия задачи, получим

$$\lg \frac{k'}{k} = \frac{(32,3 - 20,9) \cdot 10^3}{2,3 \cdot 8,314 \cdot 298} = 2.$$

Таким образом,  $k'/k = 10^2 = 100$ , т.е. при данной температуре реакция протекает в 100 раз быстрее в присутствии катализатора

### З а д а ч и

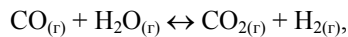
331. Напишите выражение для скорости прямой реакции:

- а)  $2A + B \leftrightarrow A_2B$ ;
- б)  $N_{2(r)} + 3H_{2(r)} \leftrightarrow 2NH_{3(r)}$ ;
- в)  $CO_{2(r)} + C_{(кр)} \leftrightarrow 2CO_{(r)}$ ;
- г)  $Fe_3O_{4(кр)} + 4CO_{(r)} \leftrightarrow 3Fe_{(кр)} + 4CO_{2(r)}$ .

Как изменятся скорости прямых реакций (а) и (б) при увеличении концентрации исходных веществ в два раза?

332. Во сколько раз увеличится скорость реакции взаимодействия водорода и брома  $H_{2(r)} + Br_{2(r)} \leftrightarrow 2HBr_{(r)}$ , если концентрации исходных веществ увеличить в 2 раза?

333. Чему равна скорость обратной реакции



если концентрации  $[CO_2] = 0,30$  моль/дм<sup>3</sup>;  $[H_2] = 0,02$  моль/дм<sup>3</sup>;  $k = 1$ ?

334. Начальная концентрация исходных веществ в системе:  $CO_{(r)} + Cl_{2(r)} \leftrightarrow COCl_{2(r)}$  была равна (моль/дм<sup>3</sup>):  $[CO] = 0,3$ ;  $[Cl_2] = 0,2$ . Во сколько раз увеличится скорость реакции, если повысить концентрации CO до 0,6 моль/дм<sup>3</sup>, а Cl<sub>2</sub> до 1,2 моль/дм<sup>3</sup>?

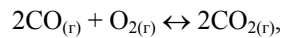
335. Концентрации NO и O<sub>2</sub>, образующих NO<sub>2</sub>, были соответственно равны 0,03 и 0,05 моль/дм<sup>3</sup>. Чему равна скорость прямой реакции?

336. Как изменится скорость прямой реакции



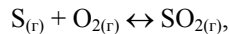
если увеличить давление системы в два раза?

337. Как изменится скорость прямой реакции



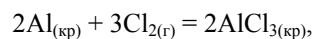
если увеличить давление системы в три раза?

338. Как изменится скорость реакции горения серы



если уменьшить объем системы в 5 раз?

339. Как изменится скорость химической реакции



если давление системы увеличится в 2 раза?

340. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если температура повысилась на 30°, а температурный коэффициент равен 3?

341. Вычислите температурный коэффициент скорости некоторых реакций, если при повышении температуры:

- а) от 283 до 323 К скорость реакции увеличилась в 16 раз;
- б) от 323 до 373 К скорость реакции увеличилась в 1200 раз.

342. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 81 раз, если температурный коэффициент скорости равен 3?

343. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30 °С скорость возрастает в 27 раз?

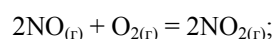
344. Во сколько раз возрастает скорость реакции при повышении температуры на 50 °С, если  $\gamma = 2$ ?

345. На сколько градусов надо повысить температуру реакции, чтобы ее скорость увеличилась в 729 раз ( $\gamma = 3$ )?

346. При увеличении температуры реакции на 60 °С скорость реакции возросла в 64 раза. Определите температурный коэффициент ( $\gamma$ ).

347. При повышении температуры на 20° скорость реакции возросла в 9 раз. Чему равен температурный коэффициент этой реакции и во сколько раз увеличится ее скорость при повышении температуры на 30° и на 100°?

348. Как изменится скорость образования оксида азота(IV) в соответствии с реакцией



если давление в системе увеличить в 3 раза, а температуру оставить неизменной?

349. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции  $\text{H}_2 + \text{J}_2 \leftrightarrow 2\text{HJ}$  при повышении температуры от 20 до 170 °С, если было установлено, что при повышении температуры на каждые 25 град. скорость реакции увеличивается в 3 раза?

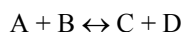
350. Скорость некоторой реакции увеличивается в 2,5 раза при повышении температуры на 10 град. Во сколько раз увеличится скорость при повышении температуры от 10 до 55 °С?

351. Скорость некоторой реакции увеличивается в 3,5 раза при повышении температуры на 20 град. Во сколько раз увеличится скорость при повышении температуры от 20 до 85 °С?

### 4.3. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

При протекании химической реакции концентрации исходных веществ уменьшаются; в соответствии с законом действия масс, это приводит к уменьшению скорости реакции. Если реакция обратима, т.е. может протекать как в прямом, так и в обратном направлении, то с течением времени скорость обратной реакции будет возрастать, так как увеличиваются концентрации продуктов реакции. Когда скорости прямой и обратной реакций становятся одинаковыми, наступает состояние химического равновесия и дальнейшего изменения концентраций, участвующих в реакции веществ не происходит.

В случае обратимой химической реакции



зависимость скоростей прямой ( $v_{\text{пр}}$ ) и обратной ( $v_{\text{обр}}$ ) реакций от концентраций реагирующих веществ выражается соотношениями:

$$v_{\text{пр}} = k [\text{A}][\text{B}]; \quad v_{\text{обр}} = k' [\text{C}][\text{D}].$$

В состоянии химического равновесия  $v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}}$ , т.е.:

$$v_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} [\text{A}][\text{B}]; \quad v_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} [\text{C}][\text{D}].$$

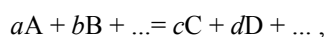
Откуда

$$\frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{обр}}} = \frac{[\text{C}][\text{D}]}{[\text{A}][\text{B}]} = K, \quad (4.3.1)$$

где  $K$  – константа равновесия.

Концентрации, входящие в выражение константы равновесия, называются равновесными концентрациями. **Константа равновесия – постоянная при данной температуре величина, выражающая соотношение между равновесными концентрациями продуктов реакции (числитель) и исходных веществ (знаменатель). Чем больше константа равновесия, тем "глубже" протекает прямая реакция, т.е. тем больше выход ее продуктов.**

В общем случае, для химической реакции, протекающей по схеме



справедливо выражение для константы равновесия:

$$K = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b}. \quad (4.3.2)$$

В выражение константы равновесия гетерогенной реакции, как и в выражение закона действия масс, входят только концентрации веществ, находящихся в жидкой или газообразной фазе, так как концентрации твердых веществ остаются, как правило, постоянными.

**Пример 58.** В системе  $\text{A}_{(г)} + 2\text{B}_{(г)} \leftrightarrow \text{C}_{(г)}$  равновесные концентрации равны (моль/дм<sup>3</sup>):  $[\text{A}] = 0,6$ ;  $[\text{B}] = 1,2$ ;  $[\text{C}] = 2,16$ . Определите константу равновесия реакции и исходные концентрации веществ А и В.

*Решение.* Константа равновесия этой реакции выражается уравнением

$$K = \frac{[\text{C}]}{[\text{A}][\text{B}]^2}.$$

Подставляя в него данные из условия задачи, получаем

$$K = 2,16 / (0,6 \cdot 1,2^2) = 2,5.$$

Для нахождения исходных концентраций веществ А и В учтем, что, согласно уравнению реакции, из 1 моля вещества А и 2 молей вещества В образуется 1 моль вещества С. Поскольку по условию задачи в каждом дм<sup>3</sup> системы образовалось 2,16 моля вещества С, то при этом было израсходовано 2,16 моля вещества А и  $2,16 \cdot 2 = 4,32$  моля вещества В. Таким образом, искомые исходные концентрации равны:

$$[\text{A}]_{\text{исх}} = 0,6 + 2,16 = 2,76 \text{ моль/дм}^3;$$

$$[B]_{\text{исх}} = 1,2 + 4,32 = 5,52 \text{ моль/дм}^3.$$

При изменении условий протекания реакции (температуры, давления, концентрации какого-либо из участвующих в реакции веществ) скорости прямого и обратного процессов изменяются неодинаково, и химическое равновесие нарушается. В результате преимущественного протекания реакции в одном из возможных направлений устанавливается состояние нового химического равновесия, отличающееся от исходного. Процесс перехода от одного равновесного состояния к новому равновесию называется **смещением химического равновесия**.

Направление этого смещения подчиняется **принципу Ле-Шателье**: *если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказать какое-либо воздействие, то равновесие сместится в таком направлении, что оказанное воздействие будет ослаблено*.

Так, повышение температуры приводит к смещению равновесия в направлении реакции, сопровождающейся поглощением теплоты, т.е. охлаждением системы; повышение давления вызывает смещение равновесия в направлении уменьшения общего числа молей газообразных веществ, т.е. в направлении, приводящем к понижению давления; удаление из системы одного из продуктов реакции ведет к смещению равновесия в сторону прямой реакции; уменьшение концентрации одного из исходных веществ приводит к смещению равновесия в направлении обратной реакции.

**Пример 59.** В каком направлении сместится равновесие в системах: а)  $\text{CO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \leftrightarrow \text{COCl}_{2(г)}$ ; б)  $\text{H}_{2(г)} + \text{I}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(г)}$ , если при неизменной температуре увеличить давление путем уменьшения объема газовой смеси?

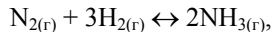
*Решение.* а) Протекание реакции в прямом направлении приводит к уменьшению общего числа молей газов, т.е. к уменьшению давления в системе. Поэтому, согласно принципу Ле-Шателье, повышение давления вызывает смещение равновесия в сторону прямой реакции.

б) Протекание реакции не сопровождается изменением числа молей газов и не проводит, следовательно, к изменению давления. В этом случае изменение давления не вызывает смещения равновесия.

### Задачи

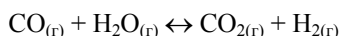
352. Реакция идет по уравнению:  $\text{A} + 2\text{B} \leftrightarrow \text{C}$ ; константа ее скорости при определенной температуре равна 0,4, а начальные концентрации составляли (моль/дм<sup>3</sup>):  $[\text{A}] = 0,3$  и  $[\text{B}] = 0,5$ . Вычислите скорость этой реакции при той же температуре в начальный момент и после того, как прореагирует 0,1 моль/дм<sup>3</sup> вещества А.

353. Начальные концентрации веществ, участвующих в реакции



равны (моль/дм<sup>3</sup>):  $[\text{N}_2] = 1,5$ ;  $[\text{H}_2] = 2,5$ ;  $[\text{NH}_3] = 0$ . Каковы концентрации азота и водорода в момент, когда концентрация аммиака стала равной 0,5 моль/дм<sup>3</sup>?

354. В начальный момент протекания реакции



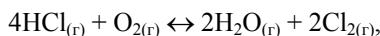
концентрации были равны (моль/дм<sup>3</sup>):  $[\text{CO}] = 0,30$ ;  $[\text{H}_2\text{O}] = 0,40$ ;  $[\text{CO}_2] = 0,40$ ;  $[\text{H}_2] = 0,05$ . Вычислите концентрации всех веществ в момент, когда прореагирует 50 % воды.

355. Пентахлорид фосфора диссоциирует при нагревании по уравнению



Вычислите константу равновесия этой реакции, если из 3 молей  $\text{PCl}_5$ , находящихся в закрытом сосуде емкостью 10 дм<sup>3</sup>, подвергается разложению 2,5 моля.

356. Чему равна константа равновесия реакции



если равновесные концентрации (моль/дм<sup>3</sup>) равны:  $[\text{Cl}_2] = 0,04$ ;  $[\text{H}_2\text{O}] = 0,20$ ;  $[\text{HCl}] = 0,08$ ;  $[\text{O}_2] = 0,10$ ?

357. Найдите константу равновесия для реакции



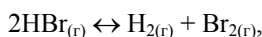
если исходные концентрации веществ А и В были равны по 0,8 моль/дм<sup>3</sup>, а равновесная концентрация вещества С равна 0,6 моль/дм<sup>3</sup>.

358. Рассчитайте константу равновесия реакции при 500 К



если к моменту равновесия продиссоциировало 54 %  $\text{PCl}_5$ , а исходная концентрация  $\text{PCl}_5$  была равна 1 моль/дм<sup>3</sup>.

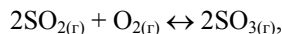
359. Вычислите константу равновесия реакции



если первоначальная масса бромистого водорода была равна 0,809 г, а к моменту равновесия прореагировало 5 % исходного вещества.

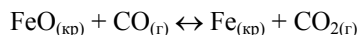
360. При некоторой температуре состав равновесной смеси в объеме 10 дм<sup>3</sup> был следующий: 11,2 г СО, 14,2 г Cl<sub>2</sub>, 19,8 г СОСl<sub>2</sub>. Вычислите константу равновесия реакции  $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$  при данных условиях.

361. Чему равна константа равновесия реакции



если равновесные концентрации равны (моль/дм<sup>3</sup>):  $[\text{SO}_2] = 0,20$ ;  $[\text{O}_2] = 0,40$ ;  $[\text{SO}_3] = 0,08$ ?

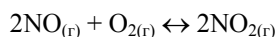
362. Константа равновесия реакции



при некоторой температуре равна 0,5. Найдите равновесные концентрации СО и СО<sub>2</sub>, если начальные концентрации этих веществ составляли (моль/дм<sup>3</sup>):  $[\text{CO}] = 0,05$ ;  $[\text{CO}_2] = 0,01$ .

363. Равновесие в системе  $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{I}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(\text{r})}$  установилось при следующих концентрациях (моль/дм<sup>3</sup>):  $[\text{H}_2] = 0,25$ ;  $[\text{I}_2] = 0,05$ ;  $[\text{HI}] = 0,90$ . Определите исходные концентрации йода и водорода.

364. При некоторой температуре константа равновесия реакции

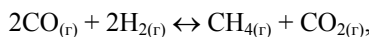


равна 2,2. Равновесные концентрации NO и O<sub>2</sub> соответственно равны 0,02 моль/дм<sup>3</sup> и 0,03 моль/дм<sup>3</sup>. Вычислите исходные концентрации NO и O<sub>2</sub>.

365. Исходные концентрации оксида углерода(II) и паров воды соответственно равны 0,08 моль/дм<sup>3</sup>. Вычислите равновесные концентрации СО, Н<sub>2</sub>О и Н<sub>2</sub> в системе  $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$ , если равновесная концентрация СО<sub>2</sub> равна 0,05 моль/дм<sup>3</sup>.

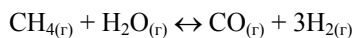
366. Константа равновесия реакции:  $\text{N}_{2(\text{r})} + 3\text{H}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{r})}$  равна 0,1. Равновесные концентрации (моль/дм<sup>3</sup>) водорода и аммиака равны 0,6 и 0,2, соответственно. Вычислите начальную и равновесную концентрации азота.

367. В каком направлении сместится равновесие реакции



если давление в системе уменьшить в два раза?

368. В каком направлении сместится равновесие реакции



при увеличении объема системы в три раза?

369. Для реакции  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$  равновесные концентрации (моль/дм<sup>3</sup>) были:  $[\text{N}_2] = 0,3$ ;  $[\text{H}_2] = 0,9$ ;  $[\text{NH}_3] = 0,4$ . Вычислите константу равновесия реакции. Как изменится скорость прямой реакции, если увеличить давление в 5 раз? В каком направлении сместится равновесие при этом?

370. Как повлияет понижение температуры и давления на равновесие следующих гомогенных реакций:

- $3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{O}_3$ ,  $\Delta H^0 = +184,6$  кДж;
- $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$ ,  $\Delta H^0 = -566,0$  кДж;
- $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ ,  $\Delta H^0 = -92,4$  кДж;
- $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ ,  $\Delta H^0 = -196,6$  кДж;
- $4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$ ,  $\Delta H^0 = -114,5$  кДж?

371. В системе  $\text{CaCO}_{3(\text{кр})} \leftrightarrow \text{CaO}_{(\text{кр})} + \text{CO}_{2(\text{r})}$ ;  $\Delta H^0 = +179$  кДж установилось равновесие. В какую сторону оно сместится при повышении температуры?

372. В системе  $3\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{кр})} + \text{H}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{кр})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$  установилось равновесие. В какую сторону оно сместится при повышении давления?

373. Как, изменяя давление, можно повысить выход продуктов следующих реакций:

- $2\text{NO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(\text{r})}$ ;
- $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(\text{r})}$ ;
- $2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(\text{r})}$ ;
- $\text{PCl}_{5(\text{r})} \leftrightarrow \text{PCl}_{3(\text{r})} + \text{Cl}_{2(\text{r})}$ ;
- $\text{CO}_{2(\text{r})} + \text{C}_{(\text{графит})} \leftrightarrow \text{CO}_{(\text{r})}$ ?

374. Действием каких факторов можно сместить равновесие указанных реакций вправо:

- $\text{C}_{(\text{графит})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} \leftrightarrow \text{CO}_{(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})} - 129,89$  кДж;
- $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2 - 54,47$  кДж;
- $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3 + 192,74$  кДж?

375. Рассчитайте равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции  $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$ , если исходные концентрации веществ равны (моль/дм<sup>3</sup>):  $[\text{CO}] = 0,1$ ;  $[\text{H}_2\text{O}] = 0,4$ , а константа равновесия при этом равна единице.

## 5. РАСТВОРЫ

### 5.1. СОСТАВ И ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ

**Пример 60.** Вычислите: а) массовую долю растворенного вещества ( $\omega$ , %); б) нормальность ( $n$ ); в) молярность ( $c$ ); г) моляльность ( $c_m$ ); д) титр ( $T$ ) раствора  $H_3PO_4$ , полученного при растворении 18 г  $H_3PO_4$  в 282 см<sup>3</sup> воды, если относительная плотность полученного раствора составляет 1,031 г/см<sup>3</sup>.

*Решение.* **Концентрацией раствора** называется содержание растворенного вещества в определенной массе или в определенном объеме раствора или растворителя:

а) массовая доля растворенного вещества ( $\omega$ ) показывает число граммов (единиц массы) вещества, содержащееся в 100 г (единиц массы) раствора. Так как массу 282 см<sup>3</sup> воды можно принять равной 282 г, то масса полученного раствора 18 + 282 = 300 г. Из формулы

$$\omega = \frac{m_{p.v-va}}{m_{p-ra}} \cdot 100 \% \quad (5.1.1)$$

$$\omega = (18/300) \cdot 100 = 6 \%;$$

б) мольно-объемная концентрация, или молярность ( $c$ ), показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 дм<sup>3</sup> раствора.

Масса 1 дм<sup>3</sup> раствора 1031 г. Масса кислоты в 1 дм<sup>3</sup> раствора составит  
 $x = 1031 \cdot 18/300 = 61,86$  г.

Молярность раствора получим делением массы  $H_3PO_4$  в 1 дм<sup>3</sup> раствора на мольную массу  $H_3PO_4$  (97,99 г/моль):

$$c = 61,86/97,99 = 0,63 \text{ моль/дм}^3;$$

в) нормальная концентрация, или нормальность ( $n$ ), показывает число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 дм<sup>3</sup> раствора. Так как

$$M_3(H_3PO_4) = M/3 = 97,99/3 = 32,66 \text{ г/моль},$$

то

$$n = 61,86/32,66 = 1,89 \text{ моль/дм}^3;$$

г) моляльность ( $c_m$ ) показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1000 г растворителя:

$$c_m = \frac{m_{p.v-va} \cdot 1000}{M_{p.v-va} \cdot m_{p-рителя}} \quad (5.1.2)$$

Следовательно,

$$c_m = \frac{18 \cdot 1000}{98 \cdot 282} = 0,65 \text{ моль / 1кг воды};$$

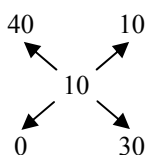
д) титром раствора ( $T$ ) называется число граммов растворенного вещества, содержащихся в 1 см<sup>3</sup> раствора. Так как в 1 дм<sup>3</sup> раствора содержится 61,86 г кислоты, то  $T = 61,86/1000 = 0,06186$  г/см<sup>3</sup>.

**Пример 61.** Из раствора сахара с массовой долей 15 % выпарили воду массой 60 г, в результате образовался раствор сахара с массовой долей 18 %. Определите массу исходного раствора сахара.

*Решение.* Пусть масса исходного раствора –  $x$  г, тогда из условия задачи следует, что масса сахара в исходном растворе составит 0,15 $x$  г. После выпаривания масса раствора составит ( $x - 60$ ) г, а масса сахара в этом растворе – 0,18( $x - 60$ ) г. Отсюда: 0,15 $x = 0,18(x - 60)$ ;  $x = 360$  г.

**Пример 62.** Определите массу раствора NaOH с массовой долей 40 %, которую необходимо добавить к воде массой 600 г для получения раствора NaOH с массовой долей 10 %.

*Решение.* Применяем правило "Креста". Массовые доли (%) растворенных веществ в исходных растворах помещают друг под другом в углах квадрата с левой стороны. Массовая доля растворенного вещества в заданном растворе помещается в центре квадрата, а разности между ней и массовыми долями в исходных растворах – на концах диагоналей по правым углам квадрата.



Таким образом, на 10 массовых единиц раствора NaOH ( $\omega = 40$  %) надо взять 30 массовых единиц воды, т.е. смешать их в массовом соотношении 1 : 3 или на 600 г воды следует взять 200 г раствора NaOH или 0,1 = 0,4 $x$  / ( $x + 600$ ). Отсюда  $x = 200$  г.

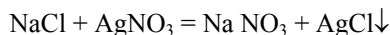
**Пример 63.** Смешали растворы хлорида натрия ( $\omega = 10\%$ ,  $\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$ ) и нитрата серебра ( $\omega = 5\%$ ,  $\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$ ) объемами  $1 \text{ дм}^3$  и  $2 \text{ дм}^3$ , соответственно. Вычислите массовую долю каждого из растворенных веществ в окончательном растворе.

*Решение.* Определяем число молей  $\text{NaCl}$  и  $\text{AgNO}_3$ :

$$n(\text{NaCl}) = m(\text{NaCl}) / M(\text{NaCl}) = 1000 \cdot 1,07 \cdot 0,1 / 58,5 = 1,83 \text{ моль};$$

$$n(\text{AgNO}_3) = m(\text{AgNO}_3) / M(\text{AgNO}_3) = 2000 \cdot 1,05 \cdot 0,05 / 170 = 0,62 \text{ моль}.$$

Поскольку  $\text{NaCl}$  и  $\text{AgNO}_3$  реагируют



в эквивалентных количествах, из соотношения числа молей  $\text{NaCl}$  и  $\text{AgNO}_3$  делаем вывод, что в недостатке нитрат серебра. По нему и ведется дальнейший расчет:  $0,62$  моль  $\text{AgNO}_3$  реагирует с  $0,62$  моль  $\text{NaCl}$ , в результате реакции выпадает осадок  $0,62$  моль  $\text{AgCl}$  и в растворе появляется  $0,62$  моль  $\text{NaNO}_3$ . Кроме того, в растворе остается  $1,83 - 0,62 = 1,21$  моль непрореагировавшего  $\text{NaCl}$ .

Масса окончательного раствора складывается из масс двух растворов за вычетом массы выпавшего  $\text{AgCl}$ :

$$\begin{aligned} m(\text{кон. р-ра}) &= m(1\text{-го р-ра}) + m(2\text{-го р-ра}) - m(\text{AgCl}) = \\ &= 1000 \cdot 1,07 + 2000 \cdot 1,05 - 0,62 \cdot M(\text{AgCl}) = 1000 \cdot 1,07 + \\ &+ 2000 \cdot 1,05 - 0,62 \cdot 143,5 = 1070 + 2100 - 89 = 3081 \text{ г}. \end{aligned}$$

Находим массовые доли солей в окончательном растворе:

$$\omega(\text{NaNO}_3) = (0,62 \cdot M(\text{NaNO}_3) / 3081) \cdot 100 = 1,71\%;$$

$$\omega(\text{NaCl}) = (1,21 \cdot M(\text{NaCl}) / 3081) \cdot 100 = 2,30\%.$$

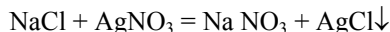
**Пример 64.** Смешали растворы хлорида натрия ( $\omega = 13\%$ ) и нитрата серебра ( $\omega = 13\%$ ) массами  $100 \text{ г}$ . Вычислите массовую долю каждого из растворенных веществ в окончательном растворе.

*Решение.* Определяем число молей  $\text{NaCl}$  и  $\text{AgNO}_3$ :

$$n(\text{NaCl}) = 100 \cdot 0,13 / 58,5 = 0,222 \text{ моль};$$

$$n(\text{AgNO}_3) = 100 \cdot 0,13 / 170 = 0,0765 \text{ моль}.$$

Поскольку  $\text{NaCl}$  и  $\text{AgNO}_3$  реагируют



в эквивалентных количествах, из соотношения числа молей  $\text{NaCl}$  и  $\text{AgNO}_3$  делаем вывод, что в недостатке нитрат серебра, и он расходуется полностью. По нему и ведется дальнейший расчет:  $0,0765$  моль  $\text{AgNO}_3$  реагирует с  $0,0765$  моль  $\text{NaCl}$ , в результате реакции выпадает осадок  $0,0765$  моль  $\text{AgCl}$  и в растворе появляется  $0,0765$  моль  $\text{NaNO}_3$ . Кроме того, в растворе остается  $0,222 - 0,0765 = 0,146$  моль непрореагировавшего  $\text{NaCl}$ .

Масса окончательного раствора складывается из масс двух растворов за вычетом массы выпавшего  $\text{AgCl}$ :

$$\begin{aligned} m(\text{кон. р-ра}) &= m(1\text{-го р-ра}) + m(2\text{-го р-ра}) - m(\text{AgCl}) = \\ &= 100 + 100 - 0,0765 \cdot M(\text{AgCl}) = 100 + 100 - 0,0765 \cdot 143,5 = 189 \text{ г}. \end{aligned}$$

Находим массовые доли солей в окончательном растворе:

$$\omega(\text{NaNO}_3) = (0,0765 \cdot M(\text{NaNO}_3) / 189) \cdot 100 = 3,44\%;$$

$$\omega(\text{NaCl}) = (0,146 \cdot M(\text{NaCl}) / 189) \cdot 100 = 4,52\%.$$

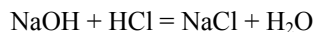
**Пример 65.** Смешали растворы едкого натра ( $\omega = 4\%$ ,  $\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$ ) и соляной кислоты ( $\omega = 5\%$ ,  $\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$ ) объемами  $500 \text{ см}^3$  и  $400 \text{ см}^3$ , соответственно. Кислую или щелочную реакцию имеет полученный раствор?

*Решение.* Определяем число молей  $\text{NaOH}$  и  $\text{HCl}$

$$n(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH}) / M(\text{NaOH}) = 500 \cdot 1,04 \cdot 0,04 / 40 = 0,52 \text{ моль};$$

$$n(\text{HCl}) = m(\text{HCl}) / M(\text{HCl}) = 400 \cdot 1,02 \cdot 0,05 / 36,5 = 0,56 \text{ моль}.$$

Поскольку  $\text{NaOH}$  и  $\text{HCl}$  реагируют (реакция нейтрализации)



в эквивалентных количествах, из соотношения числа молей  $\text{NaOH}$  и  $\text{HCl}$  делаем вывод, что в избытке  $\text{HCl}$ , который и обусловит кислую реакцию полученного раствора.

**Пример 66.** К раствору серной кислоты ( $\omega = 10\%$ ,  $\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$ ) объемом  $300 \text{ см}^3$  прилили воду объемом  $100 \text{ см}^3$ . Вычислите массовую долю и объем полученного раствора, если его плотность равна  $1,05 \text{ г/см}^3$ . Сколько молей составляют  $100 \text{ см}^3$  воды?

*Решение.* Находим массы исходного раствора, серной кислоты в нем, массу и объем полученного раствора ( $m_1$  и  $V$ ):

$$m(\text{исх. р-ра}) = 300 \cdot 1,07 = 321 \text{ г};$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ в исх. р-ре}) = 321 \cdot 10/100 = 32,1 \text{ г};$$

$$m_1 = m(\text{исх. р-ра}) + 100 = 321 + 100 = 421 \text{ г};$$

$$V = m_1/\rho_1 = 421/1,05 = 401 \text{ см}^3.$$

В полученном растворе массой 421 г содержится  $\text{H}_2\text{SO}_4$  массой 32,1 г, отсюда находим массовую долю полученного раствора серной кислоты:

$$\omega_1 = 32,1 \cdot 100/421 = 7,62 \text{ \%}.$$

Вода объемом  $100 \text{ см}^3$  имеет массу 100 г, что составляет

$$n(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O})/M(\text{H}_2\text{O}) = 100/18 = 5,56 \text{ моль}.$$

**Пример 67.** Какие объемы растворов едкого натра с массовыми долями 10 и 22 % нужно взять для приготовления раствора объемом  $1,5 \text{ дм}^3$  с массовой долей 14 %? Плотности растворов равны:  $1,11 \text{ г/см}^3$ ;  $1,24 \text{ г/см}^3$ ;  $1,15 \text{ г/см}^3$ , соответственно.

*Решение.* Обозначим объем раствора с массовой долей 10 %  $V_1$ , а объем раствора – с массовой долей 22 %  $V_2$ . Поскольку при приготовлении раствора соблюдается закон сохранения массы, можно составить два уравнения материального баланса:

– по всем компонентам раствора (растворитель и растворенное вещество):

$$V_1 \cdot 1,11 + V_2 \cdot 1,24 = 1500 \cdot 1,15;$$

– по растворенному веществу (NaOH):

$$V_1 \cdot 1,11 \cdot 10/100 + V_2 \cdot 1,24 \cdot 22/100 = 1500 \cdot 1,15 \cdot 14/100.$$

Решая систему из двух уравнений с двумя неизвестными, находим

$$V_1 = 1036 \text{ дм}^3 \text{ и } V_2 = 464 \text{ дм}^3.$$

**Пример 68.** Сколько граммов кристаллогидрата  $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  необходимо растворить в растворе массой 1000 г с массовой долей 2 %, чтобы получить раствор с массовой долей 3 %?

*Решение.* Находим массу хлорида алюминия в исходном растворе:

$$m(\text{AlCl}_3) = 1000 \cdot 2/100 = 20 \text{ г}.$$

Обозначим массу кристаллогидрата за  $x$ . Тогда масса хлорида алюминия, содержащаяся в  $x$  г кристаллогидрата, будет равна:

$$m(\text{AlCl}_3 \text{ в кристаллогидрате}) = x \cdot M(\text{AlCl}_3)/M(\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O});$$

$$M(\text{AlCl}_3) = 133,5 \text{ г/моль}, \quad M(\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 241,5 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{AlCl}_3 \text{ в кристаллогидрате}) = x \cdot 133,5/241,5 = 0,553x.$$

Масса полученного раствора  $m(\text{р-ра}) = 1000 + x$ . Масса хлорида алюминия в полученном растворе  $m(\text{AlCl}_3 \text{ в полученном растворе}) = 20 + 0,553x$ . Согласно условию задачи, массовая доля составляет  $3/100$ . Запишем это условие в виде уравнения  $(20 + 0,553x) / (1000 + x) = 0,03$ . Решая это уравнение, находим  $x = 19,1 \text{ г}$ .

**Пример 69.** Колба заполнена сухим хлороводородом при н.у. Затем колбу заполнили водой, в которой полностью растворился хлороводород. Определите массовую долю ( $\omega$ , %) хлороводорода в растворе.

*Решение.* Обозначим объем колбы через  $V$ . Тогда количество вещества (HCl) равно  $n(\text{HCl}) = V/22,4$  моль, а масса –  $m(\text{HCl}) = 36,5V/22,4 = 1,63V$  г.

После заполнения колбы водой масса раствора (с учетом того, что плотность воды  $1 \text{ г/см}^3$  или  $1000 \text{ г/дм}^3$ ) стала равна

$$m = 1000V + 36,5V/22,4 = 1001,6V \text{ г}.$$

Определим массовую долю хлороводорода:

$$\omega = 1,63 \cdot V \cdot 100 / 1001,6V = 0,163 \text{ \%}.$$

**Пример 70.** Какой объем (н.у.)  $\text{NH}_3$  необходимо растворить в воде массой 700 г, чтобы получить раствор аммиака с массовой долей 15 %?

*Решение.* Искомые объем аммиака обозначим через  $x \text{ дм}^3$ . Тогда масса аммиака составит

$$17x/22,4 = 0,76x \text{ (г)} \quad [M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}].$$



Масса раствора составит по условию задачи

$$(700 + 0,76x) \text{ г} \quad \text{или} \quad \omega = 0,76x / (700 + 0,76x) = 0,15,$$

откуда  $x = 163 \text{ см}^3$ .

### З а д а ч и

376. Из раствора соли ( $\omega = 16 \%$ ) массой 640 г выпарили воду массой 160 г и при этом из раствора выпал осадок массой 8 г. Вычислите содержание соли в растворе в массовых долях.

377. Какую массу раствора серной кислоты с массовой долей 50 % следует добавить к 150  $\text{см}^3$  воды для получения раствора серной кислоты с массовой долей 20 %?

378. Рассчитайте объемы раствора серной кислоты с массовой долей 93,5 % ( $\rho = 1,83 \text{ г/см}^3$ ) и воды, необходимые для приготовления 100  $\text{см}^3$  раствора серной кислоты с массовой долей 15 % ( $\rho = 1,10 \text{ г/см}^3$ ).

379. Какие объемы воды и раствора серной кислоты с массовой долей 80 % ( $\rho = 1,74 \text{ г/см}^3$ ) необходимо взять для приготовления 500  $\text{см}^3$  раствора серной кислоты с массовой долей 10 % ( $\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$ ).

380. Определите молярную концентрацию раствора КОН, в котором массовая доля КОН составляет 8 % ( $\rho = 1,064 \text{ г/см}^3$ ).

381. Определите массовую долю ( $\omega$ , %) серной кислоты в 2 н. растворе ( $\rho = 1,065 \text{ г/см}^3$ ).

382. Определите массовую долю ( $\omega$ , %) растворенного вещества в растворах:

а) 6М HCl ( $\rho = 1,100 \text{ г/см}^3$ ); б) 10 н H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ( $\rho = 1,289 \text{ г/см}^3$ );

в) 15 н H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> ( $\rho = 1,289 \text{ г/см}^3$ ).

383. Определите массы растворов соляной кислоты с массовыми долями 10 и 30 %, при смешении которых образуется раствор соляной кислоты массой 600 г с массовой долей 15 %.

384. Смешали растворы хлорида натрия массами 300 г и 500 г с массовыми долями 20 % и 40 %, соответственно. Найдите массовую долю ( $\omega$ , %) полученного раствора хлорида натрия.

385. Определите массовую долю ( $\omega$ , %) раствора серной кислоты, полученного смешением растворов серной кислоты массами 247 г и 147 г с массовыми долями 62 % и 18 %, соответственно.

386. Рассчитайте массу раствора соли с массовой долей 7 %, необходимую для растворения еще 20 г этой соли, чтобы получить раствор с массовой долей 12 %.

387. Определите массы растворов NaOH с массовыми долями 12 и 40 %, необходимые для получения 100  $\text{см}^3$  раствора NaOH с массовой долей 25 % ( $\rho = 1,275 \text{ г/см}^3$ ).

388. В 1  $\text{дм}^3$  спирта ( $\rho = 0,8 \text{ г/см}^3$ ) растворили сероводород объемом 10  $\text{дм}^3$  (н.у.). Определите массовую долю ( $\omega$ , %) сероводорода в полученном растворе.

389. К раствору хлорида кальция объемом 100  $\text{см}^3$  ( $\omega = 10,6 \%$ ,  $\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$ ) добавили раствор карбоната натрия объемом 30  $\text{см}^3$  ( $\omega = 38,55 \%$ ,  $\rho = 1,10 \text{ г/см}^3$ ). Определите массовые доли ( $\omega$ , %) соединений, содержащихся в растворе после отделения осадка.

390. Определите массу глауберовой соли (Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>·10H<sub>2</sub>O), необходимую для ее растворения в воде массой 500 г для получения раствора с массовой долей 5 %, считая на безводную соль.

391. Определите массовую долю (%) FeSO<sub>4</sub> в растворе, полученном при растворении FeSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O массой 208,5 г в воде массой 129,5 г.

392. Какую массу Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>·10H<sub>2</sub>O нужно растворить в воде массой 350 г, чтобы получить раствор с массовой долей карбоната натрия 0,1?

393. Какая масса кристаллогидрата CaCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O потребуется для приготовления раствора массой 1750 г, если его моляльность равна 0,2 моль/кг H<sub>2</sub>O?

394. В производстве аммиачной селитры применяется раствор с массовой долей азотной кислоты 60 %. Выразите концентрацию этого раствора в моль/ $\text{дм}^3$  ( $\rho = 1,373 \text{ г/см}^3$ ).

395. При растворении серной кислоты массой 66,8 г в воде массой 133,2 г получили раствор ( $\rho = 1,25 \text{ г/см}^3$ ). Определите:

а) молярную концентрацию; б) нормальную концентрацию;

в) массовую долю ( $\omega$ , %) серной кислоты в полученном растворе.

396. Титр раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> равен 0,0049 г/ $\text{см}^3$ . Рассчитайте нормальную концентрацию раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

397. На нейтрализацию 60  $\text{см}^3$  0,24 н раствора серной кислоты израсходовано 180  $\text{см}^3$  раствора КОН. Рассчитайте нормальную концентрацию раствора КОН.

398. Чему равна нормальная концентрация раствора NaOH с массовой долей 30 % ( $\rho = 1,328 \text{ г/см}^3$ )? К 1  $\text{дм}^3$  этого раствора прибавили 5  $\text{дм}^3$  воды. Вычислите массовую долю ( $\omega$ , %) NaOH в полученном растворе.

399. К 3  $\text{дм}^3$  раствора азотной кислоты с массовой долей 10 % ( $\rho = 1,054 \text{ г/см}^3$ ) прибавили 5  $\text{дм}^3$  раствора той же кислоты с массовой долей 2 % ( $\rho = 1,009 \text{ г/см}^3$ ). Вычислите массовую долю ( $\omega$ , %), молярную, нормальную концентрации и титр полученного раствора.

400. Вычислите нормальную и молярную концентрации раствора азотной кислоты с массовой долей 20,8 % ( $\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$ ). Сколько граммов азотной кислоты содержится в 4  $\text{дм}^3$  этого раствора?

401. Для получения суперфосфата применяется раствор, в котором массовая доля серной кислоты составляет 65 %. Сколько воды и раствора серной кислоты с массовой долей 92 % потребуется для приготовления одной тонны такого раствора?

402. Какую массу  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  следует взять для приготовления 1,2 дм<sup>3</sup> 0,2 н. раствора карбоната натрия?

403. Рассчитайте массу медного купороса, необходимую для приготовления 2 дм<sup>3</sup> 0,25 М раствора  $\text{CuSO}_4$ .

404. Определите массу карбоната натрия, содержащуюся в 250 см<sup>3</sup> 0,2 н. раствора.

405. Определите нормальную концентрацию раствора, полученного при смешении 2,0 дм<sup>3</sup> 0,5 н. и 0,5 дм<sup>3</sup> 2,0 н. растворов.

406. Какой объем 2,0 н раствора следует взять для получения 500 см<sup>3</sup> 0,5 н. раствора?

407. Как из 2,00 М раствора соды приготовить 0,25 н. раствор?

408. Какой объем раствора КОН с массовой долей 12 % ( $\rho = 1,11 \text{ г/см}^3$ ) надо взять для приготовления 250 см<sup>3</sup> 2М раствора?

409. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 90 % ( $\rho = 1,81 \text{ г/см}^3$ ) надо взять, чтобы получить 250 см<sup>3</sup> 2М раствора?

410. Сколько (г) кристаллогидрата  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  потребуется для приготовления раствора нитрата меди массой 470 г с массовой долей 20 %?

411. В избытке хлора сожгли 0,1 моль железа, и продукт растворили в воде объемом 83,75 см<sup>3</sup>. Определите массовую долю ( $\omega$ , %) образовавшегося раствора.

412. Какова масса (г) хлорида натрия, которую надо добавить к раствору  $\text{NaCl}$  массой 200 г ( $\omega = 8 \%$ ), чтобы приготовить раствор с массовой долей 18 %?

413. Из горячего раствора хлорида меди(II) массой 319 г ( $\omega = 37,3 \%$ ) при охлаждении выделился осадок массой 33,4 г. Рассчитайте массовую долю ( $\omega$ , %) соли в охлажденном растворе.

414. Какой объем (см<sup>3</sup>) раствора едкого натра ( $\omega = 15 \%$ ,  $\rho = 1,16 \text{ г/см}^3$ ) потребуется для нейтрализации 0,87 моль  $\text{HCl}$ ?

415. Какой объем (см<sup>3</sup>) раствора  $\text{HCl}$  ( $\omega = 30 \%$ ,  $\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$ ) необходим для приготовления 1М раствора  $\text{HCl}$  объемом 500 см<sup>3</sup>?

416. Смешали растворы ацетата серебра объемом 30 см<sup>3</sup> ( $\omega = 8 \%$ ,  $\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$ ) и сероводорода массой 24 г ( $\omega = 10 \%$ ). Определите массу (г) осадка.

417. К раствору хлорида натрия массой 189 г ( $\omega = 8 \%$ ) добавили соль массой 20 г. Определите массовую долю ( $\omega$ , %)  $\text{NaCl}$  в образовавшемся растворе.

418. Определите массу (г) воды, в которой надо растворить  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  массой 57,4 г для приготовления раствора  $\text{ZnSO}_4$  с массовой долей 8 %.

419. Какой объем (дм<sup>3</sup>, н.у.) азота получится при прокаливании смеси нитрита калия и сульфата аммония массами 13,2 г каждого?

420. Фосфор массой 24,8 г был сожжен в кислороде объемом 30 дм<sup>3</sup> (н.у.). Полученное вещество растворили в горячей воде массой 200 г. Определите массовую долю ( $\omega$ , %) образовавшегося при растворении вещества в полученном растворе.

421. Определите состав кристаллогидрата сульфата натрия, если известно, что при нагревании до 300 °С кристаллогидрата массой 80,5 г масса испарившейся воды составила 45 г. Какова массовая доля ( $\omega$ , %) раствора, полученного при растворении данного кристаллогидрата массой 80,5 г в воде объемом 2 дм<sup>3</sup>?

422. Какие объемы растворов едкого натра с  $\omega = 10 \%$ ,  $\rho = 1,11 \text{ г/см}^3$  и  $\omega = 20 \%$ ,  $\rho = 1,22 \text{ г/см}^3$  необходимо взять для приготовления раствора с  $\omega = 18 \%$  и массой 10 кг?

423. Какой объем (н.у.) аммиака необходимо растворить в растворе аммиака ( $\omega = 10 \%$ ,  $\rho = 0,958 \text{ г/см}^3$ ) объемом 1500 см<sup>3</sup> для получения раствора с массовой долей 20 %?

424. Определите массовую долю  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в растворе, полученном при смешении раствора серной кислоты с  $\omega = 25 \%$ ,  $\rho = 1,178 \text{ г/см}^3$  объемом 200 см<sup>3</sup> и воды объемом 500 см<sup>3</sup>.

425. Сероводород объемом 10,08 дм<sup>3</sup> (н.у.) пропустили через раствор едкого натра ( $\omega = 10 \%$ ,  $\rho = 1,11 \text{ г/см}^3$ ) объемом 280 см<sup>3</sup>. Определите массовую долю ( $\omega$ , %) веществ в полученном растворе (гидролиз солей не учитывать).

426. Какой объем растворов едкого натра с  $\omega = 8 \%$ ,  $\rho = 1,087 \text{ г/см}^3$  и  $\omega = 20 \%$ ,  $\rho = 1,219 \text{ г/см}^3$  необходимо взять для приготовления раствора объемом 3 дм<sup>3</sup> с  $\omega = 10 \%$ ,  $\rho = 1,109 \text{ г/см}^3$ ?

427. Натрий массой 4,6 г растворили в растворе едкого натра ( $\omega = 20 \%$ ,  $\rho = 1,22 \text{ г/см}^3$ ) объемом 200 см<sup>3</sup>. Определите массовую долю ( $\omega$ , %) полученного раствора.

428. Газ, полученный при разложении  $\text{CaCO}_3$ , массой 40 г пропустили через раствор едкого натра ( $\omega = 7 \%$ ,  $\rho = 1,076 \text{ г/см}^3$ ) объемом 350 см<sup>3</sup>. Определите массовую долю ( $\omega$ , %) веществ в полученном растворе (гидролиз солей не учитывать).

429. Продукты полного сгорания сероводорода объемом 11,2 дм<sup>3</sup> (н.у.) в избытке кислорода поглощены раствором едкого натра ( $\omega = 16 \%$ ,  $\rho = 1,175 \text{ г/см}^3$ ) объемом 200 см<sup>3</sup>. Определите массовую долю ( $\omega$ , %) веществ в полученном растворе (гидролиз солей не учитывать).

## 5.2. РАСТВОРИМОСТЬ ВЕЩЕСТВ. НАСЫЩЕННЫЕ РАСТВОРЫ

Растворимость ( $S$ ) вещества определяется концентрацией его насыщенного раствора. Обычно растворимость твердых веществ и жидкостей выражают значением *коэффициента растворимости*, т.е. массой вещества, растворяющегося при данных условиях в 100 г растворителя с образованием насыщенного раствора.

Растворимость газов характеризуют *коэффициентом абсорбции, который выражает объем газа, растворяющегося в одном объеме растворителя с образованием насыщенного раствора*. Согласно закону Генри: *масса газа, растворяющегося при постоянной температуре в данном объеме жидкости, прямо пропорциональна парциальному давлению газа*. Из закона Генри следует, что объем растворяющегося газа (а значит, и коэффициент абсорбции) не зависит при данной температуре от парциального давления газа.

**Пример 71.** При 60 °С насыщенный раствор  $KNO_3$  содержит 52,4 % соли. Рассчитайте коэффициент растворимости соли при этой температуре.

*Решение.* Коэффициент растворимости находим из пропорции:

в 47,6 г  $H_2O$  растворяется 52,4 г  $KNO_3$ ;  
в 100 г  $H_2O$  растворяется  $x$  г  $KNO_3$ ;

$$x = 100 \cdot 52,4 / 47,6 = 110 \text{ г.}$$

Таким образом, растворимость  $KNO_3$  при 60 °С составляет 110 г в 100 г  $H_2O$ .

**Пример 72.** Коэффициенты абсорбции кислорода и азота при 0 °С равны соответственно 0,049 и 0,023. Газовую смесь, содержащую 20 % (об.)  $O_2$  и 80 % (об.)  $N_2$ , взболтали с водой при 0 °С до получения насыщенного раствора. Определите  $f\%$  (об.) растворенных в воде газов.

*Решение.* По условию задачи в 1 дм<sup>3</sup> воды растворяется 49 см<sup>3</sup>  $O_2$  и 23 см<sup>3</sup>  $N_2$ . Однако непосредственно сравнивать эти объемы нельзя, так как парциальные давления растворенных газов различны и составляют соответственно 0,2 и 0,8 от общего давления газовой смеси. Если принять последнее за единицу, то объемы растворенных азота и кислорода, приведенные к этому давлению, будут равны  $49 \cdot 0,2 = 9,8$  см<sup>3</sup>  $O_2$  и  $23 \cdot 0,8 = 18,4$  см<sup>3</sup>  $N_2$ ; общий объем растворенных газов составит,  $9,8 + 18,4 = 28,2$  см<sup>3</sup>

Находим  $f\%$  (об.) каждого газа:

$$9,8 \cdot 100 / 28,2 = 34,75 \% \text{ (об.) } O_2 \text{ и } 18,4 \cdot 100 / 28,2 = 65,25 \% \text{ (об.) } N_2.$$

**Пример 73.** При охлаждении насыщенного при 100 °С раствора до 14 °С выкристаллизовалась соль массой 112 г. Сколько было взято воды и соли для перекристаллизации, если растворимость соли при 100 °С равна 52,7 г, а при 14 °С – 7,9 г?

*Решение.* С учетом растворимости соли при 100 °С и 14 °С при охлаждении насыщенного раствора выкристаллизовывается  $(52,7 - 7,9) = 44,8$  г соли / 100 г воды. Следовательно, для получения соли массой 112 г требуется  $112 \cdot 100 / 44,8 = 250$  г воды. При растворении 52,7 г при 100 °С и последующем охлаждении до 14 °С выкристаллизовывалось 44,8 г соли. Следовательно, для получения соли массой 112 г после перекристаллизации следует взять  $52,7 \cdot 112 / 44,8 = 131,75$  г соли.

**Пример 74.** Растворимость  $NH_4Br$  при 30 °С равна 81,8 г. При охлаждении насыщенного при 30 °С раствора массой 300 г до 0 °С выпадает осадок массой 36,8 г. Определите растворимость соли при 0 °С.

*Решение.* С учетом растворимости бромида аммония при 30 °С масса раствора составит  $100 + 81,8 = 181,8$  г. Тогда масса соли в растворе массой 300 г будет равна  $81,8 \cdot 300 / 181,8 = 134,98$  г, а масса воды  $(300 - 134,98) = 165,02$  г.

Так как при охлаждении 300 г раствора до 0 °С выпадает соль массой 36,8 г, то в растворе останется бромид аммония массой  $134,98 - 36,8 = 98,18$  г и растворимость соли составит  $98,18 \cdot 100 / 165,02 = 59,5$  г/100 г воды.

**Пример 75.** Сколько граммов  $KNO_3$  выпадет в осадок при охлаждении насыщенного при 60 °С раствора массой 200 г до 0 °С, если растворимость соли при этих температурах составляет 110 г и 15 г, соответственно.

*Решение.* С учетом растворимости при 60 °С масса раствора составит 210 г, тогда в насыщенном растворе массой 200 г будет содержаться нитрат калия массой  $110 \cdot 200 / 210 = 104,76$  г и вода массой  $(200 - 104,76) = 95,24$  г. При охлаждении этого раствора до 0 °С с учетом растворимости при этих условиях в растворе останется соль массой  $15 \cdot 95,24 / 100 = 14,29$  г.

Тогда при охлаждении раствора массой 200 г от 60 °С до 0 °С выпадает в осадок нитрат калия массой  $(104,76 - 14,29) = 90,47$  г.

**Пример 76.** Определите объем (н.у.) аммиака, выделившегося при нагревании насыщенного при 10 °С раствора аммиака массой 503,7 г до 50 °С. Растворимость аммиака при данных температурах равна 67,9 г и 22,9 г, соответственно.

*Решение.* Масса аммиака в насыщенном растворе при 10 °С массой 503,7 г с учетом растворимости составит:  $63,9 \cdot 503,7 / 163,9 = 208,67$ , а масса воды будет равна  $503,7 - 208,67 = 295,03$  г.

В воде массой 295,03 г при 50 °С за счет растворимости останется аммиака  $22,9 \cdot 295,03 / 100 = 67,56$  г. При нагревании выделится  $208,67 - 67,56 = 141,11$  г аммиака. Объем аммиака (н.у.) составит  $141,11 \cdot 22,4 / 17 = 185,93$  дм<sup>3</sup>.

### З а д а ч и

430. Водный раствор сульфата цинка служит электролитом при получении этого металла. Растворимость в воде сульфата цинка при 30 °С составляет 61,3 г. Сколько воды потребуется для растворения при этой температуре сульфата цинка массой 1000 кг?

431. Растворимость NH<sub>4</sub>Cl при 50 °С равна 50 г. Определите концентрацию раствора NH<sub>4</sub>Cl в массовых долях (ω, %).

432. Определите растворимость KCl при 25 °С, если при этой температуре для насыщения воды массой 25,00 г требуется соль массой 8,75 г.

433. Для очистки методом перекристаллизации калийная селитра массой 500 г растворена при нагревании в воде массой 600 г. Полученный раствор охлажден до 0 °С. Растворимость KNO<sub>3</sub> при 0 °С составляет 17 г. Какую массовую долю (ω, %) составляют при этом потери за счет растворимости соли? Определите выход чистой соли.

434. Растворимость KNO<sub>3</sub> при 35 °С составляет 55 г. Какую массу соли следует взять для приготовления насыщенного при этой температуре раствора массой 60 г?

435. В насыщенном при 90 °С растворе K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> массовая доля соли составляет 45,2 %. Какова растворимость дихромата калия при данной температуре?

436. Сколько KCl выпадет в осадок при охлаждении насыщенного при 80 °С раствора массой 604,4 г до 20 °С, если растворимость при этих температурах составляет 51,1 г и 34,0 г, соответственно.

437. Сколько AgNO<sub>3</sub> выпадет в осадок при охлаждении насыщенного при 60 °С раствора массой 2,5 кг до 10 °С, если растворимость при этих температурах составляет 525 г и 170 г, соответственно.

438. Растворимость бромата марганца при 0 °С составляет 127 г. Массовая доля (ω, %) этой соли в насыщенном растворе при 40 °С равна 62,8 %. Насыщенный при 0 °С раствор массой 250 г нагрели до 40 °С. Какую массу соли можно дополнительно растворить в этом растворе?

439. При некоторой температуре растворимость H<sub>2</sub>S в спирте (ρ = 0,8 г/см<sup>3</sup>) выражается объемным соотношением 10 : 1. Найдите массовую долю (%) H<sub>2</sub>S в таком растворе.

440. Растворимость в воде O<sub>2</sub> и N<sub>2</sub> выражается соответственно объемным соотношением 1 : 0,048 и 1 : 0,024. Вычислите объемные доли (φ, %) кислорода и азота, содержащихся в воздухе, растворенном в воде.

441. При охлаждении насыщенного при 100 °С раствора NaNO<sub>3</sub> до 20 °С выделилась соль массой 120 г. Сколько соли и воды было взято для перекристаллизации, если растворимость NaNO<sub>3</sub> при указанных температурах составляет 176 г и 88 г, соответственно?

442. При некоторой температуре был растворен NH<sub>4</sub>Cl массой 300 г в воде массой 500 г. Вычислите массу хлорида аммония, которая выделится из раствора при охлаждении его до 50 °С. Растворимость NH<sub>4</sub>Cl при 50 °С составляет 50 г.

443. Массовая доля сульфата калия в насыщенном при 10 °С водном растворе равна 8,44 %. Вычислите растворимость сульфата калия при этой температуре.

444. Растворимость KMnO<sub>4</sub> при 20 °С составляет 6,3 г на 100 г воды. Определите концентрацию KMnO<sub>4</sub> (ω, % и c<sub>m</sub>).

### 5.3. НЕКОТОРЫЕ ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

**Пример 77.** При 25 °С давление насыщенного пара воды составляет 3,166 кПа (23,75 мм рт. ст.). Определите при той же температуре давление насыщенного пара над 5%-ным водным раствором карбамида CO(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>.

*Решение.* Для расчета по формуле

$$P_1 = N_1 P_0 \quad (5.3.1)$$

нужно вычислить мольную долю растворителя N<sub>1</sub>. В 100 г раствора содержится 5 г карбамида (мольная масса 60 г/моль) и 95 г воды (мольная масса 18 г/моль). Количество карбамида и воды соответственно равно:

$$v_2 = 5/60 = 0,083 \text{ моль}; \quad v_1 = 95/18 = 5,278 \text{ моль}.$$

Находим мольную долю воды:

$$N_1 = v_1 / (v_1 + v_2) = 5,278 / (5,278 + 0,083) = 5,278 / 5,361 = 0,985.$$

Следовательно,

$$P_1 = 0,985 \cdot 3,166 = 3,119 \text{ кПа (или 23,31 мм рт. ст.)}$$

**Пример 78.** Рассчитайте, при какой температуре должен кристаллизоваться раствор, содержащий в 250 г воды 54 г глюкозы  $C_6H_{12}O_6$ .

*Решение.*  $M(C_6H_{12}O_6) = 180$  г/моль. По формуле (5.1.2) определим моляльность раствора:

$$c_m = 54 \cdot 1000 / 180 \cdot 250 = 1,2 \text{ моль} / 1000 \text{ г воды.}$$

По формуле

$$\Delta t_{\text{крист}} = K_{\text{кр}} c_m \quad (5.3.2)$$

находим

$$\Delta t_{\text{крист}} = 1,86 \cdot 1,20 = 2,23^\circ.$$

Следовательно, раствор будет кристаллизоваться при  $-2,23^\circ \text{C}$ .

**Пример 79.** Раствор, содержащий 8 г некоторого вещества в 100 г диэтилового эфира, кипит при  $36,86^\circ \text{C}$ , тогда как чистый эфир кипит при  $35,60^\circ \text{C}$ . Определите молекулярную массу растворенного вещества.

*Решение.* Из условия задачи находим

$$\Delta t_{\text{кип}} = 36,86 - 35,60 = 1,26^\circ.$$

По уравнению  $\Delta t_{\text{кип}} = K_{\text{эб}} c_m$  определяем моляльность раствора:

$$1,26 = 2,02 \cdot c_m; c_m = 1,26 / 2,02 = 0,624 \text{ моля на } 1000 \text{ г эфира.}$$

Молярную массу вещества найдем из соотношения (5.1.2):

$$M = \frac{8 \cdot 1000}{0,624 \cdot 100} = \frac{80}{0,624} = 128,2 \text{ г/моль.}$$

Молекулярная масса растворенного вещества равна  $128,2$  а.е.м.

**Пример 80.** Определите молекулярную массу неэлектролита, если его навеска массой  $17,64$  г была растворена в воде и объем раствора доведен до  $1000 \text{ см}^3$ . Измеренное осмотическое давление раствора оказалось равным  $2,38 \cdot 10^5$  Па при  $20^\circ \text{C}$ .

*Решение.* Подставляя экспериментальные данные в уравнение Вант-Гоффа

$$M = mRT/PV, \quad (5.3.3)$$

получим

$$M = 17,64 \cdot 8,31 \cdot 293 / 2,38 \cdot 10^5 \cdot 10^{-3} = 180,3 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль,}$$

или

$$M = 180,3 \text{ г/моль.}$$

Молекулярная масса равна  $180,3$  а.е.м.

**Пример 81.** Навеска вещества массой  $12,42$  г растворена в  $500 \text{ см}^3$  воды. Давление пара полученного раствора при  $20^\circ \text{C}$  равно  $3732,7$  Па. Давление пара воды при той же температуре равно  $3742$  Па. Рассчитайте молярную массу растворенного вещества.

*Решение.* Пользуясь законом Рауля

$$\Delta P / P_0 = v_1 / v_2 \quad (5.3.4)$$

и учитывая условия задачи, получим

$$\Delta P = 3742 - 3732,7 = 9,3 \text{ Па; } v_2 = 500 / 18 = 27,78 \text{ моль;}$$

тогда число молей ( $v_1$ ) растворенного вещества будет равно

$$\Delta P v_2 / P_0 = 9,3 \cdot 27,78 / 3742 = 0,069 \text{ моль.}$$

Поскольку  $v_1 = m / M$ , то  $M = m / v_1 = 12,42 / 0,069 = 180$  г/моль.

**Пример 82.** Чему равно при  $0^\circ \text{C}$  осмотическое давление растворов неэлектролитов молярных концентраций:  $0,100$ ;  $0,800$ ;  $0,025$  моль/дм<sup>3</sup>?

*Решение.* Так как все растворы неэлектролитов молярной концентрации  $1$  моль/дм<sup>3</sup> имеют одинаковое осмотическое давление, равное  $22,7 \cdot 10^5$  Па при  $0^\circ \text{C}$ , то осмотическое давление растворов неэлектролитов заданных концентраций будет равно  $2,27 \cdot 10^5$ ;  $1,82 \cdot 10^6$ ;  $2,67 \cdot 10^4$  Па, соответственно.

**Пример 83.** Раствор, содержащий 0,85 г хлорида цинка в 125 г воды, кристаллизуется при  $-0,23$  °С. Определите кажущуюся степень диссоциации  $ZnCl_2$ .

*Решение.* Найдем моляльную концентрацию ( $c_m$ ) соли в растворе. Поскольку молярная масса  $ZnCl_2$  равна 136,3 г/моль, то

$$c_m = 0,85 \cdot 1000 / 136,3 \cdot 125 = 0,050 \text{ моль на } 1000 \text{ г } H_2O.$$

Теперь определим понижение температуры кристаллизации без учета диссоциации электролита (криоскопическая постоянная воды равна 1,86):

$$\Delta t_{\text{крист.выч}} = K_{\text{кр}} c_m = 1,86 \cdot 0,050 = 0,093^\circ.$$

Сравнивая найденное значение с экспериментально определенным понижением температуры кристаллизации, вычисляем изотонический коэффициент  $i$ :

$$i = \Delta t_{\text{крист}} / \Delta t_{\text{крист.выч}} = 0,23 / 0,093 = 2,47.$$

Кажущуюся степень диссоциации соли найдем из соотношения

$$\alpha = (i - 1) / (n - 1),$$

$$\alpha = (2,47 - 1) / (3 - 1) = 0,735. \quad (5.3.5)$$

**Пример 84.** При растворении гидроксида натрия массой 12 г в воде массой 100 г температура кипения повысилась на  $2,65$ °. Определите степень диссоциации (%) гидроксида натрия.

*Решение.* Для сильных электролитов имеем:

$$\Delta t_{\text{кип}} = i K_{\text{эб}} c_m, \quad (5.3.6)$$

или

$$i = \Delta t_{\text{кип}} / K_{\text{эб}} c_m = 2,65 \cdot 40 \cdot 100 / 0,52 \cdot 12 \cdot 1000 = 1,70.$$

Тогда  $\alpha = (i - 1) / (n - 1) = (1,70 - 1) / (2 - 1) = 0,70$  или 70 %.

Эбуллиоскопическая и криоскопическая константы зависят только от природы растворителя. Значения этих констант для некоторых растворителей представлены в табл. 7.

### 7. Эбуллиоскопическая и криоскопическая константы

Растворитель	$K_{\text{кр}}$ , град	$K_{\text{эб}}$ , град
Вода	1,86	0,52
Бензол	5,10	2,57
Этиловый эфир	2,12	–
Фенол	7,3	3,60
Ацетон	–	1,80
Уксусная кислота	3,9	3,1
$CCl_4$	2,98	5,3

Для определения силы кислоты ее необходимо записать в виде  $\text{ЭО}_m(\text{OH})_n$ . Если  $m = 2 \dots 3$ , то кислота сильная, а если  $m = 0 \dots 1$  – слабая. Например:  $H_2SO_4$  –  $\text{ЭО}_2(\text{OH})_2$  – сильная;  $H_2CO_3$  –  $\text{CO}(\text{OH})_2$  – слабая;  $HClO$  –  $\text{Cl}(\text{OH})$  – слабая;  $HClO_2$  –  $\text{ClO}(\text{OH})$  – слабая;  $HClO_3$  –  $\text{ClO}_2(\text{OH})$  – сильная;  $H_3PO_4$  –  $\text{PO}(\text{OH})_3$  – слабая;  $\text{HMnO}_4$  –  $\text{MnO}_3(\text{OH})$  – сильная;  $H_2CrO_4$  –  $\text{CrO}_2(\text{OH})_2$  – сильная и т.д.

### З а д а ч и

Для решения задач данного раздела использовать значения величин из табл. 7.

445. Чему равно осмотическое давление раствора неэлектролита при  $27$  °С, если в  $500 \text{ см}^3$  раствора содержится 0,6 моль вещества?

446. Осмотическое давление раствора мочевины  $((\text{NH}_2)_2\text{CO})$  при  $0$  °С равно  $6,8 \cdot 10^5$  Па. Найдите ее массу в  $1 \text{ дм}^3$  раствора.

447. Неэлектролит массой 11,5 г содержится в  $250 \text{ см}^3$  раствора. Осмотическое давление этого раствора при  $17$  °С равно  $12,04 \cdot 10^5$  Па. Определите молярную массу неэлектролита.

448. Чему равно давление пара раствора содержащего:

- мочевину массой 2,4 г в воде массой 90,0 г;
- глюкозу массой 27 г в  $360 \text{ см}^3$  воды?

Давление пара воды при той же температуре равно 157,3 кПа.

449. Каким будет давление пара раствора при  $65$  °С, если он содержит сахарозу массой 13,68 г в воде массой 90,00 г, а давление водяного пара при той же температуре равно 25,0 кПа?

450. При 293 К давление насыщенного пара над водой равно 2,34 кПа. Определите массу глицерина ( $C_3H_8O_3$ ), которую надо растворить в воде массой 180 г, чтобы получить давление пара на 133,3 Па меньше.
451. К 0,5 М раствору сахарозы ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) объемом 100 см<sup>3</sup> добавили воду объемом 300 см<sup>3</sup>. Определите осмотическое давление полученного раствора при 25 °С.
452. Анилин ( $C_6H_5NH_2$ ) массой 3,1 г растворен в эфире массой 40,2 г. Давление пара полученного раствора равно 813,9 кПа, а давление пара чистого эфира при той же температуре составляет 863,8 кПа. Рассчитайте молекулярную массу эфира.
453. Раствор, содержащий неэлектролит массой 0,512 г в бензоле массой 100,000 г, кристаллизуется при 5,296 °С. Температура кристаллизации бензола равна 5,500 °С. Вычислите молярную массу растворенного вещества.
454. Вычислите массовую долю ( $\omega$ , %) водного раствора сахара ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ), зная, что температура кристаллизации раствора равна  $-0,93$  °С.
455. Вычислите температуру кристаллизации водного раствора мочевины ( $(NH_2)_2CO$ ), содержащего мочевины массой 5 г в воде массой 150 г.
456. Раствор, содержащий камфору ( $C_{10}H_{16}O$ ) массой 3,04 г в бензоле массой 100,00 г, кипит при 80,714 °С. Температура кипения бензола, равна 80,200 °С. Вычислите эбуллиоскопическую константу бензола.
457. Вычислите массовую долю ( $\omega$ , %) глицерина ( $C_3H_8O_3$ ) в водном растворе, зная, что этот раствор кипит при 100,39 °С.
458. Вычислите молярную массу неэлектролита, зная, что раствор, содержащий этот неэлектролит массой 2,25 г в воде массой 250,00 г, кристаллизуется при температуре  $-0,279$  °С.
459. Сколько мочевины ( $(NH_2)_2CO$ ) следует растворить в воде массой 250 г, чтобы температура кипения повысилась на  $0,26$ °?
460. При растворении некоторого неэлектролита массой 2,3 г в воде массой 125,0 г температура кристаллизации понижается на  $0,372$ °. Вычислите молярную массу неэлектролита.
461. Какую массу мочевины ( $(NH_2)_2CO$ ) следует растворить в воде массой 75 г, чтобы температура кристаллизации понизилась на  $0,465$ °?
462. Вычислите массовую долю ( $\omega$ , %) глюкозы ( $C_6H_{12}O_6$ ) в водном растворе, зная, что этот раствор кипит при 100,26 °С.
463. Какую массу фенола ( $C_6H_5OH$ ) следует растворить в бензоле массой 125 г, чтобы температура кристаллизации раствора была ниже температуры кристаллизации бензола на  $1,7$ °?
464. Вычислите температуру кипения раствора нафталина ( $C_{10}H_8$ ) в бензоле с массовой долей 5 %. Температура кипения бензола 80,2 °С.
465. Раствор, содержащий некоторый неэлектролит массой 25,65 г в воде массой 300,00 г, кристаллизуется при температуре  $-0,465$  °С. Вычислите молярную массу неэлектролита.
466. Вычислите криоскопическую константу уксусной кислоты, зная, что раствор, содержащий антрацен ( $C_{14}H_{10}$ ) массой 4,25 г в уксусной кислоте массой 100,00 г, кристаллизуется при 15,718 °С. Температура кристаллизации уксусной кислоты 16,650 °С.
467. При растворении серы массой 4,86 г в бензоле массой 60,00 г температура его кипения повысилась на  $0,81$ °. Из скольких атомов состоит молекула серы в этом растворе?
468. Температура кристаллизации раствора, содержащего некоторый неэлектролит массой 66,3 г в воде массой 500,0 г, равна  $-0,558$  °С. Вычислите молярную массу неэлектролита.
469. Какую массу анилина ( $C_6H_5NH_2$ ) следует растворить в этиловом эфире массой 50 г, чтобы температура кипения этилового эфира была ниже температуры кипения раствора на  $0,53$ °?
470. Вычислите температуру кристаллизации раствора этилового спирта ( $C_2H_5OH$ ) с массовой долей 2 %.
471. Определите формулу вещества, в котором массовая доля углерода составляет 40,00 %, водорода – 6,66 %, серы – 53,34 %. Раствор, содержащий это вещество массой 0,3 г в бензоле массой 27,0 г, имеет температуру замерзания на  $0,308$ ° ниже температуры замерзания бензола.
472. Раствор, содержащий пероксид водорода массой 1,477 г в воде массой 100,00 г, замерзает при температуре  $-0,805$  °С. Вычислите молекулярную массу пероксида водорода.
473. Температура кипения раствора, содержащего салициловую кислоту ( $C_7H_6O_3$ ) массой 5,7 г в спирте массой 125,0 г, равна 78,4 °С. Температура кипения чистого спирта равна 78,0 °С. Вычислите эбуллиоскопическую константу спирта.
474. В каких объемных отношениях надо взять воду и этиленгликоль ( $\rho = 1,116$  г/м<sup>3</sup>), чтобы приготовленный из них антифриз замерзал при  $-20$  °С?
475. Определите изотонический коэффициент раствора, содержащего КОН массой 2,1 г в воде массой 250,0 г и замерзающего при температуре  $-0,519$  °С.
476. Раствор, содержащий карбонат натрия массой 0,53 г в воде массой 200,00 г, кристаллизуется при  $-0,13$  °С. Вычислите кажущуюся степень диссоциации этой соли.
477. Определите степень диссоциации (%) раствора, содержащего хлорид аммония массой 1,07 г в 200 см<sup>3</sup> воды, если температура кипения этого раствора равна 100,09 °С.
478. Какое значение имеет степень диссоциации (%) раствора хлорида кобальта, молярность которого равна 0,12 моль/кг, если он замерзает при  $-0,62$  °С?

479. Определите моляльность раствора бинарного электролита, если его водный раствор замерзает при  $-0,31\text{ }^{\circ}\text{C}$ , а степень диссоциации равна  $66,5\%$ .
480. Кажущиеся степени диссоциации  $0,1\text{ M}$  растворов  $\text{CaCl}_2$  и  $\text{AlCl}_3$  приблизительно одинаковые. Какой раствор будет замерзать при более низкой и кипеть при более высокой температуре?
481. Раствор  $\text{KCl}$ , моляльность которого равна  $1\text{ моль/кг}$ , замерзает при  $-3,36\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Определите изотонический коэффициент и степень диссоциации (%).
482. Чему равен изотонический коэффициент для растворов бинарных электролитов при следующих значениях степени диссоциации:  $1,0\%$ ;  $75,0\%$ ?
483. Чему равен изотонический коэффициент  $0,1\text{ н}$  раствора сульфата цинка, если экспериментально найденная степень диссоциации равна  $40\%$ .
484. Определите концентрацию (моль-ионов)  $\text{Na}^+$  и  $\text{SO}_4^{2-}$  в  $250\text{ см}^3$  раствора, содержащего сульфат натрия массой  $3,55\text{ г}$ , считая диссоциацию соли полной.
485. Чему равна концентрация (моль-ионов)  $\text{Fe}^{3+}$  и  $\text{SO}_4^{2-}$  в  $400\text{ см}^3$  раствора, содержащего сульфат железа(III) массой  $1,6\text{ г}$ , если считать диссоциацию соли полной?
486. Какой из растворов является слабым электролитом:  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?
487. Какой из растворов является сильным электролитом:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ?
488. Какой из растворов  $\text{HJ}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HF}$  наиболее слабый электролит?
489. В воде объемом  $1\text{ дм}^3$  растворили  $1\text{ моль}$  кислоты. Какой из растворов имеет наибольшую концентрацию ионов водорода: муравьиной, уксусной, ортофосфорной или азотной кислот?
490. Как изменится степень диссоциации раствора уксусной кислоты при разбавлении водой?
491. Определите сумму коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации:
- двойной соли сульфат аммония-хрома(III);
  - $(\text{NH}_4)_3(\text{HSO}_4)\text{SO}_4$ ; в)  $\text{Na}_3(\text{HCO}_3)\text{CO}_3$ ; г)  $\text{KMg}(\text{SO}_4)\text{Cl}$ ;
  - д)  $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_2](\text{SO}_4)_2$ ; е)  $\text{K}_3\text{Na}(\text{SO}_4)_2$ ; ж)  $\text{Ca}_2(\text{HPO}_4)\text{SO}_4$ ;
  - з)  $\text{Cu}_2(\text{H}_2\text{PO}_4)_2\text{Cl}_2$ .

#### 5.4. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ. БУФЕРНЫЕ РАСТВОРЫ

**Пример 85.** Концентрация ионов водорода в растворе равна  $4 \cdot 10^{-3}$  моль/дм<sup>3</sup>. Определите pH раствора.  
*Решение.*

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

$$\text{pH} = -\lg(4 \cdot 10^{-3}) = -\lg 4 - \lg 10^{-3} = 3 - \lg 4 = 3 - 0,6 = 2,40.$$

**Пример 86.** Определите концентрацию ионов водорода в растворе, pH которого равен  $4,60$ .  
*Решение.* Согласно условию задачи  $-\lg [\text{H}^+] = 4,60$ . Следовательно,

$$\lg [\text{H}^+] = -4,60 = \bar{5},40.$$

Отсюда по таблице логарифмов находим:  $[\text{H}^+] = 2,5 \cdot 10^{-5}$  моль/дм<sup>3</sup>.

**Пример 87.** Чему равна концентрация гидроксид-ионов в растворе, pH которого равен  $10,80$ ?  
*Решение.* Из соотношения  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$  находим

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 10,80 = 3,20.$$

Отсюда  $-\lg[\text{OH}^-] = 3,20$  или  $\lg[\text{OH}^-] = -3,20 = \bar{4},80$ .

Этому значению логарифма соответствует значение  $6,31 \cdot 10^{-4}$ . Следовательно,  $[\text{OH}^-] = 6,31 \cdot 10^{-4}$  моль/дм<sup>3</sup>.

**Пример 88.** Определите водородный показатель раствора, в  $1\text{ дм}^3$  которого содержится гидроксид натрия массой  $0,1\text{ г}$ . Диссоциацию щелочи считать полной.

*Решение.* Количество  $\text{NaOH}$  в  $1\text{ дм}^3$  раствора составит

$$0,1/40 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3.$$

Следовательно, учитывая полную диссоциацию:

$$[\text{OH}^-] = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3;$$

$$\text{pOH} = -\lg(2,5 \cdot 10^{-3}) = 3 - \lg 2,5 = 3 - 0,4 = 2,6.$$

Так как  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ , то  $\text{pH} = 14 - 2,6 = 11,4$ .

**Пример 89.** Вычислите водородный показатель раствора уксусной кислоты концентрации  $0,01$  моль/дм<sup>3</sup>, степень диссоциации которой равна  $4,2\%$ .



*Решение.* Для слабых электролитов имеем:

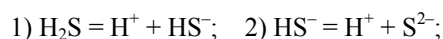
$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_k c_k}; \quad (5.4.1)$$

$$[\text{H}^+] = \alpha c = 0,042 \cdot 0,01 = 4,2 \cdot 10^{-4};$$

$$\text{pH} = -\lg(4,2 \cdot 10^{-4}) = 4 - \lg 4,2 = 4 - 0,6 = 3,4.$$

**Пример 90.** Определите степень диссоциации (%) и  $[\text{H}^+]$  по первой ступени диссоциации 0,1 М раствора  $\text{H}_2\text{S}$ , если константа диссоциации  $\text{H}_2\text{S}$  по первой ступени равна  $6 \cdot 10^{-8}$ .

*Решение.*



$$\alpha = \sqrt{K/c}; \quad (5.4.2)$$

$$\alpha = \sqrt{K/c} = \sqrt{6 \cdot 10^{-8} / 0,1} = \sqrt{60 \cdot 10^{-8}} = 7,8 \cdot 10^{-4} \text{ или } 7,8 \cdot 10^{-2} \%;$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{Kc}; \quad (5.4.3)$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{Kc} = \sqrt{6 \cdot 10^{-8} \cdot 0,1} = 7,8 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3.$$

**Пример 91.** Вычислите pH 0,05 М раствора KOH.

*Решение.* KOH – сильный электролит. Для сильных электролитов:

$$[\text{OH}^-] = c(\text{KOH}) = 0,05 \text{ моль/дм}^3;$$

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg(5 \cdot 10^{-2}) = 2 - \lg 5 = 1,3;$$

$$\text{pOH} + \text{pH} = 14; \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,3 = 12,7.$$

**Пример 92.** Вычислите концентрацию ионов  $[\text{H}^+]$  и pH 0,5 М раствора пропионовой кислоты  $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ .  $K_d(\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}) = 1,4 \cdot 10^{-5}$ .

*Решение.*  $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$  – слабая кислота. Для слабых кислот  $[\text{H}^+]$  вычисляются по формуле (5.4.3). Тогда

$$[\text{H}^+] = \sqrt{1,4 \cdot 10^{-5} \cdot 0,5} = \sqrt{0,7 \cdot 10^{-5}} = 2,6 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3;$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg(2,6 \cdot 10^{-3}) = 3 - \lg 2,6 = 2,58.$$

**Пример 93.** К 80 см<sup>3</sup> 0,1 н раствора  $\text{CH}_3\text{COOH}$  прибавили 20 см<sup>3</sup> 0,2 н раствора  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Рассчитайте pH полученного раствора, если  $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,78 \cdot 10^{-5}$ .

*Решение.* Объем раствора, полученного после сливания исходных растворов, равен

$$V = 80 + 20 = 100 \text{ см}^3;$$

$$c_k = n(\text{CH}_3\text{COOH}) / V(\text{CH}_3\text{COOH}) / V_{\text{раствора}} = 0,1 \cdot 80 / 100 = 0,08 \text{ моль/дм}^3;$$

$$c_c = n(\text{CH}_3\text{COONa}) / V(\text{CH}_3\text{COONa}) / V_{\text{раствора}} = 0,2 \cdot 20 / 100 = 0,04 \text{ моль/дм}^3.$$

Для буферных растворов, образованных слабой кислотой и солью этой кислоты,  $[\text{H}^+]$  находят по формуле

$$[\text{H}^+] = K_k c_k / c_c; \quad (5.4.4)$$

$$[\text{H}^+] = 1,78 \cdot 10^{-5} \cdot 0,08 / 0,04 = 3,56 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3;$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]; \quad \text{pH} = -\lg(3,56 \cdot 10^{-5}) = 5 - \lg 3,56 = 4,45.$$

**Пример 94.** Формиатный буферный раствор имеет pH = 2,75. Рассчитайте соотношение концентраций муравьиной кислоты и формиата натрия в этом растворе.  $K_d(\text{HCOOH}) = 1,77 \cdot 10^{-4}$ .

*Решение.*

$$\text{pH} = 2,75; \quad [\text{H}^+] = 10^{-2,75} = 10^{-3} \cdot 10^{0,25} = 1,77 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3.$$

Из формулы (5.4.4) следует, что

$$c_k / c_c = [\text{H}^+] / K_k = 1,77 \cdot 10^{-3} / 1,77 \cdot 10^{-4} = 10 : 1.$$

### Задачи

492. Сколько граммов гидроксида калия содержится в 10 дм<sup>3</sup> раствора, водородный показатель которого равен 11?
493. Водородный показатель (рН) одного раствора равен 2, а другого – 6. В 1 дм<sup>3</sup> какого раствора концентрация ионов водорода больше и во сколько раз?
494. Укажите реакцию среды и найдите концентрацию [H<sup>+</sup>] и [OH<sup>-</sup>]-ионов в растворах, для которых рН равен:
- а) 1,6; б) 10,5.
495. Вычислите рН растворов, в которых концентрация [H<sup>+</sup>]-ионов равна (моль/дм<sup>3</sup>):
- а) 2,0·10<sup>-7</sup>; б) 8,1·10<sup>-3</sup>; в) 2,7·10<sup>-10</sup>.
496. Вычислите рН растворов, в которых концентрация ионов [OH<sup>-</sup>] равна (моль/дм<sup>3</sup>):
- а) 4,6·10<sup>-4</sup>; б) 8,1·10<sup>-6</sup>; в) 9,3·10<sup>-9</sup>.
497. Вычислите молярную концентрацию одноосновной кислоты (HAn) в растворе, если
- а) рН = 4, α = 0,01; б) рН = 3, α = 1 %; в) рН = 6, α = 0,001.
498. Вычислите рН 0,01 н. раствора уксусной кислоты, в котором степень диссоциации кислоты равна 0,042.
499. Вычислите рН следующих растворов слабых электролитов:
- а) 0,02 М NH<sub>4</sub>OH; б) 0,1 М HCN;  
в) 0,05 н. HCOOH; г) 0,01 М CH<sub>3</sub>COOH.
500. Чему равна молярная концентрация раствора уксусной кислоты, рН которой равен 5,2?
501. Определите молярную концентрацию раствора муравьиной кислоты (HCOOH), если α = 6 %, K<sub>HCOOH</sub> = 1,86·10<sup>-4</sup>.
502. Найдите степень диссоциации (%) и [H<sup>+</sup>] 0,1 М раствора CH<sub>3</sub>COOH, если константа диссоциации уксусной кислоты равна 1,8·10<sup>-5</sup>.
503. Вычислите [H<sup>+</sup>] и рН 0,01 М и 0,05 н. растворов H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.
504. Вычислите [H<sup>+</sup>] и рН раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> с массовой долей кислоты 0,5 % (ρ = 1,00 г/см<sup>3</sup>).
505. Вычислите рН раствора гидроксида калия, если в 2 дм<sup>3</sup> раствора содержится 1,12 г КОН.
506. Вычислите [H<sup>+</sup>] и рН 0,5 М раствора гидроксида аммония. K<sub>d</sub>(NH<sub>4</sub>OH) = 1,76·10<sup>-5</sup>.
507. Вычислите рН раствора, полученного при смешивании 500 см<sup>3</sup> 0,02 М CH<sub>3</sub>COOH с равным объемом 0,2 М CH<sub>3</sub>COOK.
508. Определите рН буферной смеси, содержащей равные объемы растворов NH<sub>4</sub>OH и NH<sub>4</sub>Cl с массовыми долями 5,0 %.
509. Вычислите в каком соотношении надо смешать ацетат натрия и уксусную кислоту, чтобы получить буферный раствор с рН = 5.
510. В каком водном растворе степень диссоциации наибольшая:
- а) 0,1 М CH<sub>3</sub>COOH; б) 0,1 М HCOOH; в) 0,1 М HCN?
511. Выведите формулу для расчета рН:
- а) ацетатной буферной смеси;  
б) аммиачной буферной смеси.
512. Вычислите молярную концентрацию раствора HCOOH, имеющего рН = 3.

### 5.5. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

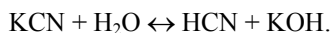
**Пример 95.** Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей: а) KCN, б) Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, в) ZnSO<sub>4</sub>. Определите реакцию среды растворов этих солей.

*Решение.*

а) Цианид калия KCN – соль слабой одноосновной кислоты HCN и сильного гидроксида KOH. При растворении в воде молекулы KCN полностью диссоциируют на катионы K<sup>+</sup> и анионы CN<sup>-</sup>. Катионы K<sup>+</sup> не могут связывать ионы OH<sup>-</sup> воды, так как KOH – сильный электролит. Анионы же CN<sup>-</sup> связывают ионы H<sup>+</sup> воды, образуя молекулы слабого электролита HCN. Соль гидролизует по аниону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза



или в молекулярной форме



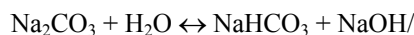
В результате гидролиза в растворе появляется некоторый избыток ионов OH<sup>-</sup>, поэтому раствор KCN имеет щелочную реакцию (рН > 7).

б) Карбонат натрия Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> – соль слабой многоосновной кислоты и сильного гидроксида. В этом случае анионы соли CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, связывая водородные ионы воды, образуют анионы кислой соли HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, а не молекулы

H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, так как ионы HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> диссоциируют гораздо труднее, чем молекулы H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени. Соль гидролизуется по аниону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза



или в молекулярной форме

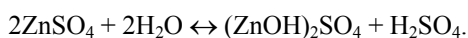


В растворе появляется избыток ионов OH<sup>-</sup>, поэтому раствор Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> имеет щелочную реакцию (pH > 7).

в) Сульфат цинка ZnSO<sub>4</sub> – соль слабого многокислотного гидроксида Zn(OH)<sub>2</sub> и сильной кислоты H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. В этом случае катионы Zn<sup>2+</sup> связывают гидроксильные ионы воды, образуя катионы основной соли ZnOH<sup>+</sup>. Образование молекул Zn(OH)<sub>2</sub> не происходит, так как ионы ZnOH<sup>+</sup> диссоциируют гораздо труднее, чем молекулы Zn(OH)<sub>2</sub>. В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени. Соль гидролизуется по катиону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза



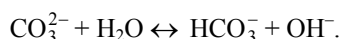
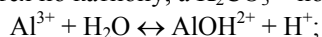
или в молекулярной форме



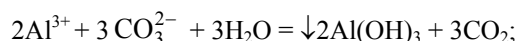
В растворе появляется избыток ионов водорода, поэтому раствор ZnSO<sub>4</sub> имеет кислую реакцию (pH < 7).

**Пример 96.** Какие продукты образуются при смешивании растворов Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> и K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>? Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнение реакции.

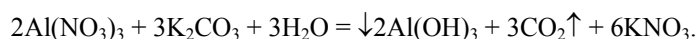
*Решение.* Соль Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> гидролизуется по катиону, а K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> – по аниону:



Если растворы этих солей находятся в одном сосуде, то идет взаимное усиление гидролиза каждой из них, так как ионы H<sup>+</sup> и OH<sup>-</sup> образуют молекулу слабого электролита H<sub>2</sub>O. При этом гидролитическое равновесие сдвигается вправо и гидролиз каждой из взятых солей идет до конца с образованием Al(OH)<sub>3</sub> и CO<sub>2</sub>(H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>). Ионно-молекулярное уравнение



молекулярное уравнение



**Пример 97.** Составьте уравнение реакций гидролиза Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>. Определите, в какую сторону сместится равновесие, если к раствору этой соли добавить: а) NaOH; б) HCl; в) K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>; г) Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>.

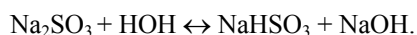
*Решение.* Составим уравнение диссоциации Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>:



Кислотным остатком слабой кислоты здесь является ион SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, следовательно, ионное уравнение гидролиза будет иметь вид



молекулярное уравнение гидролиза



а) Так как в результате гидролиза сульфита натрия создается щелочная среда, согласно принципу Ле-Шателье, при добавлении NaOH равновесие сместится в сторону исходных веществ.

б) При добавлении кислоты ионы H<sup>+</sup> и OH<sup>-</sup> образуют воду, следовательно, концентрация OH<sup>-</sup> понижается, и равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции.

в) Чтобы определить, в какую сторону сместится равновесие при добавлении K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, составим уравнение гидролиза этой соли и определим кислотность среды:

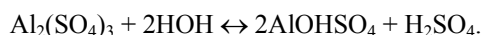


Кислотным остатком слабой кислоты является ион  $\text{CO}_3^{2-}$ , следовательно, процесс гидролиза можно представить в виде

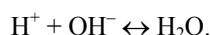


В результате процесса гидролиза  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , так же как и в случае гидролиза  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , образуются свободные ионы  $\text{OH}^-$ , следовательно, согласно принципу Ле-Шателье, добавление  $\text{K}_2\text{CO}_3$  к раствору  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  вызывает смещение равновесия в сторону исходных веществ.

г) Чтобы определить направление смещения равновесной системы при добавлении в нее сульфата алюминия, составим уравнение гидролиза  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ :



В результате гидролиза  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  образуются свободные ионы водорода, которые с ионами гидроксила  $\text{OH}^-$  образуют воду:



При этом содержание  $\text{OH}^-$  в системе понизится, следовательно, согласно принципу Ле-Шателье, произойдет смещение равновесия в сторону продуктов реакции.

### Задачи

513. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:

- а)  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ;      б)  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{KCl}$ ;  
 в)  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$  и  $\text{NaNO}_3$ ;      г)  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{ZnSO}_4$  и  $\text{NaCl}$ ;  
 д)  $\text{NaClO}$ ,  $\text{ZnCl}_2$  и  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ;      е)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KCN}$  и  $\text{NaNO}_3$ ;  
 ж)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{CuSO}_4$  и  $\text{CH}_3\text{COOK}$ ;      з)  $\text{BaS}$ ,  $\text{FeSO}_4$  и  $\text{NaCN}$ ;  
 и)  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  и  $\text{KCl}$ .

Какое значение pH имеют растворы этих солей (больше или меньше 7)?

514. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов:

- а)  $\text{Na}_2\text{S}$  и  $\text{AlCl}_3$ ;      б)  $\text{K}_2\text{SO}_3$  и  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ;  
 в)  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$  и  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ;      г)  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{Na}_2\text{S}$ .

515. Какая из двух солей при равных условиях подвергается в большей степени гидролизу:

- а)  $\text{K}_2\text{CO}_3$  или  $\text{K}_2\text{S}$ ;      б)  $\text{FeCl}_3$  или  $\text{FeCl}_2$ ;  
 в)  $\text{Na}_3\text{BO}_3$  или  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ;      г)  $\text{MgCl}_2$  или  $\text{ZnCl}_2$ ;  
 д)  $\text{KCN}$  или  $\text{CH}_3\text{COOK}$ ;      е)  $\text{K}_3\text{PO}_4$  или  $\text{K}_3\text{BO}_3$ ?

Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза этих солей (табл. 8).

### 8. Константы диссоциации ( $K_d$ ) некоторых кислот и гидроксидов

Соединение	Степень диссоциации	$K_d$	Соединение	Степень диссоциации	$K_d$
$\text{H}_2\text{CO}_3$	I	$4,30 \cdot 10^{-7}$	$\text{H}_2\text{S}$	I	$8,00 \cdot 10^{-8}$
	II	$4,70 \cdot 10^{-11}$		II	$2,00 \cdot 10^{-15}$
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	I	$6,30 \cdot 10^{-3}$	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	II	$5,50 \cdot 10^{-8}$
	II	$1,82 \cdot 10^{-11}$		I	$7,60 \cdot 10^{-3}$
	III	$1,36 \cdot 10^{-12}$	$\text{H}_3\text{PO}_4$	II	$5,90 \cdot 10^{-8}$
$\text{H}_3\text{BO}_3$	I	$6,00 \cdot 10^{-10}$		III	$3,50 \cdot 10^{-13}$
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	II	$2,50 \cdot 10^{-3}$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	II	$4,90 \cdot 10^{-7}$
$\text{HCN}$	I	$7,00 \cdot 10^{-10}$	$\text{CH}_3\text{COOH}$	I	$1,80 \cdot 10^{-5}$
$\text{HCOOH}$	I	$1,80 \cdot 10^{-4}$	$\text{H}_2\text{SO}_3$	I	$1,70 \cdot 10^{-2}$
$\text{HNO}_2$	I	$5,10 \cdot 10^{-4}$		II	$6,20 \cdot 10^{-8}$
$\text{NH}_4\text{OH}$		$1,80 \cdot 10^{-5}$			

516. К раствору  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  добавили следующие вещества:

- а)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;      б)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

В каких случаях гидролиз  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  усилится? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные урав-

нения гидролиза соответствующих солей.

517. К раствору  $ZnCl_2$  добавили следующие вещества:

- а)  $HCl$ ; б)  $KOH$ ; в)  $K_2CO_3$ .

В каких случаях гидролиз  $ZnCl_2$  усилится? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

518. К раствору  $FeCl_3$  добавили следующие вещества:

- а)  $HCl$ ; б)  $NaOH$ ; в)  $Na_2CO_3$ .

В каких случаях гидролиз  $FeCl_3$  усилится? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

519. К раствору  $Zn(NO_3)_2$  добавили следующие вещества:

- а)  $HNO_3$ ; б)  $Na_2SO_3$ ; в)  $Cu(NO_3)_2$ .

В каких случаях гидролиз  $Zn(NO_3)_2$  усилится? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

520. В каком ряду увеличивается кислотность растворов солей:

- 1)  $KCl, Na_2CO_3$ ; 2)  $CaCl_2, FeCl_3$ ;  
3)  $CuSO_4, Na_2SO_4$ ; 4)  $NaCl, KBr$ ?

521. В каком ряду увеличивается щелочность растворов солей:

- 1)  $K_3PO_4, KCl$ ; 2)  $Sr(NO_3)_2, Zn(NO_3)_2$ ;  
3)  $RbCl, CuCl_2$ ; 4)  $K_2HPO_4, K_3PO_4$ ?

### 5.6. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ. УСЛОВИЯ ОБРАЗОВАНИЯ ОСАДКОВ

В насыщенном растворе малорастворимого электролита устанавливается равновесие между осадком (твёрдой фазой) электролита и ионами электролита в растворе, например:



Поскольку в растворах электролитов состояние ионов определяется их активностями ( $a$ ), то константа равновесия последнего процесса выразится уравнением

$$K = a(Ba^{2+}) a(SO_4^{2-}) / a(BaSO_4).$$

Знаменатель этой дроби, т.е. активность твёрдого сульфата бария, есть величина постоянная; тогда произведение  $Ka(BaSO_4)$ , тоже является при данной температуре константой. Отсюда следует, что произведение активностей ионов  $Ba^{2+}$  и  $SO_4^{2-}$  тоже представляет собой постоянную величину, называемую **произведением растворимости** и обозначаемую ПР:

$$a(Ba^{2+}) a(SO_4^{2-}) = PP(BaSO_4).$$

**Произведение растворимости** – это произведение активностей ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе. При данной температуре эта величина постоянная.

Если электролит очень мало растворим, то ионная сила его насыщенного раствора близка к нулю, а коэффициенты активности ионов мало отличаются от единицы. В подобных случаях произведение активностей ионов в выражении для ПР можно заменить произведением их концентраций. Так, ионная сила насыщенного раствора  $BaSO_4$  имеет порядок  $10^{-5}$  и произведение растворимости  $BaSO_4$  может быть записано в следующей форме:

$$PP(BaSO_4) = [Ba^{2+}] [SO_4^{2-}].$$

В общем виде для электролита типа  $A_mB_n$

$$PP = [A^{n+}]^m [B^{m-}]^n, \quad (5.6.1)$$

Значения произведений растворимости некоторых веществ представлены в табл. 9.

### 9. Произведение растворимости малорастворимых веществ при 25 °С

Соединение	ПР
$Ag_2CO_3$	$6,2 \cdot 10^{-12}$
$Ag_2CrO_4$	$1,1 \cdot 10^{-12}$
$AgCl$	$1,8 \cdot 10^{-10}$

BaCO <sub>3</sub>	4,9·10 <sup>-9</sup>
BaSO <sub>4</sub>	1,8·10 <sup>-10</sup>
BaCrO <sub>4</sub>	2,0·10 <sup>-10</sup>
CaCO <sub>3</sub>	4,8·10 <sup>-9</sup>
CaCrO <sub>4</sub>	7,0·10 <sup>-9</sup>
CaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	2,6·10 <sup>-9</sup>
CaSO <sub>4</sub>	9,1·10 <sup>-6</sup>
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	2,0·10 <sup>-29</sup>
Mg(OH) <sub>2</sub>	5,0·10 <sup>-12</sup>
PbI <sub>2</sub>	1,1·10 <sup>-9</sup>
PbCl <sub>2</sub>	1,7·10 <sup>-5</sup>
PbCrO <sub>4</sub>	1,8·10 <sup>-14</sup>
PbSO <sub>4</sub>	2,2·10 <sup>-8</sup>
Pb <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	7,9·10 <sup>-43</sup>
SrSO <sub>4</sub>	3,2·10 <sup>-7</sup>

**Пример 98.** Растворимость гидроксида магния Mg(OH)<sub>2</sub> при 18 °C равна 1,7·10<sup>-4</sup> моль/дм<sup>3</sup>. Найдите произведение растворимости Mg(OH)<sub>2</sub> при этой температуре.

*Решение.* При растворении каждого моля Mg(OH)<sub>2</sub> в раствор переходит 1 моль ионов Mg<sup>2+</sup> и вдвое больше ионов OH<sup>-</sup>. Следовательно, в насыщенном растворе Mg(OH)<sub>2</sub>

$$[\text{Mg}^{2+}] = 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3; \quad [\text{OH}^-] = 3,4 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3.$$

Откуда

$$\text{ПР}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = 1,7 \cdot 10^{-4} (3,4 \cdot 10^{-4})^2 = 1,96 \cdot 10^{-11}.$$

**Пример 99.** Произведение растворимости йодида свинца при 20 °C равно 8·10<sup>-9</sup>. Вычислите растворимость соли (моль/дм<sup>3</sup> и г/дм<sup>3</sup>) при указанной температуре.

*Решение.* Обозначим искомую растворимость через  $x$  (моль/дм<sup>3</sup>). Тогда в насыщенном растворе PbI<sub>2</sub> содержится  $x$  моль/дм<sup>3</sup> ионов Pb<sup>2+</sup> и  $2x$  моль/дм<sup>3</sup> ионов I<sup>-</sup>. Откуда

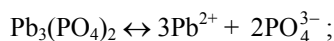
$$\text{ПР}(\text{PbI}_2) = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2 = x(2x)^2 = 4x^3,$$

$$x = \sqrt[3]{\text{ПР}(\text{PbI}_2)/4} = \sqrt[3]{8 \cdot 10^{-9} / 4} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3.$$

Поскольку молярная масса PbI<sub>2</sub> равна 461 г/моль, то растворимость PbI<sub>2</sub>, выраженная в г/дм<sup>3</sup>, составит  $1,3 \cdot 10^{-3} \cdot 461 = 0,6 \text{ г/дм}^3$ .

**Пример 100.** Вычислите растворимость Pb<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> и выразите ее в моль/дм<sup>3</sup> и г/дм<sup>3</sup>, если ПР[Pb<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>] = 1,50·10<sup>-32</sup>.

*Решение.*



$$\text{ПР}[\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2] = [\text{Pb}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2.$$

Растворимость малорастворимого вещества состава A<sub>a</sub>B<sub>b</sub> равна

$${}^{a+b}\sqrt{\text{ПР}(\text{A}_a\text{B}_b)/a^a b^b}, \quad (5.6.2)$$

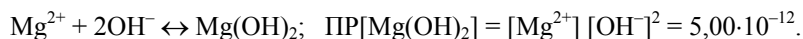
тогда растворимость Pb<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> составит

$$\begin{aligned} {}^{3+2}\sqrt{\text{ПР}[\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2]/3^3 \cdot 2^2} &= \sqrt[5]{1,50 \cdot 10^{-32} / 108} = \sqrt[5]{1,38 \cdot 10^{-34}} = \\ &= 1,68 \cdot 10^{-7} \text{ моль/дм}^3. \end{aligned}$$

Чтобы выразить растворимость в г/дм<sup>3</sup>, следует полученную величину (моль/дм<sup>3</sup>) умножить на молярную массу Pb<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>, т.е. на 811 г/моль. Тогда растворимость Pb<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> составит:  $1,68 \cdot 10^{-7} \cdot 811 = 1,37 \cdot 10^{-4}$  г/дм<sup>3</sup>.

**Пример 101.** Может ли образоваться осадок Mg(OH)<sub>2</sub>, если смешать равные объемы 0,5 М раствора MgCl<sub>2</sub> и 0,1 М раствора NaOH?

*Решение.* При сливании двух равных объемов суммарный объем раствора увеличится вдвое, а концентрация уменьшится вдвое, т.е. концентрация раствора MgCl<sub>2</sub> будет равной  $0,5/2 = 0,25$  моль/дм<sup>3</sup>, а концентрация NaOH – равной  $0,1/2 = 0,05$  моль/дм<sup>3</sup>:



Находим произведение концентраций ионов  $[\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = 0,25 \cdot 0,05^2 = 6,25 \cdot 10^{-4}$ . Сопоставляя полученную величину  $6,25 \cdot 10^{-4}$  с табличным значением  $\text{PP} = 5,00 \cdot 10^{-12}$ , находим, что рассчитанное произведение концентраций ионов превышает  $\text{PP}[\text{Mg}(\text{OH})_2]$ , т.е. раствор пересыщен и осадок должен образоваться.

**Пример 102.** Вычислите растворимость PbSO<sub>4</sub> и выразите ее в моль/дм<sup>3</sup> и г/дм<sup>3</sup>, если  $\text{PP}(\text{PbSO}_4) = 2,20 \cdot 10^{-8}$ .

*Решение.*



Растворимость  $\text{PbSO}_4 = [\text{Pb}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = \sqrt{\text{PP}(\text{PbSO}_4)} = \sqrt{2,2 \cdot 10^{-8}} = 1,48 \cdot 10^{-4}$  моль/дм<sup>3</sup>.  $M(\text{PbSO}_4) = 303$  г/моль.

Растворимость PbSO<sub>4</sub> составит  $1,48 \cdot 10^{-4} \cdot 303 = 4,48 \cdot 10^{-2}$  г/дм<sup>3</sup>.

### Задачи

Для решения задач данного раздела использовать значения величин  $\text{PP}$  из табл. 9.

522. Какая из двух солей больше растворима и во сколько раз: CaSO<sub>4</sub> или BaSO<sub>4</sub>; BaCO<sub>3</sub> или SrCO<sub>3</sub>; PbI<sub>2</sub> или PbCl<sub>2</sub>?

523. Почему в фильтрате после промывания осадка CaCO<sub>3</sub> появляется муть при добавлении раствора (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub> и не происходит этого при добавлении раствора (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?

524. В какой последовательности будут выпадать осадки, если к растворам, содержащим одинаковые концентрации ионов Ca<sup>2+</sup>, Ba<sup>2+</sup>, Sr<sup>2+</sup> постепенно прибавлять раствор Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?

525. Останется ли прозрачным фильтрат из-под осадка PbCl<sub>2</sub>, если к нему добавить раствор KI?

526. При какой концентрации (моль/дм<sup>3</sup>) CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup>-ионов начнется образование осадка PbCrO<sub>4</sub> из 0,1 М раствора Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.

527. Смешали 100 см<sup>3</sup> 0,5 М раствора NaCl и 50 см<sup>3</sup> 0,5 М раствора AgNO<sub>3</sub>. Найдите массу образующегося осадка.

528. Какой объем 0,1 н раствора Ca(OH)<sub>2</sub> потребуется для осаждения Ca<sup>2+</sup>-ионов из раствора Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> массой 489 г с массовой долей растворенного вещества равной 5 %?

529. Выпадет ли осадок BaSO<sub>4</sub>, если к 100 см<sup>3</sup> 0,2 М раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> добавить такой же объем 0,2 н раствора BaCl<sub>2</sub>?

530. В насыщенном растворе PbI<sub>2</sub> концентрация I<sup>-</sup>-ионов равна  $1,3 \cdot 10^{-3}$  моль/дм<sup>3</sup>. Определите концентрацию (моль/дм<sup>3</sup>) Pb<sup>2+</sup>-ионов в этом растворе.

531. Определите концентрацию (моль/дм<sup>3</sup>) каждого иона в насыщенном растворе Ag<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

532. В 10 дм<sup>3</sup> насыщенного раствора Mg<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> содержится 3,00 г соли. Вычислите растворимость этой соли (моль/дм<sup>3</sup>).

533. При комнатной температуре растворимость PbI<sub>2</sub> и Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> соответственно равна  $6,5 \cdot 10^{-4}$  моль/дм<sup>3</sup> и  $1,7 \cdot 10^{-3}$  г/дм<sup>3</sup>. Определите произведение растворимости этих солей.

534. В насыщенном растворе CaSO<sub>4</sub> объемом 1 см<sup>3</sup> содержится соль массой 0,408 мг. Найдите произведение растворимости этой соли.

535. Во сколько раз уменьшится растворимость AgCl в 0,01 М растворе NaCl по сравнению с его растворимостью в воде?

536. Во сколько раз уменьшится растворимость BaSO<sub>4</sub> в 0,1 М раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> по сравнению с его растворимостью в чистой воде?

537. Осадок BaSO<sub>4</sub> массой 0,5 г промыли 100 см<sup>3</sup> воды. Вычислите потери BaSO<sub>4</sub> (г), если считать промывные воды над осадком насыщенным раствором.

538. Определите потери в массовых долях (ω, %) за счет растворимости осадка Mg(OH)<sub>2</sub> массой 0,2 г при промывании его водой объемом 250 см<sup>3</sup>.

539. Определите массу CaCO<sub>3</sub>, которая перейдет в раствор при промывании осадка массой 0,3 г водой объемом 250 см<sup>3</sup>. Вычислите потери в массовых долях (ω, %) за счет растворимости.

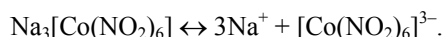
## 5.7. РАСТВОРЫ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

**Пример 103.** Составьте координационные формулы комплексных соединений кобальта(III)  $3\text{NaNO}_2 \cdot \text{Co}(\text{NO}_2)_3$ ;  $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $2\text{KNO}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{Co}(\text{NO}_2)_3$ . Координационное число кобальта(III) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах и выражение для константы нестойкости ( $K_n$ ) комплексных ионов.

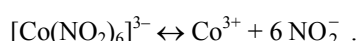
*Решение.* Ион-комплексообразователем будет являться  $\text{Co}^{3+}$  (кобальт d-элемент). Лигандами будут ионы  $\text{NO}_2^-$ , так как ионы  $\text{Na}^+$  не могут быть лигандами и входить во внутреннюю сферу комплексного иона.

Так как координационное число  $\text{Co}^{3+}$  равно 6, то структура комплексного иона будет  $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$ . Заряд комплексного иона  $(+3) + (-6) = -3$ . Следовательно, заряд комплексного иона (3-) должен компенсироваться положительным зарядом трех ионов натрия, находящихся во внешней сфере комплексного соединения. Таким образом, формула комплексного соединения будет  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ .

Уравнение электролитической диссоциации соли



Уравнение диссоциации комплексного иона



Выражение для константы нестойкости

$$K_n = [\text{Co}^{3+}] [\text{NO}_2^-]^6 / [[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}].$$

**Пример 104.** Вычислите концентрацию ионов серебра в растворе комплексной соли  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$  концентрации  $0,1$  моль/дм<sup>3</sup>, содержащем кроме того  $0,5$  моль/дм<sup>3</sup> аммиака. Константа нестойкости иона  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  равна  $5,9 \cdot 10^{-8}$ .

*Решение.* Уравнение диссоциации комплексного иона:



$$K_n([\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+) = [\text{Ag}^+] [\text{NH}_3]^2 / [[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+] = 5,9 \cdot 10^{-8}.$$

Избыточное количество аммиака сильно смещает равновесие диссоциации влево, поэтому концентрацией аммиака, получающейся в результате диссоциации комплексного иона, можно пренебречь и считать  $[\text{NH}_3] = 0,5$  моль/дм<sup>3</sup>. Концентрация комплексного иона по условию задачи составляет  $1 \cdot 10^{-2}$  моль/дм<sup>3</sup>. Из выражения  $K_n$  находим

$$[\text{Ag}^+] = 5,9 \cdot 10^{-8} \cdot 10^{-2} / 0,5^2 = 5,9 \cdot 10^{-10} / 0,25 = 2,36 \cdot 10^{-9} \text{ моль/дм}^3.$$

**Пример 105.** Рассмотрите комплексные ионы  $[\text{FeF}_6]^{4-}$  и  $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$  с точки зрения метода валентных связей (МВС).

*Решение.* В обоих случаях комплексообразователем является ион  $\text{Fe}^{2+}$ . Нейтральный атом железа имеет электронную структуру:  $4s^2 3d^6 4p^0 4d^0$ ; а ион  $\text{Fe}^{2+}$  имеет следующую электронную конфигурацию:  $4s^0 3d^6 4p^0 4d^0$ , или в виде квантовых ячеек:

3d					4s	4p			4d				
↑↓	↑	↑	↑	↑									

Лиганды  $\text{F}^-$ , входящие в состав комплексного иона, не вызывают перераспределения электронов комплексообразователя и образуют донорно-акцепторные связи с ним, используя свободные (вакантные) орбитали:

3d					4s	4p			4d				
↑↓	↑	↑	↑	↑	×	×	×	×	×				

Здесь крестиками обозначены электронные пары лигандов  $\text{F}^-$ , играющих роль доноров.

Таким образом, в комплексном ионе  $[\text{FeF}_6]^{4-}$  с точки зрения метода валентных связей в образовании донорно-акцепторных связей с лигандами участвуют следующие орбитали комплексообразователя: одна орбиталь 4s, три орбитали 4p и две орбитали 4d.

Во втором комплексном ионе  $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$  тот же самый комплексообразователь  $\text{Fe}^{2+}$  связан с лигандами  $\text{NH}_3$ . Их особенность заключается в том, что они, связываясь с комплексообразователем, вызывают перераспределение электронов на его орбиталях:



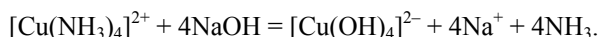
3d					4s	4p			4d					
↑↓	↑↓	↑↓	×	×	×	×	×	×						

Поэтому в данном случае в образовании связей с лигандами участвуют следующие орбитали комплексобразователя: две орбитали 3d, одна орбиталь 4s, три орбитали 4p. В рамках МВС комплексный ион  $[\text{FeF}_6]^{4-}$  называют внешнеорбитальным, а комплекс  $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$  – внутриорбитальным, что связано с особенностями распределения электронов комплексобразователя по его орбиталям.

Комплекс  $[\text{FeF}_6]^{4-}$  парамагнитен, так как он имеет свободные электроны, а комплекс  $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$  диамагнитен, поскольку неспаренные электроны в нем отсутствуют.

**Пример 106.** На раствор, содержащий комплексный ион  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ , действовали раствором NaOH. Произойдет ли замещение лиганда? Ответ мотивируйте.

*Решение.* Запишем уравнение реакции замещения лиганда:



Константы нестойкости ионов:

$$K_{\text{н}}([\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}) = 2,1 \cdot 10^{-13};$$

$$K_{\text{н}}([\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}) = 7,6 \cdot 10^{-17}.$$

Реакция практически протекает слева направо, так как  $[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$  более устойчивый комплекс. Значения констант нестойкости комплексных ионов представлены в табл. 10.

#### 10. Константы нестойкости комплексных ионов

Ион	$K_{\text{н}}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^{1+}$	$5,9 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^{1-}$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^{1-}$	$1,3 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-18}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{CuCl}_4]^{2-}$	$8,5 \cdot 10^{-2}$
$[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$	$7,6 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	$2,6 \cdot 10^{-29}$
$[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$7,7 \cdot 10^{-18}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,0 \cdot 10^{-35}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$3,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$9,8 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,8 \cdot 10^{-14}$
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$7,1 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,0 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-16}$

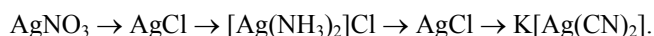
#### Задачи

Для решения задач данного раздела использовать значения величин  $K_{\text{н}}$  из табл. 10.

540. Напишите уравнения диссоциации солей  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  и  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$  в водном растворе. В каком случае выпадает осадок гидроксида железа(II), если к каждой из них прилить раствор щелочи? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

541. Хлорид серебра и гидроксид меди(II) растворяются в растворах аммиака. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций.

542. Осуществите ряд превращений:



543. Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях:  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ;  $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ ;  $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ . Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

544. Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях:  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ;  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Напишите уравнения диссоциации этих солей в водных растворах.

545. Составьте координационные формулы комплексных соединений платины(II), координационное число которой равно четырем  $\text{PtCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$ ;  $\text{PtCl}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{KCl}$ ;  $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$ . Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое из этих соединений является комплексным неэлектролитом?

546. Даны цианидные комплексы  $\text{Co}(\text{II})$ ,  $\text{Hg}(\text{II})$  и  $\text{Cd}(\text{II})$ . Используя величины констант нестойкости, докажете в каком растворе, содержащем эти ионы, при равной молярной концентрации ионов  $\text{CN}^-$  больше? Напишите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов.

547. Напишите выражения для констант нестойкости следующих комплексных ионов:  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ;  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ;  $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$ . Используя величины констант нестойкости этих ионов, определите в каком растворе, содержащем эти ионы, при равной молярной концентрации ионов  $\text{Ag}^+$  больше?

548. Вычислите массу осадка, образующегося при взаимодействии трех молей  $\text{CoCl}_2 \cdot 5\text{NH}_3$  с избытком раствора  $\text{AgNO}_3$ .

549. При прибавлении раствора  $\text{KCN}$  к раствору  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  образуется растворимое комплексное соединение  $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$ . Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции. Константа нестойкости какого иона  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  или  $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$  больше?

550. Какой объем (н.у.) газообразного аммиака потребуется для растворения гидроксида меди(II) массой 8,0 г?

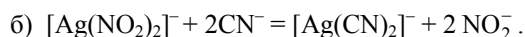
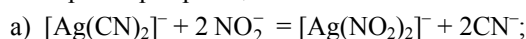
551. При реакции окисления раствора  $\text{H}_2\text{O}_2$  с массовой долей 3 % в щелочной среде раствором красной кровяной соли ( $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ) был получен кислород объемом 560  $\text{cm}^3$  (н.у.). Определите массу израсходованных веществ:

а)  $\text{H}_2\text{O}_2$ ; б)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

552. Сколько граммов  $\text{AgNO}_3$  потребуется для осаждения ионов хлора из 0,01 моль  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ ?

553. Имеется комплексная соль эмпирической формулы  $\text{CrCl}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Составьте координационную формулу комплексного соединения. Вычислите, какой объем 0,1 н. раствора нитрата серебра потребуется для осаждения связанного ионогенно хлора, содержащегося в 100  $\text{cm}^3$  0,1 н. раствора комплексной соли (вся вода связана внутрисферно).

554. Исходя из величин констант нестойкости комплексных ионов  $[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$  и  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ , определите возможны ли в растворах реакции:



555. Подкисленный раствор  $\text{KMnO}_4$  обесцвечивается при реакции с  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Напишите уравнение реакции и докажете присутствие в растворе нового комплексного иона взаимодействием его с  $\text{KI}$  в присутствии  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

## 6. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

### 6.1. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ (ОКИСЛИТЕЛЬНОЕ ЧИСЛО). ОКИСЛЕНИЕ И ВОССТАНОВЛЕНИЕ

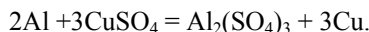
*Степень окисления (о.ч.) элемента в соединении – это электрический заряд данного атома, вызванный смещением валентных электронов к более электроотрицательному атому.*

Для вычисления степени окисления элемента в соединении следует исходить из следующих положений: 1) степень окисления элемента в простых веществах принимается равной нулю; 2) алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, равна нулю; 3) постоянную степень окисления в соединениях проявляют щелочные металлы (+1), металлы главной подгруппы II группы, цинк и кадмий (+2); 4) водород проявляет степень окисления +1 во всех соединениях, кроме гидридов металлов ( $\text{NaNH}_2$ ,  $\text{CaH}_2$  и т.п.), где его степень окисления равна -1; 5) степень окисления кислорода в соединениях равна -2, за исключением пероксидов (-1) и фторида кислорода  $\text{OF}_2$  (+2).

Исходя из сказанного легко, например, установить, что в соединениях  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{NH}_2\text{OH}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{NO}_2$  и  $\text{HNO}_3$  степень окисления азота соответственно равна -3, -2, -1, +1, +2, +3, +4, +5.

*Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – это реакции связанные с передачей электронов, в результате этого изменяется степень окисления одного или нескольких участвующих в реакции элементов. Отдача атомом электронов, сопровождающаяся повышением его степени окисления, называется окислением; присоединение атомом электронов, приводящее к понижению его степени окисления, называется восстановлением.*

Вещество, в состав которого, входит окисляющийся элемент, называется **восстановителем**; вещество, содержащее восстанавливающий элемент, называется **окислителем**:

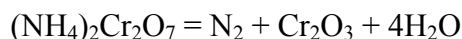


В рассмотренной реакции взаимодействуют два вещества, одно из которых служит окислителем ( $\text{CuSO}_4$ ), а другое – восстановителем (алюминий). Такие реакции относятся к реакциям **межмолекулярного окисления-восстановления**. Реакция



служит примером реакции **самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования)**, в которых функции окислителя и восстановителя выполняет один и тот же элемент. В последней реакции свободная сера (степень окисления 0) выступает одновременно в роли окислителя, восстанавливаясь до степени окисления  $-2$  ( $\text{K}_2\text{S}$ ), и в роли восстановителя, окисляясь до степени окисления  $+4$  ( $\text{K}_2\text{SO}_3$ ). Подобные реакции возможны, если соответствующий элемент находится в исходном соединении в промежуточной степени окисления. Так, в рассмотренном примере степень окисления свободной серы (0) имеет промежуточное значение между возможными максимальной ( $+6$ ) и минимальной ( $-2$ ) степенями окисления этого элемента.

В реакции



восстанавливается хром, понижающий степень окисления от  $+6$  до  $+3$ , а окисляется азот, повышающий степень окисления от  $-3$  до 0. Оба эти элемента входят в состав одного и того же исходного вещества. Реакции такого типа называются реакциями **внутримолекулярного окисления-восстановления**. К ним относятся, в частности, многие реакции термического разложения сложных веществ.

**Пример 107.** Определите степень окисления хлора в  $\text{KClO}_3$ .

*Решение.* Незвестная степень окисления атома хлора в  $\text{KClO}_3$  может быть определена путем следующего рассуждения: в молекулу входит один атом калия со степенью окисления  $+1$  и три атома кислорода, каждый из которых имеет степень окисления  $-2$ , а общий заряд всех атомов кислорода  $-6$ . Для сохранения электронейтральности молекулы атом хлора должен иметь степень окисления  $+5$ .

**Пример 108.** Определите степень окисления хрома в  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

*Решение.* Используя вышеприведенные рассуждения, находим, что на два атома хрома в молекуле  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  приходится 12 положительных зарядов, а на один  $+6$ . Следовательно, окислительное число хрома  $+6$ .

**Пример 109.** Какие окислительно-восстановительные свойства могут проявлять следующие соединения:  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

*Решение.* В  $\text{Na}_2\text{S}$  окислительное число серы  $-2$ , т.е. сера имеет законченную электронную конфигурацию и не способна к присоединению, а способна только к потере электронов. Следовательно,  $\text{Na}_2\text{S}$  в окислительно-восстановительных реакциях проявляет только восстановительные свойства.

В  $\text{S}$  и  $\text{SO}_2$  сера имеет незаконченную конфигурацию внешнего энергетического уровня ( $6\bar{e}$  у  $\text{S}^0$  и  $2\bar{e}$  у  $\text{S}^{+4}$ ). Она способна к присоединению и к потере электронов, т.е. эти соединения могут проявлять окислительные и восстановительные свойства, а также участвовать в реакции диспропорционирования. В  $\text{H}_2\text{SO}_4$  сера имеет высшую положительную степень окисления ( $+6$ ) и не способна отдавать электроны. Следовательно,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  может проявлять только окислительные свойства.

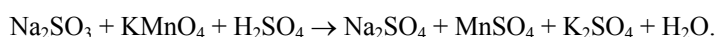
## 6.2. МЕТОДИКА СОСТАВЛЕНИЯ УРАВНЕНИЙ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Используют два метода: электронного баланса и полуреакций (электронно-ионный).

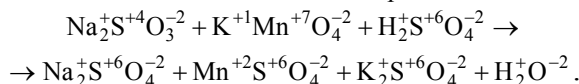
При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций с использованием метода электронного баланса следует:

1. В левой части записать формулы исходных веществ, а в правой – продуктов реакции.

Для удобства и единообразия принято сначала в исходных веществах записать восстановитель, затем окислитель и среду (если это необходимо); в продуктах реакции – сначала продукт окисления восстановителя, продукт восстановления окислителя, а затем другие вещества:



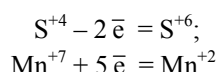
2. Определить окислительные числа элементов до и после реакции:



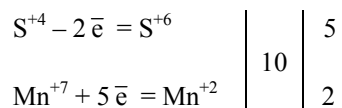
3. Определить окислитель и восстановитель. Сера в  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  повышает свою степень окисления, т.е. теряет электроны, в процессе реакции окисляется, значит  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  – восстановитель.

Марганец в  $\text{KMnO}_4$  понижает свою степень окисления, т.е. присоединяет электроны, в процессе реакции восстанавливается, значит  $\text{KMnO}_4$  – окислитель.

4. Составить электронный баланс, для этого записать в левой части начальное состояние серы и марганца, а в правой – конечное и определить число потерянных  $\text{S}^{+4}$  и принятых  $\text{Mn}^{+7}$  электронов:



Общее число электронов, отданных всеми атомами восстановителя, должно быть равно общему числу электронов, принятых всеми атомами окислителя (общее наименьшее кратное). В данном примере 10 электронов теряют 5 атомов серы и присоединяют 2 атома марганца:

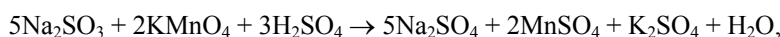


5. Перенести эти коэффициенты в уравнение реакции к окисленным и восстановленным формам восстановителя и окислителя:

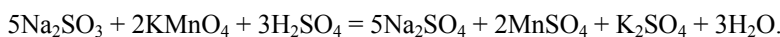


6. Подобрать и расставить коэффициенты для молекул других соединений, участвующих в реакции.

Определив количество кислотных остатков  $\text{SO}_4^{2-}$ , пошедших на солеобразование  $\text{MnSO}_4$  и  $\text{K}_2\text{SO}_4$  (оно равно 3), поставить коэффициент к  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



и по количеству моль-атомов водорода в  $\text{H}_2\text{SO}_4$  определить количество моль  $\text{H}_2\text{O}$ :



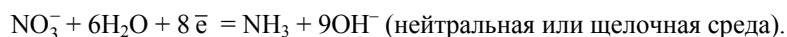
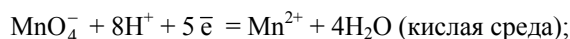
Правильность расстановки коэффициентов проверить по равенству числа атомов кислорода в левой и правой частях уравнения.

При составлении уравнений ОВР с применением метода полуреакций следует:

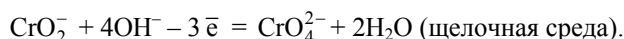
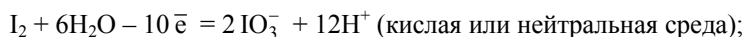
1. Составить схему реакции с указанием исходных веществ и продуктов реакции, найти окислитель и восстановитель.
2. Составить схемы полуреакций окисления и восстановления с указанием исходных и образующихся реально существующих в условиях реакции ионов или молекул.
3. Уравнять число атомов каждого элемента в левой и правой частях полуреакций; при этом следует помнить, что в водных растворах в реакциях могут участвовать молекулы  $\text{H}_2\text{O}$ , ионы  $\text{H}^+$  или  $\text{OH}^-$ .
4. Уравнять суммарное число зарядов в обеих частях каждой полуреакции; для этого прибавить к левой или правой части полуреакции необходимое число электронов.
5. Подобрать множители (основные коэффициенты) для полуреакций так, чтобы число электронов, отдаваемых при окислении, было равно числу электронов, принимаемых при восстановлении.
6. Сложить уравнения полуреакций с учетом найденных основных коэффициентов.
7. Расставить коэффициенты в уравнении реакции.

### Метод полуреакций (электронно-ионный)

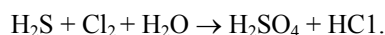
Следует иметь в виду, что в водных растворах связывание избыточного кислорода и присоединение кислорода восстановителем происходят по-разному в кислой, нейтральной и щелочной средах. В кислых растворах избыток кислорода связывается ионами водорода с образованием молекул воды, а в нейтральных и щелочных – молекулами воды с образованием гидроксид-ионов, например:



Присоединение кислорода восстановителем осуществляется в кислой и нейтральной средах за счет молекул воды с образованием ионов водорода, а в щелочной среде – за счет гидроксид-ионов с образованием молекул воды, например:

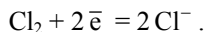


**Пример 110.** Закончите уравнение реакций окисления сероводорода хлорной водой, протекающей по схеме

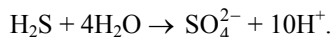


*Решение.* В ходе реакции степень окисления хлора понижается от 0 до -1 ( $\text{Cl}_2$  восстанавливается), а серы – повышается от -2 до +6 ( $\text{S}^{-2}$  окисляется).

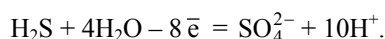
Уравнение полуреакции восстановления хлора



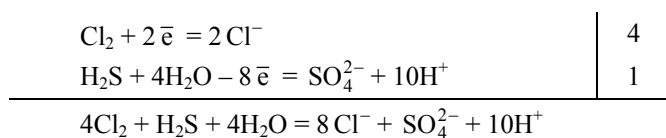
При составлении уравнения полуреакции окисления  $\text{S}^{-2}$  исходим из схемы  $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$ . В ходе этого процесса атом серы связывается с четырьмя атомами кислорода, источником которых служат четыре молекулы воды. При этом образуется восемь ионов  $\text{H}^+$ ; кроме того, два иона  $\text{H}^+$  высвобождаются из молекулы  $\text{H}_2\text{S}$ . Следовательно, всего образуется десять ионов водорода:



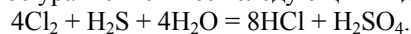
Левая часть схемы содержит только незаряженные частицы, а суммарный заряд ионов в правой части схемы равен +8. Следовательно, имеет место равенство



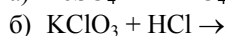
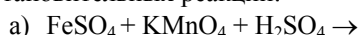
Так как общее число принятых электронов окислителем должно быть равно общему числу отданных электронов восстановителем, надо первое уравнение умножить на 4, а второе – на 1:



В молекулярной форме полученное уравнение имеет следующий вид:

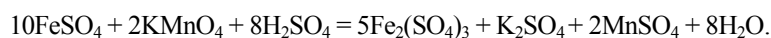
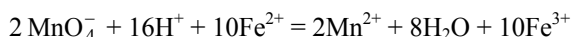
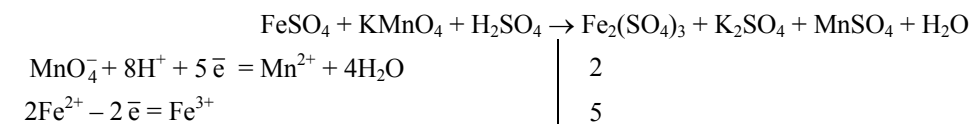


**Пример 111.** Используя метод полуреакций, составьте полные уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций:

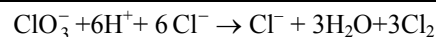
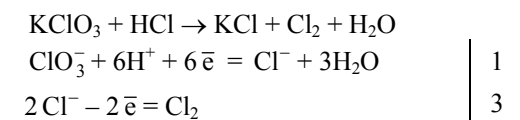


*Решение.*

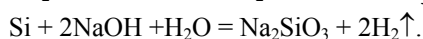
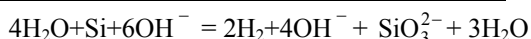
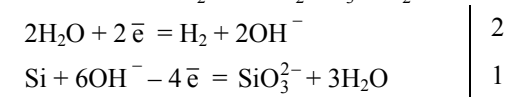
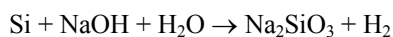
а)  $\text{MnO}_4^-$  – окислитель, восстанавливается в кислой среде до  $\text{Mn}^{2+}$ ;  $\text{Fe}^{2+}$  – восстановитель, окисляется до  $\text{Fe}^{3+}$ .



б)  $\text{ClO}_3^-$  – окислитель, восстанавливается до  $\text{Cl}^-$ ;  $\text{Cl}^-$  – восстановитель, окисляется до  $\text{Cl}_2$ :

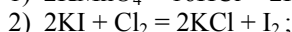


в)  $\text{H}_2\text{O}$  – окислитель, восстанавливается до  $\text{H}_2$ ;  $\text{Si}$  – восстановитель, окисляется в щелочной среде до  $\text{SiO}_3^{2-}$ :



**Пример 112.** Рассчитайте содержание  $\text{KMnO}_4$  ( $\omega$ , %) в техническом продукте, если при действии на него раствором соляной кислоты массой 25 г образуется такое количество хлора, которое способно вытеснить весь иод из раствора, содержащего  $\text{KI}$  массой 83 г.

*Решение.*



$$M(\text{KMnO}_4) = 158 \text{ г/моль}; M(\text{KI}) = 166 \text{ г/моль}.$$

Из уравнений реакций (1), (2) следует, что

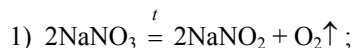
2 моль  $\text{KMnO}_4 \rightarrow 5$  моль  $\text{Cl}_2 \rightarrow 10$  моль  $\text{KI}$ , т.е. 1 моль  $\text{KMnO}_4 \rightarrow 5$  моль  $\text{KI}$ .

$$v(\text{KI}) = 83/166 = 0,5 \text{ моль}.$$

С данным количеством  $\text{KI}$  вступит в реакцию 0,1 моль  $\text{KMnO}_4$  или  $0,1 \cdot 158 = 15,8$  г. Откуда  $\omega = 15,8 \cdot 100/25 = 63,2$  %.

**Пример 113.** При нагревании смеси нитратов натрия и свинца образовался  $\text{PbO}$  массой 22,3 г и выделился газ объемом 6,72  $\text{дм}^3$  (н.у.). Рассчитайте массу смеси исходных веществ.

*Решение.*



$$M(\text{NaNO}_3) = 85 \text{ г/моль}; M(\text{PbO}) = 223 \text{ г/моль};$$

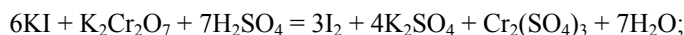
$$M(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 331 \text{ г/моль}.$$

Количество оксида свинца(II) равно  $v = 22,3/223 = 0,1$  моль. Из уравнения реакции (2) следует, что 2 моль  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2$  моль  $\text{PbO}$ , поэтому  $v(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 0,1$  моль или  $0,1 \cdot 331 = 33,1$  г.

Объем газов  $\text{NO}_2$  и  $\text{O}_2$ , выделяющихся по реакции (2) составит 0,25 моль или  $0,25 \cdot 22,4 = 5,6$   $\text{дм}^3$ . Следовательно, по реакции (1) выделится кислород объемом  $6,72 - 5,6 = 1,12$   $\text{дм}^3$ , что составляет  $1,12/22,4 = 0,05$  моль. В состав смеси входит  $\text{NaNO}_3$  в количестве  $0,05 \cdot 2 = 0,10$  моль или  $0,1 \cdot 85 = 8,5$  г. Тогда масса смеси исходных веществ составит  $33,1 + 8,5 = 41,6$  г.

**Пример 114.** К раствору йодида калия в кислой среде добавлено 200  $\text{см}^3$  0,6 н. раствора дихромата калия. Какая масса йода выделилась?

*Решение.*



$$M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 294 \text{ г/моль}; M_3(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 294/6 = 49 \text{ г/моль}.$$

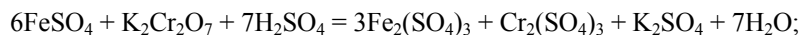
Масса  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  в 200  $\text{см}^3$  0,6 н. раствора равна  $0,649 \cdot 200/1000 = 5,88$  г или  $5,88/294 = 0,02$  моль. Из уравнения реакции следует, что 1 моль  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow 3$  моль  $\text{I}_2$ , тогда из 0,02 моль  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  выделится 0,06 моль  $\text{I}_2$  или  $0,06 \cdot 254 = 15,24$  г.

*Эквивалентная масса окислителя* равна мольной массе окислителя, деленной на число электронов, принимаемых одним молекулой окислителя.

*Эквивалентная масса восстановителя* равна мольной массе восстановителя, деленной на число электронов, потерянных одним молекулой восстановителя.

**Пример 115.** Сколько граммов  $\text{FeSO}_4$  можно окислить в присутствии  $\text{H}_2\text{SO}_4$  с помощью 0,25 н. раствора  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  объемом 100  $\text{см}^3$ ?

*Решение.*



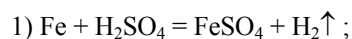
$$M_3(\text{FeSO}_4) = M/1 = 152 \text{ г/моль}.$$

Пусть объем раствора  $\text{FeSO}_4$  равен 100  $\text{см}^3$ , тогда  $n(\text{FeSO}_4) = 100 \cdot 0,25/100 = 0,25$  моль/ $\text{дм}^3$ .

Содержание  $\text{FeSO}_4$  в этом растворе составит  $0,25 \cdot 152 \cdot 100/1000 = 3,8$  г.

**Пример 116.** Навеску руды массой 0,2133 г растворили в серной кислоте без доступа воздуха. Образующийся сульфат железа(II) оттитровали 0,1117 н. раствором  $\text{KMnO}_4$  объемом 17,20  $\text{см}^3$ . Определите содержание железа в руде ( $\omega$ , %).

*Решение.*



$$M_3(\text{Fe}) = 55,85/1 = 55,85 \text{ г/моль.}$$

Массу железа определим по формуле

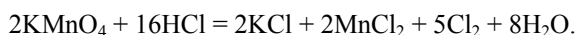
$$m(\text{Fe}) = n(\text{KMnO}_4) \cdot M_3(\text{Fe}) \cdot V(\text{KMnO}_4)/1000 = \\ = 0,1117 \cdot 55,85 \cdot 17,20/1000 = 107,30 \text{ мг,}$$

или

$$\omega = (0,10730/0,2133) \cdot 100 \% = 50,31 \%$$

**Пример 117.** К 500 г раствора хлороводородной кислоты с массовой долей 35 % добавили  $\text{KMnO}_4$  массой 15,8 г. Какой объем (н.у.) займет газ, образовавшийся в реакции, сколько молей и каких веществ находится в окончательном растворе?

*Решение.* Уравнение протекающей реакции



Находим число молей  $\text{KMnO}_4$  и  $\text{HCl}$ :

$$n(\text{KMnO}_4) = m(\text{KMnO}_4)/M(\text{KMnO}_4) = 15,8/158 = 0,1 \text{ моль;}$$

$$n(\text{HCl}) = m(\text{HCl})/M(\text{HCl}) = 500 \cdot 0,35/36,5 = 4,8 \text{ моль.}$$

Из соотношения числа молей  $\text{KMnO}_4$  и  $\text{HCl}$  следует, что  $\text{KMnO}_4$  в недостатке. Тогда согласно уравнению реакции 0,1 моль  $\text{KMnO}_4$  позволит выделить 0,25 моль  $\text{Cl}_2$ . При н.у. 0,25 моль  $\text{Cl}_2$  займет объем  $V(\text{Cl}_2) = 0,25 \cdot 22,4 = 5,6 \text{ дм}^3$ . В окончательном растворе будет находиться 0,1 моль  $\text{KCl}$ , 0,1 моль  $\text{MnCl}_2$  и  $4,8 - 0,8 = 4$  моль  $\text{HCl}$ .

### Задачи

556. Какие вещества могут проявлять только окислительные свойства, только восстановительные свойства, проявляют окислительно-восстановительную двойственность:

- $\text{MnO}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ;
- $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NO}_2$ ;
- $\text{Cr}$ ,  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{KCrO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ;
- $\text{NH}_3$ ,  $\text{KClO}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ?

557. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс – окисления или восстановления – происходит при следующих превращениях:

- $\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}^0$ ,  $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3$ ,  $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^0$ ,  $\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{S}^0$ ;
- $\text{Mn}^{+2} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^0 \rightarrow \text{MnO}_2$ ;
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{+3} \rightarrow \text{Cr}^0$ ,  $\text{ClO}_4^- \rightarrow \text{ClO}^- \rightarrow \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}^0$ .

558. Реакции выражаются схемами:

- $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{PbSO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ .

Расставьте коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях. Укажите окислитель и восстановитель. Какое вещество окисляется, какое восстанавливается?

559. Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить превращения:

а) углерод → карбид кальция → гидроксид кальция → хлорная известь → хлор → хлорат калия → кислород;

б) сероводород → сера → диоксид серы → сернистая кислота → сульфит натрия → сульфат натрия.

560. Какие сложные вещества можно получить, имея в распоряжении:

- кремний, водород, кислород, натрий;
- азот, кислород, серебро и водород? Напишите уравнения реакций и назовите полученные продукты.

561. Напишите химические реакции, которые могут происходить между веществами: алюминием, диоксидом серы, дихроматом калия, щелочью и серной кислотой.

562. Какие химические соединения можно получить, осуществляя реакции между железом, серой и кислородом, а также с продуктами этих реакций? Напишите уравнения и условия протекания реакций.

563. Какую массу твердого дихромата калия надо взять, чтобы приготовить 600 см<sup>3</sup> 0,4 н. раствора для реакций:

- обмена; б) окисления-восстановления?

564. Какую массу кристаллического перманганата калия надо взять для приготовления 500 см<sup>3</sup> 0,04 н. раствора, предназначенного для окислительно-восстановительного титрования в кислой среде?

565. При растворении в горячей концентрационной серной кислоте металла, предварительно полученного восстановлением оксида металла(II) массой 48 г водородом, образовался сульфат металла и выделился газ объемом 13,44 дм<sup>3</sup> (н.у.). Назовите металл.

566. Определите массу дихромата калия и объем раствора HCl с массовой долей 37 % ( $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$ ), необходимые для получения хлора, способного вытеснить весь бром из 266,4 см<sup>3</sup> раствора бромида калия с массовой долей 40 % ( $\rho = 1,34 \text{ г/см}^3$ ).

567. К 400 см<sup>3</sup> 0,8 н. раствора сульфата железа(II), приготовленного из расчета его обменного эквивалента, добавлено 1600 см<sup>3</sup> воды. Определите эквивалентную концентрацию сульфата железа(II), как восстановителя, в полученном растворе.

568. На титрование 40 см<sup>3</sup> раствора нитрита калия в кислой среде израсходовано 32 см<sup>3</sup> 0,5 н. раствора перманганата калия. Вычислите эквивалентную концентрацию и титр раствора нитрита калия.

569. Какая масса сульфата железа(II) содержится в растворе, если при его окислении перманганатом калия в кислой среде получено 100 см<sup>3</sup> 0,5 н. раствора сульфата железа(III)?

570. При окислении в кислой среде 20 см<sup>3</sup> раствора сульфита натрия потребовалось 16,8 см<sup>3</sup> 0,5 н. раствора перманганата калия. Определите массу сульфита натрия в исходном растворе.

571. Смесь оксидов железа(II и III) массой 8,0 г растворили в избытке серной кислоты. Для реакции с полученным раствором затратили KMnO<sub>4</sub> ( $\omega = 5 \%$ ) массой 31,6 г. Определите состав смеси ( $\omega, \%$ ).

572. При нагревании KClO<sub>3</sub> часть ее разлагается с выделением кислорода, а часть с образованием перхлората и хлорида калия. Определите массу и состав остатка, если при нагревании KClO<sub>3</sub> массой 44,1 г выделился кислород массой 9,6 г.

573. Колба с хлорной водой массой 250 г выставлена на солнечный свет. Выделившийся газ собран, его объем оказался равным 0,112 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите массовую долю ( $\omega, \%$ ) исходного раствора хлора.

574. Определите массу бромной воды, которая необходима для окисления сульфата железа(II) массой 15,2 г в сернокислом растворе, если при 20 °C в воде массой 100,0 г растворится бром массой 3,6 г?

575. При растворении стали, массой 3 г содержащей серу в виде сульфида, образовавшейся сероводород отогнали и поглотили раствором иода. Определите содержание серы в стали ( $\omega, \%$ ), если с H<sub>2</sub>S прореагировало 15 см<sup>3</sup> 0,01 М раствора J<sub>2</sub>.

576. Газ, полученный при сжигании сероводорода в избытке кислорода, прореагировал с 250 см<sup>3</sup> раствора гидроксида натрия с массовой долей 25 % ( $\rho = 1,28 \text{ г/см}^3$ ) с образованием кислой соли. Рассчитайте объем израсходованного сероводорода.

577. Пропускают хлор через горячий раствор KOH, по окончании реакции выпаривают воду, твердый осадок смешивают с MnO<sub>2</sub> и прокаливают. Наблюдают выделение газа. Определите плотность этого газа по метану.

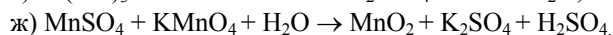
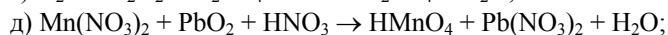
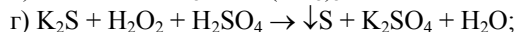
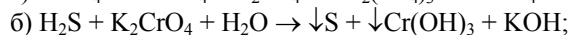
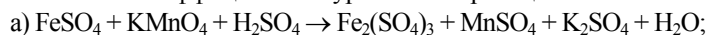
578. Для реакции между FeCl<sub>3</sub> и K<sub>2</sub>S взято соли железа в количестве 0,4 моль. Определите массу (г) выпавшей в осадок смеси FeS и простого вещества.

579. Определите количество (моль) KClO<sub>3</sub>, необходимого для получения кислорода в объеме, достаточном для окисления аммиака объемом 26,88 дм<sup>3</sup> (н.у.) в присутствии катализатора.

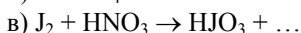
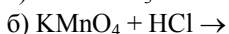
580. Растворяют железо массой 44,8 г в разбавленной серной кислоте, добавляют избыток H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> и в конечном растворе получается соль. Определите ее массу (г).

581. При взаимодействии KBr массой 83,3 г с концентрированной серной кислотой образуется SO<sub>2</sub> и Br<sub>2</sub>. Определите объем брома (см<sup>3</sup>), если плотность его равна 3,12 г/см<sup>3</sup>.

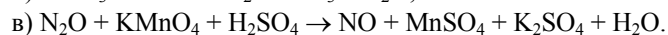
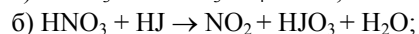
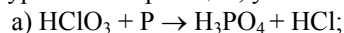
582. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



583. Дайте определение понятиям «окислитель», «восстановитель». Напишите правые части уравнений реакций, если известны их левые части (коэффициенты расставьте методом электронного баланса):



584. К нижеприведенным реакциям составьте электронный баланс, используя который расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, укажите окислитель и восстановитель:



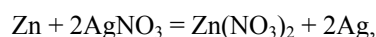


### 6.3. ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

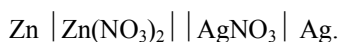
Если окислительно-восстановительную реакцию осуществить так, чтобы процессы окисления и восстановления были пространственно разделены, и создать возможность перехода электронов от восстановителя к окислителю по проводнику (внешней цепи), то во внешней цепи возникнет направленное перемещение электронов – электрический ток. При этом энергия химической окислительно-восстановительной реакции превращается в электрическую энергию. Устройства, в которых происходит такое превращение, называются химическими источниками электрической энергии или *гальваническими элементами*.

Всякий гальванический элемент состоит из двух электродов – металлов, погруженных в растворы электролитов; последние сообщаются друг с другом, обычно, через пористую перегородку. Электрод, на котором в ходе реакции происходит процесс окисления, называется *анодом*; электрод, на котором осуществляется восстановление, называется *катодом*.

При схематическом изображении гальванического элемента граница раздела между металлом и раствором обозначается вертикальной чертой, граница между растворами электролитов – двойной вертикальной чертой. Например, схема гальванического элемента, в основе работы которого лежит реакция



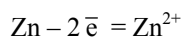
изображается следующим образом:



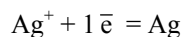
Эта же схема может быть изображена в ионной форме:



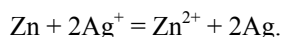
В данном случае металлические электроды непосредственно участвуют в происходящей реакции. На аноде цинк окисляется



и в форме ионов переходит в раствор, а на катоде серебро восстанавливается



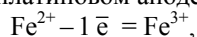
и в виде металла осаждается на электроде. Складывая уравнения электродных процессов (с учетом числа принимаемых и отдаваемых электронов), получаем суммарное уравнение реакции:



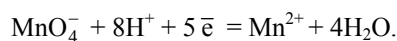
В других случаях металл электрода не претерпевает изменений в ходе электронного процесса, а участвует лишь в передаче электронов от восстановленной формы вещества к его окисленной форме. Так, в гальваническом элементе



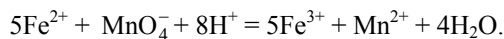
роль инертных электронов играет платина. На платиновом аноде окисляется железо(II):



а на платиновом катоде восстанавливается марганец(VII):



Умножив первое из этих уравнений на пять и сложив со вторым, получаем суммарное уравнение протекающей реакции:



Максимальное напряжение гальванического элемента, отвечающее обратимому протеканию происходящей в нем реакции, называется *электродвижущей силой E* (э.д.с.) элемента. Если реакция осуществляется в стандартных условиях ( $c = 1$  моль/дм<sup>3</sup>,  $t = 25$  °C,  $P = 1$  атм =  $10^5$  Па = 760 мм рт. ст.), то наблюдаемая при этом э.д.с. называется *стандартной электродвижущей силой E<sup>0</sup>* данного элемента. Э.д.с. гальванического элемента может быть представлена как разность двух *электродных потенциалов* φ, каждый из которых отвечает полуреакции, протекающей на одном из электродов:

$$\text{э.д.с.} = \varphi_{\text{ок-ля}} - \varphi_{\text{вос-ля}}. \quad (6.3.1)$$

Так, для рассмотренного выше серебряно-цинкового элемента э.д.с. выражается разностью

$$\text{э.д.с.} = \varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} - \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}},$$

где  $\varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}$  и  $\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$  – потенциалы, отвечающие электродным процессам, происходящим соответственно на серебряном и цинковом электродах. При вычислении электродвижущей силы меньший (в алгебраическом смысле) электродный потенциал вычитается из большего.

Значения стандартных электродных потенциалов представлены в табл. 11.

### 11. Стандартные электродные потенциалы в водных растворах при 25 °С

Реакция	$\varphi^\circ$ , В	Реакция	$\varphi^\circ$ , В
$\text{K}^+ + \bar{e} = \text{K}$	-2,92	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}$	-0,44
$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ba}$	-2,91	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cd}$	-0,40
$\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$	-2,71	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$	-0,25
$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}$	-2,36	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$	-0,13
$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}$	-1,66	$\text{H}^+ + \bar{e} = \frac{1}{2}\text{H}_2$	0,00
$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mn}$	-1,18	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	0,34
$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,76	$\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$	0,80
$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	-0,74	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Hg}$	0,85

**Пример 118.** Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите э.д.с. магниево-цинкового гальванического элемента, в котором  $[\text{Mg}^{2+}] = [\text{Zn}^{2+}] = 1$  моль/дм<sup>3</sup>. Какой металл является анодом, какой катодом?

*Решение.* Схема данного гальванического элемента



Магний имеет меньший потенциал (-2,37 В) и является анодом, на котором протекает окислительный процесс  $\text{Mg}^\circ - 2\bar{e} \rightarrow \text{Mg}^{2+}$ . Цинк, потенциал которого -0,76 В – катод, т.е. электрод на котором протекает восстановительный процесс  $\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^\circ$ . Уравнение окислительно-восстановительной реакции, которая лежит в основе работы данного гальванического элемента, можно получить, сложив электронные уравнения анодного и катодного процессов  $\text{Mg} + \text{Zn}^{2+} = \text{Mg}^{2+} + \text{Zn}$ . Для определения э.д.с. гальванического элемента из потенциала катода следует вычесть потенциал анода. Так как концентрация ионов в растворе равна 1 г-ион/дм<sup>3</sup>, то э.д.с. элемента равна разности стандартных электродных потенциалов двух его электродов.

Поэтому э.д.с. =  $\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^\circ - \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^\circ = -0,76 - (-2,37) = 1,61$  В.

**Пример 119.** Гальванический элемент состоит из металлического цинка, погруженного в 0,1 М раствор нитрата цинка, и металлического свинца, погруженного в 0,02 М раствор нитрата свинца. Вычислите э.д.с. элемента, напишите уравнения электродных процессов, составьте схему элемента.

*Решение.* Чтобы определить э.д.с. элемента, необходимо вычислить электродные потенциалы. Для этого находим значения стандартных электродных потенциалов систем  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  (-0,76 В) и  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$  (-0,13 В), а затем рассчитываем значения  $\varphi$  по уравнению Нернста:

$$\varphi = \varphi^\circ + (0,059/n) \lg c, \quad (6.3.2)$$

где  $\varphi^\circ$  – стандартный электродный потенциал;  $n$  – число электронов, принимающих участие в процессе;  $c$  – концентрация (при точных вычислениях – активность) гидратированных ионов металла в растворе, моль/дм<sup>3</sup>, т.е.:

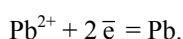
$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 0,1 = -0,76 + 0,030(-1) = -0,79 \text{ В};$$

$$\varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0,13 + \frac{0,059}{2} \lg 0,02 = -0,13 + 0,030(-1,7) = -0,18 \text{ В}.$$

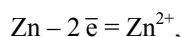
Находим э.д.с. ( $E$ ) элемента:

$$E = \varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} - \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,18 - (-0,79) = 0,61 \text{ В}.$$

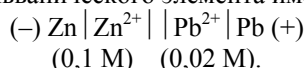
Поскольку  $\varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} > \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$ , то на свинцовом электроде будет происходить восстановление, т.е. он будет служить катодом:



На цинковом электроде будет протекать процесс окисления



т.е. этот электрод будет анодом. Схема гальванического элемента имеет следующий вид:



**Пример 120.** Определите э.д.с. гальванического элемента  $\text{Ag} | \text{AgNO}_3(0,001\text{M}) || \text{AgNO}_3(0,1\text{M}) | \text{Ag}$ . В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи при работе этого элемента?

*Решение.* Стандартный электродный потенциал системы  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  равен 0,80 В. Обозначив потенциал левого электрода через  $\varphi_1$ , а правого через  $\varphi_2$ , находим:

$$\varphi_1 = 0,80 + 0,059 \lg 0,001 = 0,80 + 0,059(-3) = 0,62 \text{ В};$$

$$\varphi_2 = 0,80 + 0,059 \lg 0,1 = 0,80 - 0,059(-1) = 0,74 \text{ В}.$$

Вычисляем э.д.с. элемента:

$$\text{э.д.с.} = \varphi_2 - \varphi_1 = 0,74 - 0,62 = 0,12 \text{ В}.$$

Поскольку  $\varphi_1 < \varphi_2$ , то левый электрод будет служить отрицательным полюсом элемента и электроны перемещаются во внешней цепи от левого электрода к правому.

**Пример 121.** Стандартный электродный потенциал никеля больше, чем кобальта. Изменится ли это соотношение, если измерить потенциал никеля в растворе его ионов с концентрацией 0,001 моль/дм<sup>3</sup>, а потенциалы кобальта – в растворе с концентрацией 0,1 моль/дм<sup>3</sup>?

*Решение.* Стандартные электродные потенциалы для никеля и кобальта соответственно равны –0,25 и –0,27 В. Определим электродные потенциалы этих металлов при данных в условии концентрациях по уравнению Нернста:

$$\varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,25 + (0,059/2) \lg 10^{-3} = -0,339 \text{ В};$$

$$\varphi_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}} = -0,277 + (0,059/2) \lg 10^{-1} = -0,307 \text{ В}.$$

Таким образом, при изменившейся концентрации потенциал кобальта стал больше потенциала никеля.

**Пример 122.** Магниевую пластинку опустили в раствор его соли. При этом электродный потенциал магния оказался равным –2,41 В. Вычислите концентрацию ионов магния (моль/дм<sup>3</sup>).

*Решение.* Подобные задачи также решаются на основании уравнения Нернста (см. пример 6.3.2):

$$-2,41 = -2,37 + (0,059/2) \cdot \lg c;$$

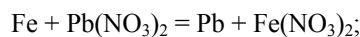
$$-0,04 = 0,0295 \cdot \lg c;$$

$$\lg c = -0,04/0,0295 = -1,3559 = 2,6441;$$

$$c(\text{Mg}^{2+}) = 4,4 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3.$$

**Пример 123.** После погружения железной пластинки массой 8 г в раствор нитрата свинца(II) объемом 50 см<sup>3</sup> ( $\rho = 1,23 \text{ г/см}^3$ ) с массовой долей 15 % масса соли уменьшилась втрое. Какой стала масса пластинки?

*Решение.*



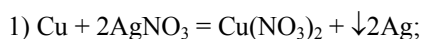
$$M(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 331 \text{ г/моль}; \quad M(\text{Pb}) = 207 \text{ г/моль}; \quad M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}.$$

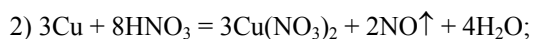
Количество нитрата свинца(II) составит  $0,15 \cdot 50 \cdot 1,23/331 = 0,0278$  моль. По условию задачи масса железной пластинки уменьшилась втрое, т.е. концентрация  $\text{Pb}^{2+}$  составит  $0,0278/3 = 0,0092$  моль-ионов, а перешло на пластинку  $0,0278 - 0,0092 = 0,0186$  моль-ионов или  $0,0186 \cdot 207 = 3,85$  г.

Перешло в раствор  $\text{Fe}^{2+}$ -ионов соответственно  $0,0186 \cdot 56 = 1,04$  г. Следовательно, масса пластинки будет равна  $8,00 - 1,04 + 3,85 = 10,81$  г.

**Пример 124.** Медный стержень массой 422,4 г выдержали в растворе нитрата серебра, после чего его масса составила 513,6 г. Рассчитайте объем израсходованного раствора азотной кислоты ( $\rho = 1,20 \text{ г/см}^3$ ) с массовой долей 32 %, необходимый для растворения медного стержня после выдерживания его в растворе нитрата серебра.

*Решение.*





$$M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}; \quad M(\text{Ag}) = 108 \text{ г/моль}; \quad M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль}.$$

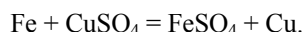
Масса выделенного по реакции (1) серебра составит  $513,6 - 422,4 = 91,2$  г или  $91,2/108 = 0,85$  моль. Следовательно, в раствор перейдет согласно реакции (1)  $0,85/2 = 0,425$  моль  $\text{Cu}^{2+}$  или  $0,425 \cdot 64 = 27,2$  г.

В растворе останется меди  $422,4 - 27,2 = 395,2$  г или  $395,2/64 = 6,18$  моль. На растворение данного количества меди по реакции (2) потребуется  $8 \cdot 6,18/3 = 16,475$  моль  $\text{HNO}_3$ . По реакции (3) на растворение  $0,85$  моль серебра потребуется  $4 \cdot 0,85/3 = 1,13$  моль  $\text{HNO}_3$ .

Всего на растворение меди и серебра потребуется  $16,475 + 1,130 = 17,605$  моль или  $17,605 \cdot 63 = 1109,12$  г  $\text{HNO}_3$ . В расчете на раствор данной концентрации масса раствора кислоты составит  $1109,12 \cdot 100/32 = 3466,00$  г. Объем кислоты равен  $3466,00/1,20 = 2888,3 \text{ см}^3$ .

**Пример 125.** Железную пластинку массой 15 г опустили в раствор сульфата меди ( $\omega = 8\%$ ) массой 100 г. Через некоторое время пластинку вынули, промыли и высушили. Масса пластинки оказалась равной 15,3 г. Определите концентрацию ( $\omega, \%$ ) веществ в образовавшемся после реакции растворе.

*Решение.* Железо более активный металл и поэтому вытесняет медь из сульфата меди:



Образующаяся медь оседает на железной пластинке, которая становится тяжелее, поскольку атомная масса меди больше, чем атомная масса железа. При растворении 1 моль железа (56 г) масса пластинки увеличилась бы на  $64 - 56 = 8$  г.

По условию задачи масса пластинки увеличилась на 0,3 г. Можно составить пропорцию:

$$56 \text{ г Fe} - \Delta m = 8 \text{ г}$$

$$x \text{ г Fe} - \Delta m = 0,3 \text{ г}.$$

Масса железа, вступившего в реакцию, равна  $0,3 \cdot 56/8 = 2,1$  г, а число молей железа  $2,1/56 = 0,0375$  моль. Поскольку все вещества в данной реакции реагируют и получаются в равных количествах (по числу молей), то

$$n(\text{CuSO}_{4(\text{реагир})}) = n(\text{FeSO}_{4(\text{образ})}) = 0,0375 \text{ моль}.$$

Найдем массу  $\text{CuSO}_4$  в исходном и в конечном растворах:

$$m(\text{CuSO}_{4(\text{исх})}) = 100 \cdot 0,08 = 8 \text{ г}; \quad m(\text{CuSO}_{4(\text{кон})}) = 8 - 0,0375 \cdot 160 = 2 \text{ г}.$$

Найдем массу  $\text{FeSO}_4$  в конечном растворе:

$$m(\text{FeSO}_{4(\text{кон})}) = 0,0375 \cdot 152 = 5,7 \text{ г}.$$

Масса конечного раствора меньше массы исходного раствора на величину изменения массы пластинки (закон сохранения массы веществ) и равна 99,7 г. Далее определяем концентрации солей в образовавшемся растворе:

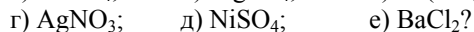
$$\omega(\text{CuSO}_4) = 2 \cdot 100/99,7 = 2,01\%; \quad \omega(\text{FeSO}_4) = 5,7 \cdot 100/99,7 = 5,72\%.$$

### Задачи

Для решения задач данного раздела использовать значения величин  $\varphi_0$  из табл. 11.

585. Какие внешние изменения будут наблюдаться, если в три пробирки с раствором медного купороса внести соответственно небольшие кусочки металлического алюминия, свинца, серебра?

586. Увеличится, уменьшится или останется без изменения масса цинковой пластинки при взаимодействии ее с растворами:



Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

587. При какой концентрации ионов  $\text{Zn}^{2+}$  (моль/дм<sup>3</sup>) потенциал цинкового электрода будет на 0,015 В меньше его стандартного электродного потенциала?

588. При какой концентрации ионов  $\text{Cr}^{3+}$  (моль/дм<sup>3</sup>) значение потенциала хромового электрода становится равным стандартному потенциалу цинкового электрода?

589. Марганцевый электрод в растворе его соли имеет потенциал  $-1,23$  В. Вычислите концентрацию (моль/дм<sup>3</sup>) ионов  $\text{Mn}^{2+}$ .

590. Рассчитайте электродные потенциалы магния в растворе хлорида магния при концентрациях (моль/дм<sup>3</sup>):

а) 0,1;    б) 0,01;    в) 0,001.

591. При какой концентрации ионов  $\text{Cu}^{2+}$  (моль/дм<sup>3</sup>) значение потенциала медного электрода становится равным стандартному потенциалу водородного электрода?

592. Цинковая пластинка массой 10,0 г опущена в раствор сульфата меди(II). После окончания реакции пластинка имела массу 9,9 г. Объясните изменение массы пластинки и определите массу сульфата меди(II), вступившей в реакцию.

593. После того как железную пластинку выдержали в растворе сульфата меди(II), ее масса изменилась на 1,54 г. Определите объем раствора азотной кислоты ( $\rho = 1,50 \text{ г/см}^3$ ) с массовой долей 96 %, необходимый для снятия меди с пластинки.

594. Масса железного стержня после выдерживания в растворе нитрата меди(II) увеличилась на 1,6 г и составила 23,2 г. Рассчитайте массу растворившегося железа, а также массу меди, выделившаяся после реакции.

595. Какая масса технического железа, содержащего 18 % примесей, потребуется для вытеснения из раствора сульфата никеля(II) никеля массой 7,42 г.

596. В раствор нитрата серебра опущена медная пластинка массой 28,00 г. По окончании реакции масса пластинки оказалась равной 32,52 г. Определите массу нитрата серебра в растворе.

597. Из каких полуэлементов следует составить гальванический элемент с целью получения максимальной э.д.с.:

а)  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  и  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$ ; б)  $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}$  и  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ ; в)  $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$  и  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$ ?

598. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите э.д.с. медно-кадмиевого гальванического элемента, в котором  $[\text{Cd}^{2+}] = 0,80 \text{ моль/дм}^3$ , а  $[\text{Cu}^{2+}] = 0,01 \text{ моль/дм}^3$ .

599. Какой гальванический элемент называется концентрационным? Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите э.д.с. гальванического элемента, в котором серебряные электроды опущены в 0,01 н и 0,1 н растворы нитрата серебра.

600. При каком условии будет работать гальванический элемент, электроды которого сделаны из одного и того же металла? Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите э.д.с. гальванического элемента, в котором никелевые электроды опущены в 0,002 н и 0,02 н растворы сульфата никеля.

601. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите э.д.с. гальванического элемента, состоящего из свинцовой и магниевой пластин, опущенных в растворы солей с концентрацией  $[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Mg}^{2+}] = 0,01 \text{ моль/дм}^3$ . Изменится ли э.д.с. этого элемента, если концентрацию каждого из ионов увеличить в одинаковое число раз?

602. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите э.д.с. гальванического элемента, состоящего из пластин кадмия и магния, опущенных в растворы своих солей с концентрацией  $[\text{Cd}^{2+}] = [\text{Mg}^{2+}] = 1 \text{ моль/дм}^3$ . Изменится ли значение э.д.с., если концентрацию каждого из ионов понизить до 0,01 моль/дм<sup>3</sup>?

603. Составьте схему работы гальванического элемента, образованного железом и свинцом, погруженными в 0,005 М растворы их солей. Рассчитайте э.д.с. этого элемента.

604. Вычислите э.д.с. гальванического элемента, образованного магнием и цинком, погруженными в растворы их солей концентраций  $1,8 \cdot 10^{-5}$  и  $2,5 \cdot 10^{-2}$  моль/дм<sup>3</sup> соответственно и сравните с э.д.с. гальванического элемента, состоящего из магниевой и цинковых пластин, опущенных в растворы солей с концентрацией  $[\text{Mg}^{2+}] = [\text{Zn}^{2+}] = 1 \text{ моль/дм}^3$ .

605. Какие химические процессы протекают на электродах при зарядке и разрядке железо-никелевого аккумулятора?

606. Какие химические процессы протекают на электродах при зарядке и разрядке свинцового аккумулятора?

607. Гальванический элемент состоит из серебряного электрода, погруженного в 1 М раствор нитрата серебра и стандартного водородного электрода. Напишите уравнения электродных процессов и суммарной реакции, происходящей при работе гальванического элемента.

608. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов двух гальванических элементов, в одном из которых никель является катодом, а в другом – анодом.

609. Чтобы посеребрить медную пластину массой 10 г, ее опустили в раствор нитрата серебра ( $\omega = 20 \%$ ) массой 250 г. Когда пластину вынули, оказалось, что масса нитрата серебра в растворе уменьшилась на 20 %. Какой стала масса посеребряной пластинки, и какова концентрация оставшегося раствора нитрата серебра.

610. Железную пластинку массой 10 г опустили в раствор ( $\omega = 4 \%$ ) нитрата серебра. Через некоторое время пластинку вынули, промыли и высушили. Масса пластинки оказалась равной 12,4 г, а концентрация нитрата серебра в растворе уменьшилась в 4 раза. Определите массу (г) исходного раствора.

611. К раствору ( $\omega = 5 \%$ ) хлорида меди(II) массой 200 г добавили цинковую пластинку. Пластинка растворилась полностью. Концентрация раствора хлорида меди уменьшилась в 5 раз. Определите массу (г) растворенной цинковой пластинки.

612. К раствору ( $\omega = 7 \%$ ) сульфата меди(II) массой 300 г добавили тонко измельченного цинка массой 4 г. Определите концентрацию ( $\omega, \%$ ) веществ в полученном растворе.

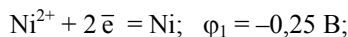
613. Как изменится масса (г) медной пластинки после ее внесения в раствор ( $\omega = 4 \%$ ,  $\rho = 1,063 \text{ г/см}^3$ ) нитрата серебра объемом 200 см<sup>3</sup>?

## 6.4. ЭЛЕКТРОЛИЗ

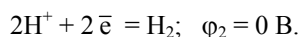
*Электролизом называется совокупность процессов, протекающих при прохождении постоянного электрического тока через систему, состоящую из двух электродов и расплава или раствора электролита.*

Электрод, на котором при электролизе происходит восстановление, называется катодом, а электрод, на котором осуществляется процесс окисления, – анодом.

Если система, в которой проводят электролиз, содержит различные окислители, то на катоде будет восстанавливаться наиболее активный из них, т.е. окисленная форма той электрохимической системы, которой отвечает наибольшее значение электродного потенциала. Так, при электролизе кислого водного раствора соли никеля при стандартных концентрациях ионов  $[H^+] = [Ni^{2+}] = 1 \text{ моль/дм}^3$  возможно восстановление как иона никеля:



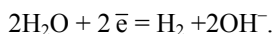
так и иона водорода:



Но поскольку  $\varphi_1 < \varphi_2$ , то в этих условиях на катоде будет выделяться водород.

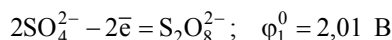
Иным будет катодный процесс при электролизе нейтрального водного раствора соли никеля при  $[H^+] = 10^{-7} \text{ моль/дм}^3$ . Здесь потенциал водородного электрода  $\varphi_3 = -0,41 \text{ В}$ . В этом случае при концентрации иона никеля ( $1 \text{ моль/дм}^3$ )  $\varphi_1 > \varphi_3$  на катоде будет выделяться и никель.

Как показывает рассмотренный пример, при электролизе водных растворов солей, реакция которых близка к нейтральной, на катоде восстанавливаются те металлы, электродные потенциалы которых значительно положительнее, чем  $-0,41 \text{ В}$ . Если потенциал металла значительно отрицательнее, чем  $-0,41 \text{ В}$ , то на катоде будет выделяться водород по схеме

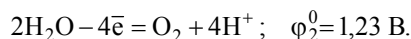


При значениях электродного потенциала металла, близких к  $-0,41 \text{ В}$ , возможно, в зависимости от концентрации соли металла и условий электролиза, как восстановление металла, так и выделение водорода (или совместное протекание обоих процессов).

Аналогично при наличии в системе, подвергающейся электролизу, нескольких восстановителей, на аноде будет окисляться наиболее активный из них, т.е. восстановленная форма той электрохимической системы, которая характеризуется наименьшим значением электродного потенциала. Так, при электролизе водного раствора сульфата меди с инертными электродами на аноде может окисляться как сульфат-ион:

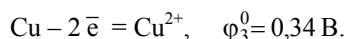


так и вода:



Поскольку  $\varphi_2^0 \ll \varphi_1^0$ , то в данном случае будет осуществляться второй из возможных процессов, и на аноде будет выделяться кислород.

Однако при замене инертного электрода медным становится возможным протекание еще одного окислительного процесса – анодного растворения меди:

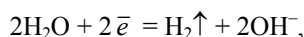


Этот процесс характеризуется более низким значением электродного потенциала, чем остальные возможные анодные процессы ( $\varphi_3^0 \ll \varphi_1^0$  и  $\varphi_3^0 \ll \varphi_2^0$ ). Поэтому при указанных условиях на аноде будет происходить окисление меди.

При электролизе водных растворов нитратов, перхлоратов и фосфатов, как и в случае сульфатов, на инертном аноде обычно происходит окисление воды с образованием свободного кислорода.

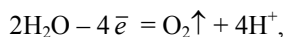
**Пример 126.** Напишите уравнения процессов, происходящих при электролизе водного раствора сульфата натрия с инертным анодом.

*Решение.* Стандартный электродный потенциал системы  $Na^+ + \bar{e} = Na$  ( $-2,71 \text{ В}$ ) значительно отрицательнее потенциала водородного электрода в нейтральной водной среде ( $-0,41 \text{ В}$ ). Поэтому на катоде будет происходить электрохимическое восстановление воды, сопровождающееся выделением водорода:



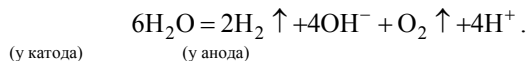
а ионы  $\text{Na}^+$ , приходящие к катоду, будут накапливаться в прилегающей к нему части раствора (катодное пространство).

На аноде будет происходить электрохимическое окисление воды, приводящее к выделению кислорода:

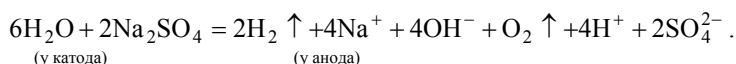


поскольку отвечающий этой системе стандартный электродный потенциал (1,23 В) значительно ниже, чем стандартный электродный потенциал (2,01 В), характеризующий систему  $2\text{SO}_4^{2-} - 2\bar{e} = \text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ . Ионы  $\text{SO}_4^{2-}$ , движущиеся при электролизе к аноду, будут накапливаться в анодном пространстве.

Умножая уравнение катодного процесса на два и складывая его с уравнением анодного процесса, получаем суммарное уравнение процесса электролиза:



Приняв во внимание, что одновременно происходит накопление ионов  $\text{Na}^+$  в катодном пространстве и ионов  $\text{SO}_4^{2-}$  в анодном пространстве, суммарное уравнение процесса можно записать в следующей форме:



Таким образом, одновременно с выделением водорода и кислорода образуется гидроксид натрия (в катодном пространстве) и серная кислота (в анодном пространстве).

Количественная характеристика процессов электролиза определяется законами, установленными Фарадеем. Им можно дать следующую общую формулировку: *масса электролита, подвергаясь превращению при электролизе, а также масса образующихся на электродах веществ прямопропорциональна количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита, и эквивалентным массам соответствующих веществ.*

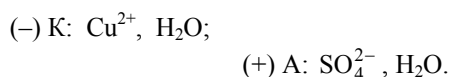
Закон Фарадея выражается следующей формулой:

$$m = M_3 It / F, \quad (6.4.1)$$

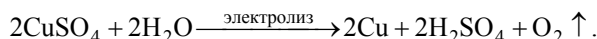
где  $m$  – масса образовавшегося на электродах или подвергшегося превращению вещества, г;  $M_3$  – его эквивалентная масса, г/моль;  $I$  – сила тока, А (ампер);  $t$  – время, с;  $F$  – число Фарадея (96 500 Кл/моль), т.е. количество электричества, необходимое для осуществления электрохимического превращения одного эквивалента вещества.

**Пример 127.** Напишите электронные уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе водного раствора сульфата меди(II). Какая масса меди выделится на катоде и какой объем кислорода выделится на аноде в течение 1 часа и силе тока равной 4 А?

*Решение.* Электролиз раствора сульфата меди(II):



Катионы металлов ( $\text{Cu}^{2+} - \text{Au}^{3+}$ ), имеющие большое значение  $\varphi^0$ , при электролизе полностью восстанавливаются. Следовательно, на катоде:  $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}^0$ ; на аноде окисляются молекулы воды  $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+$ , так как кислородсодержащие анионы окисляются труднее. Общее уравнение



Эквивалентная масса меди(II) равна  $63,54/2 = 31,77$  г/моль. Согласно формуле (6.4.1) и условию задачи, получим

$$m(\text{Cu}) = 31,77 \cdot 4 \cdot 3600 / 96\,500 = 4,74 \text{ г.}$$

Для вычисления объема кислорода, который выделяется на аноде, отношение  $m / M_3$  заменяем отношением  $V_{\text{O}_2} / V_3(\text{O}_2)$ , где  $V_{\text{O}_2}$  – объем кислорода,  $\text{дм}^3$ ;  $V_3(\text{O}_2)$  – эквивалентный объем кислорода,  $5,6 \text{ дм}^3$ . Тогда

$$V_{\text{O}_2} = V_3(\text{O}_2) It / 96\,500 = 5,6 \cdot 4 \cdot 3600 / 96\,500 = 0,84 \text{ дм}^3.$$

**Пример 128.** При пропускании тока через последовательно включенные электролизеры с растворами  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{ZnCl}_2$  в первом электролизере на катоде выделилось 1,118 г металлического серебра. Определите массу меди и цинка, выделившихся во втором и третьем электролизерах.

*Решение.* Если через последовательно соединенные электролизеры пропустить одно и то же количество электричества, то на электродах выделяются эквивалентные количества веществ:

$$v(\text{Cu}) = v(\text{Zn}) = v(\text{Ag}) = m(\text{Ag}) / M_3(\text{Ag}) = 1,118/108 = 0,0103 \text{ моль};$$

$$m(\text{Cu}) = \nu(\text{Cu}) \cdot M_3(\text{Cu}) = 0,0103 \cdot 32 = 0,331 \text{ г};$$

$$m(\text{Zn}) = \nu(\text{Zn}) \cdot M_3(\text{Zn}) = 0,0103 \cdot 32,5 = 0,339 \text{ г}.$$

**Пример 129.** При электролизе раствора  $\text{ZnSO}_4$  на катоде выделилось 0,1200 г цинка за 768 с. Какую силу тока необходимо было поддерживать при электролизе, если выход по току составил 90 %?

*Решение.* Выход по току

$$\eta = (m_{\text{пр}} / m_{\text{теор}}) \cdot 100 \% ; \quad (6.4.2)$$

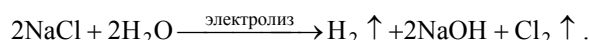
$$m_{\text{теор}} = (m_{\text{пр}} / \eta) 100 = 0,1200 / 0,9 = 0,1333 \text{ г}.$$

Из уравнения (6.4.1.) находим силу тока:

$$I = m(\text{Zn}) \cdot 96500 / 32,5 \cdot 768 = 0,523 \text{ А}.$$

**Пример 130.** При электролизе водного раствора хлорида натрия ( $\omega = 20\%$ ) массой 500 г выделился водород объемом 1,12 дм<sup>3</sup> (н.у.). Найдите массы электролитов в растворе после электролиза.

*Решение.* Уравнение электролиза водного раствора хлорида натрия



Масса хлорида натрия равна  $m = 500 \cdot 0,2 = 100$  г. Согласно формуле (6.4.1), имеем

$$V(\text{H}_2) = QV_3(\text{H}_2) / 96500,$$

отсюда

$$Q = V(\text{H}_2) \cdot 96500 / V_3(\text{H}_2) = 1,12 \cdot 96500 / 11,2 = 9650 \text{ Кл}.$$

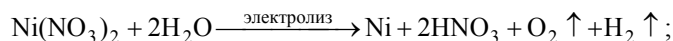
$$m(\text{NaCl}) = 9650 \cdot 58,5 / 96500 = 5,85 \text{ г}; \quad m(\text{NaOH}) = 40 \cdot 9650 / 96500 = 4,0 \text{ г}.$$

Оставшаяся масса хлорида натрия равна

$$100,0 - 5,85 = 94,15 \text{ г}; \quad m(\text{H}_2\text{O}) = 9 \cdot 9650 / 96500 = 0,9 \text{ г}.$$

**Пример 131.** При электролизе водного раствора нитрата никеля(II) ( $\omega = 50\%$ ) массой 91,50 г на катоде выделился никель массой 14,75 г. Определите содержание азотной кислоты в растворе ( $\omega, \%$ ) после электролиза и объем газа, выделившегося на аноде.

*Решение.* Уравнение электролиза водного раствора нитрата никеля(II)



$$M(\text{Ni}) = 59 \text{ г/моль}; \quad M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль}.$$

Количество никеля, выделенного на катоде, равно  $14,75 / 59 = 0,25$  моль. Следовательно, по реакции образуется 0,5 моль  $\text{HNO}_3$  или  $0,5 \cdot 63 = 31,5$  г. Количество кислорода составит 0,25 моль  $0,25 \cdot 22,4 = 5,6$  дм<sup>3</sup> или 8,0 г. Такой же объем водорода выделяется на катоде, т.е. 5,6 дм<sup>3</sup> или 0,5 г. Масса раствора составит  $91,50 - 14,75 - 8,50 = 68,25$  г.

Откуда  $\omega(\text{HNO}_3) = 31,50 \cdot 100 / 68,25 = 46,5\%$ .

### Задачи

614. В какой последовательности будут восстанавливаться катионы при электролизе водного раствора, содержащего ионы  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ , если молярная концентрация соответствующих им солей одинакова, а напряжение на катодах достаточно для восстановления каждого из них?

615. Напишите уравнения реакций катодного и анодного процессов, протекающих на графитовых электродах при электролизе водных растворов:

а) нитрата свинца(II); б) серной кислоты.

616. В каких случаях при электролизе водных растворов солей:

а) на катоде выделяется водород;

б) на аноде выделяется кислород;

в) состав электролита не изменяется?

617. При электролизе водных растворов каких солей на катоде происходит:

а) восстановление только катионов металлов;

б) одновременное восстановление катионов металла и воды;

в) восстановление только воды?

618. Вычислите массу водорода и кислорода, образующихся при прохождении тока силой 3 А в течение 1 ч через раствор  $\text{NaNO}_3$ .

619. Определите массу выделившегося железа при прохождении тока силой 1,5 А в течение 1 ч через растворы сульфата железа(II) и хлорида железа(III) (электроды инертные).



620. При прохождении через раствор электролита тока силой 0,5 А за 1 ч выделяется 0,55 г металла. Определите эквивалентную массу металла.
621. Напишите электронные уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе растворов:  
а)  $\text{CuSO}_4$  с медным анодом; б)  $\text{NiSO}_4$  с никелиевым анодом;  
в)  $\text{AgNO}_3$  с серебряным анодом.
622. В течение какого времени необходимо пропускать ток силой 1 А при электролизе водного раствора сульфата хрома(III), чтобы масса катода возросла на 10 г? Какой объем (н.у.) кислорода выделился на аноде?
623. Электролиз водного раствора хлорида никеля(II), содержащего соль массой 129,7 г, проводили при токе силой 5 А в течение 5,36 ч. Сколько хлорида никеля(II) осталось в растворе и какой объем хлора (н.у.) выделился на аноде?
624. При электролизе водного раствора нитрата серебра в течение 50 мин при токе силой 3А на катоде выделилось серебро массой 9,6 г. Определите выход по току ( $\eta$ , %).
625. При электролизе водного раствора нитрата никеля(II) ( $\omega = 50\%$ ) массой 113,30 г на катоде выделился металл массой 14,75 г. Определите объем газа (н.у.), выделившегося на аноде и массу оставшегося нитрата никеля(II) после электролиза.
626. После электролиза водного раствора хлорида натрия получили раствор, в котором содержится NaOH массой 20 г. Газ, выделившийся на аноде, полностью прореагировал с раствором иодида калия массой 332 г. Определите содержание иодида калия ( $\omega$ , %) в растворе.
627. При электролизе водного раствора хлорида калия на катоде выделился водород объемом 13,44 дм<sup>3</sup> (н.у.). Газ, выделившийся на аноде, полностью окислил раскаленную медную проволоку массой 38,4 г. Определите мольную массу меди.
628. Электролиз водного раствора сульфата калия проводили при токе силой 5 А в течение 3 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса воды при этом разложилась и чему равен объем газов (н.у.), выделившихся на катоде и аноде?
629. При электролизе водных растворов сульфата магния и хлорида меди(II), соединенных последовательно с источником тока, на одном из катодов выделился водород массой 0,25 г. Вычислите массу веществ, выделившихся на других электродах.
630. Какая масса серной кислоты, образуется в анодном пространстве при электролизе водного раствора сульфата натрия, если на аноде выделился кислород объемом 1,12 дм<sup>3</sup> (н.у.)? Вычислите массу вещества, выделившегося на катоде.
631. Электролиз водного раствора сульфата цинка проводили в течение 5 ч, при этом на аноде выделился кислород объемом 6 дм<sup>3</sup> (н.у.). Вычислите силу тока (электроды инертные).
632. Электролиз водного раствора нитрата серебра проводили при токе силой 2А в течение 4 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на инертных электродах. Какая масса металла выделилась на катоде и каков объем газа (н.у.), выделившегося на аноде?
633. Электролиз водного раствора сульфата некоторого металла проводили при токе силой 6 А в течение 45 мин, в результате чего на катоде выделился металл массой 5,49 г. Вычислите эквивалентную массу металла.
634. Как изменится масса серебряного анода, если электролиз водного раствора нитрата серебра проводили при токе силой 2 А в течение 33 мин 20 с? Составьте электронные уравнения процессов, происходящих при электролизе водного раствора нитрата серебра.
635. Электролиз водного раствора иодида натрия проводили при токе силой 6 А в течение 2,5 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах, вычислите массу веществ, выделяющихся на электродах.
636. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих при электролизе водного раствора нитрата серебра с серебряным анодом. Масса анода уменьшается на 5,4 г. Определите расход электричества при этом.
637. При электролизе водного раствора сульфата меди(II) при токе силой 2,5 А в течение 15 мин выделилась медь массой 0,72 г. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах с медным и угольным анодами. Вычислите выход по току ( $\eta$ , %).
638. При электролизе расплава неизвестного вещества массой 8 г на аноде выделился водород объемом 11,2 дм<sup>3</sup> (н.у.). Что это за вещество? Можно ли провести электролиз его водного раствора?
639. При электролизе с инертными электродами 150 см<sup>3</sup> раствора хлорида калия с массовой долей 5 % ( $\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$ ) током силой 5 А в течение 32 мин 10 сек у анода выделился газ объемом 1,12 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите концентрацию щелочи в образовавшемся растворе ( $\omega$ , %).
640. Через раствор сульфата цинка(II) в течение 45,03 мин пропускали постоянный ток. Определите силу тока, если известно, что на катоде и аноде выделились одинаковые объемы газов, а масса одного электрода увеличилась на 1,1 г. Электроды инертные.
641. Электролиз 200 см<sup>3</sup> раствора сульфата меди(II) с массовой долей 6 % ( $\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$ ) продолжали до тех пор, пока масса раствора не уменьшилась на 5 г. Какая масса сульфата меди(II) осталась в растворе после электролиза?
642. Через электролизер, заполненный водным раствором хлорида калия, пропустили постоянный ток (электроды инертные), в результате чего масса раствора уменьшилась на 1,58 г. Для нейтрализации оставшегося раствора был

израсходован раствор серной кислоты ( $\omega = 8\%$ ) массой 20,0 г. Какова масса газообразных продуктов, образовавшихся при электролизе?

643. После электролиза водного раствора хлорида калия масса его уменьшилась на 2,16 г. Оставшаяся смесь прореагировала полностью с раствором соляной кислоты ( $\omega = 10\%$ ) массой 12,6 г. Составьте уравнения электродных процессов и найдите массу каждого продукта, образовавшегося при электролизе.

644. При электролизе водного раствора хлорида натрия на катоде выделился водород объемом 13,44 дм<sup>3</sup> (н.у.). Газ, выделившийся на аноде, пропущен через горячий раствор едкого калия, при этом образовались хлорид и хлорат калия. Рассчитайте массу образовавшихся солей.

645. Смешали раствор хлорида меди(II) с массовой долей 20 % массой 135 г с раствором нитрата серебра с массовой долей 10 % массой 680 г. При этом образовался осадок массой 57,4 г. Оставшийся раствор слили и подвергли электролизу. Определите количественный состав веществ, выделившихся на электродах.

646. Через два последовательно соединенных электролизера пропустили ток (электроды инертные). Первый электролизер заполнен раствором нитрата серебра и масса катода данного электролизера увеличилась на 4,32 г. Как изменится масса раствора во втором электролизере, если он был заполнен раствором NaOH?

647. При электролизе с инертными электродами раствора KOH ( $\omega = 20\%$ ,  $\rho = 1,22$  г/см<sup>3</sup>) объемом 200 см<sup>3</sup> на аноде собрали газ объемом 11,2 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите массовую долю ( $\omega$ , %) раствора KOH, оставшегося после электролиза.

648. При электролизе с инертными электродами раствора нитрата меди(II) ( $\omega = 50\%$ ) массой 188 г на катоде выделился металл массой 19,2 г. Определите объем газа (н.у.), выделившегося на аноде.

649. Анодный продукт электролиза расплава 6 моль KCl полностью реагирует с необходимым количеством железа при 300 °С. Определите массу (г) конечного продукта.

650. Электролиз раствора хлорида натрия ( $\omega = 20\%$ ) массой 400 г был остановлен, когда на катоде выделился газ объемом 11,2 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите степень разложения (%) исходной соли.

651. Провели электролиз раствора сульфата хрома(III) ( $\omega = 10\%$ ) массой 200 г до полного расходования соли (на катоде выделяется металл). Определите массу (г) израсходованной воды.

## 7. ХИМИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

### 7.1. s-ЭЛЕМЕНТЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

#### Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Жесткость воды выражается суммой миллиэквивалентов ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ , содержащихся в 1 дм<sup>3</sup> воды (мэкв/дм<sup>3</sup>). Один миллиэквивалент жесткости отвечает содержанию 20,04 мг/дм<sup>3</sup>  $\text{Ca}^{2+}$  или 12,16 мг/дм<sup>3</sup>  $\text{Mg}^{2+}$ .

**Пример 132.** Вычислите жесткость воды, если в 1 м<sup>3</sup> ее содержится  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  массой 222 г и  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  массой 175 г.

*Решение.*  $M_3$  солей  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  и  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  равны  $M/2$ , т.е. для  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$   $M_3 = 162/2 = 81$  г/моль, а для  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$   $M_3 = 146/2 = 73$  г/моль.

Содержание солей в 1 дм<sup>3</sup> воды:

$$222/1000 = 0,222 \text{ г } \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2;$$

$$175/1000 = 0,175 \text{ г } \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2.$$

Жесткость, обусловленная наличием данных солей:

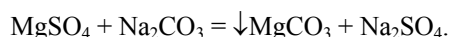
$$Ж(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 0,222 \cdot 1000/81 = 2,7 \text{ мэкв/дм}^3;$$

$$Ж(\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2) = 0,175 \cdot 1000/73 = 2,4 \text{ мэкв/дм}^3;$$

$$Ж = 2,7 + 2,4 = 5,1 \text{ мэкв/дм}^3.$$

**Пример 133.** Сколько  $\text{MgSO}_4$  по массе содержится в 1 м<sup>3</sup> воды, если жесткость этой воды составляет 5 мэкв/дм<sup>3</sup>. Какую массу  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  следует добавить к воде, чтобы устранить данную жесткость.

*Решение.*  $M_3(\text{MgSO}_4) = 120/2 = 60$  г/моль. Масса соли в 1 м<sup>3</sup> воды составит  $5 \cdot 1000 \cdot 60 = 300000$  мг = 300 г



Сульфат магния и карбонат натрия (сода) реагируют в эквивалентных количествах

$$M_3(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 53 \text{ г/моль}.$$

Определим число эквивалентов сульфата магния в 1 м<sup>3</sup> раствора:

$$5 \cdot 1000 = 5000 \text{ мэкв} = 5 \text{ экв}.$$

Следовательно, для устранения жесткости воды требуется 5 экв  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , или  $5 \cdot M_3(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5 \cdot 53 = 265$  г.

**Пример 134.** Вычислите жесткость воды, зная, что в 500 дм<sup>3</sup> ее содержится 202,5 г  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .

*Решение.* В 1 дм<sup>3</sup> воды содержится  $202,5 : 500 = 0,405$  г  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , что составляет  $0,405 : 81 = 0,005$  эквивалентных масс или 5 мэкв/дм<sup>3</sup> (81 г/моль – эквивалентная масса  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ). Следовательно, жесткость воды составит 5 мэкв/дм<sup>3</sup>.

**Пример 135.** Сколько граммов  $\text{CaSO}_4$  содержится в 1 м<sup>3</sup> воды, если жесткость, обусловленная присутствием этой соли, равна 4 мэкв?

*Решение.* Молярная масса  $\text{CaSO}_4$  136,14 г/моль; эквивалентная масса равна  $136,14 : 2 = 68,07$  г/моль.

В 1 м<sup>3</sup> воды с жесткостью 4 мэкв содержится  $4 \cdot 1000 = 4000$  мэкв, или  $4000 \cdot 68,07 = 272280$  мг = 272,28 г  $\text{CaSO}_4$ .

**Пример 136.** Какую массу соды надо добавить к 500 дм<sup>3</sup> воды, чтобы устранить ее жесткость, равную 5 мэкв/дм<sup>3</sup>?

*Решение.* В 500 дм<sup>3</sup> воды содержится  $500 \cdot 5 = 2500$  мэкв солей, обуславливающих жесткость воды. Для устранения жесткости следует прибавить  $2500 \cdot 53 = 132\,500$  мг = 132,5 г соды (53 г/моль – эквивалентная масса  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ).

**Пример 137.** Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что на титрование 100 см<sup>3</sup> этой воды, содержащей гидрокарбонат кальция, потребовался 0,08 н раствор  $\text{HCl}$  объемом 6,25 см<sup>3</sup>.

*Решение.* Вычисляем нормальность раствора гидрокарбоната кальция ( $n_1$ ) по формуле

$$V_1 n_1 = V_2 n_2, \quad (7.1.1)$$

или  $n_1 \cdot 100 = 6,25 \cdot 0,08$ ;  $n_1 = 0,005$  моль/дм<sup>3</sup>.

Таким образом, в 1 дм<sup>3</sup> исследуемой воды содержится  $0,005 \cdot 1000 = 5$  мэкв  $\text{Ca}^{2+}$ -ионов. Карбонатная жесткость воды составит 5 мэкв/дм<sup>3</sup>.

Приведенные примеры решают, применяя формулу

$$Ж = m / M_3 V, \quad (7.1.2)$$

где Ж – жесткость воды, мэкв/дм<sup>3</sup>;  $m$  – масса вещества, обуславливающего жесткость воды или применяемого для ее устранения, мг;  $M_3$  – эквивалентная масса этого вещества, г/моль;  $V$  – объем воды, дм<sup>3</sup>.

*Решение примера 137.* По формуле (7.1.2) получим

$$Ж = 202\,500 / 81 \cdot 500 = 5 \text{ мэкв/дм}^3$$

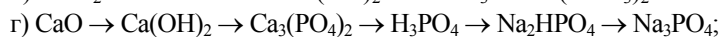
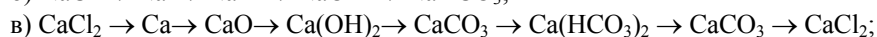
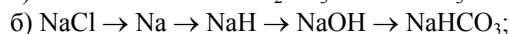
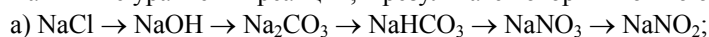
(81 – эквивалентная масса  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , равная половине его молярной массы).

*Решение примера 135.* По формуле (7.1.2) получим

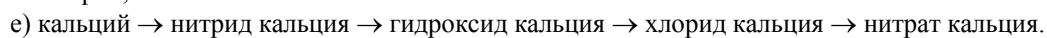
$$m = 4 \cdot 68,07 \cdot 1000 = 272\,280 \text{ мг} = 272,280 \text{ г } \text{CaSO}_4.$$

### З а д а ч и

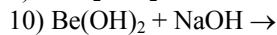
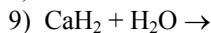
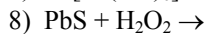
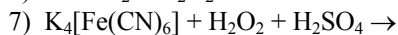
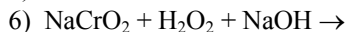
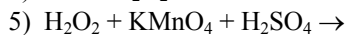
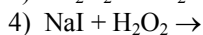
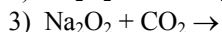
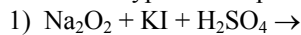
652. Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения:



д) хлорид натрия → натрий → пероксид натрия → оксид натрия → гидроксид натрия → тетрагидроксоалюминат натрия;



653. Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты:



654. Какой объем займет водород (н.у.), полученный из пакета, содержащего гидрид лития массой 40 кг?

655. Сплав лития и магния растворили в разбавленной соляной кислоте. Определите состав сплава в массовых долях ( $\omega$ , %), если масса выделившегося газа составила 10 % от массы сплава.

656. При взаимодействии гидрида металла(I) с водой массой 100 г получился раствор с массовой долей вещества в нем 2,38. Масса конечного раствора оказалась на 0,2 г меньше суммы масс воды и исходного гидрида. Определите какой гидрид был взят?

657. Взаимодействием кальцинированной соды массой 10,0 т с гашеной известью получена каустическая сода массой 6,7 т. Определите выход продукта ( $\omega$ , %).

658. Какую массу карбоната натрия надо прибавить к 800 дм<sup>3</sup> воды, чтобы устранить жесткость, равную 6 мэкв/дм<sup>3</sup>?

659. Вычислите карбонатную жесткость воды, зная что для реакции с гидрокарбонатом магния, содержащимся в 500 см<sup>3</sup> воды требуется 20 см<sup>3</sup> 0,12 н. раствора HCl.

660. В 1 дм<sup>3</sup> воды содержатся ионы Mg<sup>2+</sup> и Ca<sup>2+</sup> массой 38 мг и 108 мг, соответственно. Вычислите общую жесткость воды.

661. Определите жесткость воды, если для ее умягчения на 100 дм<sup>3</sup> потребовался гидроксид кальция массой 7 г.

662. Вычислите карбонатную жесткость воды, если для реакции с гидрокарбонатом кальция содержащимся в 200 см<sup>3</sup> воды, требуется 15 см<sup>3</sup> 0,08 н раствора соляной кислоты.

663. Жесткость воды, в которой растворен только гидрокарбонат кальция, равна 4 мэкв/дм<sup>3</sup>. Какой объем 0,1 н. раствора соляной кислоты потребуется для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 75 см<sup>3</sup> этой воды?

664. В 1 м<sup>3</sup> воды содержится сульфат магния массой 140 г. Вычислите жесткость этой воды.

665. Вода, содержащая только гидрокарбонат магния, имеет жесткость 3,5 мэкв/дм<sup>3</sup>. Какая масса гидрокарбоната магния содержится в 200 дм<sup>3</sup> воды?

666. К 1 м<sup>3</sup> жесткой воды прибавили карбонат натрия массой 132,5 г. На сколько понизилась жесткость?

667. Чему равна жесткость воды, если для ее устранения к 50 дм<sup>3</sup> воды потребовалось прибавить карбонат натрия массой 21,2 г?

668. Рассчитайте жесткость воды, содержащей в 1 дм<sup>3</sup>:

- а) хлорида кальция массой 1,0 г;
- б) 0,01 моль гидрокарбоната кальция;
- в) гидрокарбонат магния массой 102 мг.

669. В 50 дм<sup>3</sup> воды содержится гидрокарбонат магния массой 4,5 г. Вычислите карбонатную жесткость воды.

670. Жесткость некоторого образца воды обусловлена только гидрокарбонатом кальция. При кипячении 10 дм<sup>3</sup> такой воды в осадок выпал карбонат кальция массой 3 г. Чему равна жесткость воды?

671. Требуется уменьшить карбонатную жесткость воды с 14 до 6 мэкв/дм<sup>3</sup>. Какую массу гидроксида кальция необходимо затратить для умягчения 1000 м<sup>3</sup> такой воды?

672. Растворимость сульфата кальция составляет 8·10<sup>-3</sup> моль/дм<sup>3</sup>. Рассчитайте жесткость воды, обусловленную растворимостью CaSO<sub>4</sub>.

673. Чему равна жесткость воды, если на титрование 100 см<sup>3</sup> ее израсходовано:

- а) 2 мэкв HCl;
- б) 6 см<sup>3</sup> 0,1 н. раствора HCl;
- в) 12 см<sup>3</sup> 0,04 н. раствора HCl?

674. Жесткость некоторого образца воды обуславливается только сульфатом магния. При обработке 100 см<sup>3</sup> образца воды карбонатом натрия в осадок выпал карбонат магния массой 25,2 мг. Чему равна жесткость воды?

675. Временная жесткость воды равна 6,32 мэкв/дм<sup>3</sup>. При кипячении 24 дм<sup>3</sup> этой воды выделилась смесь карбоната и гидрокарбоната кальция массой 8,56 г. Вычислите массу каждого компонента в смеси.

676. На титрование 50 см<sup>3</sup> воды израсходовано 8 см<sup>3</sup> 0,05 н раствора трилона Б. Определите жесткость воды и рассчитайте массу хлорида кальция, содержащегося в 5 дм<sup>3</sup> такой воды.

677. Смесь, содержащую сульфат аммония массой 13,2 г и нитрат натрия массой 17,0 г, прокалили до постоянной массы. Определите состав и массу полученного соединения.

678. При обработке смеси гашеной извести, карбоната и сульфата кальция массой 31,0 г соляной кислотой выделился газ объемом 2,24 дм<sup>3</sup> (н.у.) и остался твердый остаток массой 13,6 г. Определите массу каждого компонента в смеси.

679. При нагревании смеси кальция и его оксида с углеродом выделился газ объемом 4,48 дм<sup>3</sup> (н.у.) и образовался твердый остаток массой 19,2 г. Определите массу кальция и оксида кальция в смеси.

680. При взаимодействии гидрида металла(II) массой 2,5 г с водой, образовался раствор гидроксида этого металла массой 145,3 г с массовой долей гидроксида равной 3,03 %. Определите металл.

681. При взаимодействии простого вещества массой 1,5 г с водой, выделился водород объемом 0,923 дм<sup>3</sup> при 27 °С и давлении 10<sup>5</sup> Па. Определите это вещество.

682. При взаимодействии водородного соединения щелочноземельного металла с водой массой 150 г получился раствор с массовой долей вещества 4,8 % и выделился газ объемом 4,48 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите, какое соединение было взято?

683. Определите массовую долю (%) разложившегося карбоната стронция, если при прокаливании 10,0 кг технического продукта его масса уменьшилась на 1,7 кг.

684. При прокаливании гипса массой 30,00 г теряется вода массой 6,28 г. Какова формула кристаллогидрата?

685. При растворении известняка массой 0,5 г в соляной кислоте был получен диоксид углерода объемом 75 см<sup>3</sup> при 296 К и давлении 10<sup>5</sup> Па. Вычислите массовую долю (%) карбоната кальция в известняке.

686. Карбид кальция получают по схеме:  $\text{CaO} + 3\text{C} = \text{CaC}_2 + \text{CO}$ . Вычислите массу оксида кальция, необходимую для получения карбида кальция массой 6,4 т. Какой объем (н.у.) СО при этом образуется?

687. При растворении сплава магния и алюминия массой 3,0 г в разбавленной серной кислоте получили сульфаты магния и алюминия массой 17,4 г. Определите массовые доли алюминия и магния в сплаве.

688. При взаимодействии сплава цинка и магния массой 20,0 г с избытком раствора серной кислоты образовалась смесь сульфатов массой 69,0 г. Определите состав сплава в массовых долях ( $\omega$ , %).

689. Приведите реакции для следующих превращений веществ: хлорид калия → гидроксид калия → сульфид калия → сульфид калия → кислород → озон. Какие химические свойства озона наиболее ярко выражены? Примеры. Какую роль играет озоновый пояс Земли?

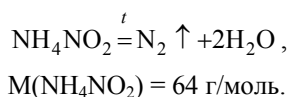
690. При добавлении соды (карбонат натрия) к раствору хлорида алюминия выделяется газ и выпадает осадок. Напишите уравнение реакции и объясните, почему она происходит.

691. Смесь порций оксида и карбоната натрия массой по 15 г каждая обработали избытком соляной кислоты. Раствор выпарили досуха. Рассчитайте количество (моль) сухого остатка.

## 7.2. p-ЭЛЕМЕНТЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

**Пример 138.** Навеску  $\text{NH}_4\text{NO}_2$  нагрели в запаянной ампуле объемом  $V$  см<sup>3</sup>, из которой предварительно был удален воздух. После охлаждения ампулы до 0 °С давление в ампуле оказалось равным  $P$  атм. Определите массу нитрита аммония.

*Решение.* Реакция протекает по схеме

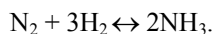


По уравнению находим массу нитрита аммония, вступившего в реакцию:

$$m_{\text{NH}_4\text{NO}_2} = 2,0 \cdot 10^{-3} PV, \text{ г}.$$

**Пример 139.** В замкнутом сосуде имеется 100 моль смеси азота и водорода в соотношении 1 : 3. Давление смеси 300 атм. Вычислите состав и давление смеси после того, как 10 % азота вступит в реакцию и газы приведены к первоначальной температуре.

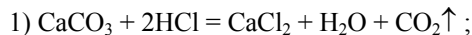
*Решение.*



В исходной смеси было (100 : 4) 25 моль азота и 75 моль водорода. В реакцию вступило 10 %, т.е. 2,5 моль азота и 7,5 моль водорода, что приводит к образованию по уравнению реакции 5 моль аммиака. Осталось после реакции 22,5 моль азота и 67,5 моль водорода. Всего: 22,5 + 67,5 + 5,0 = 95,0 моль. Давление смеси после реакции составит  $95 \cdot 300 / 100 = 285$  атм.

**Пример 140.** На чашках весов уравновешены два сосуда с разбавленным раствором HCl. В один сосуд добавили  $\text{CaCO}_3$  массой 1 г. Какую массу  $\text{BaCO}_3$  следует добавить во второй сосуд, чтобы не нарушилось равновесие весов?

*Решение.*



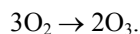
$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}; \quad M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}; \quad M(\text{BaCO}_3) = 197 \text{ г/моль};$$

$$v(\text{CaCO}_3) = 1,0/100 = 0,01 \text{ моль или } 0,01 \cdot 44 = 0,44 \text{ г}.$$

Останется после реакции (1) масса раствора, равная  $1,0 - 0,44 = 0,56$  г.  $m(\text{BaCO}_3) = x$  г; тогда из  $x$  г;  $\text{BaCO}_3$  образуется  $0,44x/1,97$  г  $\text{CO}_2$ :  $x = 0,44x/1,97 + 0,56$ ; откуда  $x = 0,72$  г.

**Пример 141.** Вычислите давление газовой смеси, полученной в результате полного озонирования воздуха объемом 1,0 дм<sup>3</sup> (н.у.).

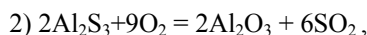
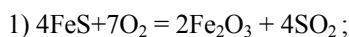
*Решение.*



В воздухе объемом 1 дм<sup>3</sup> содержится кислород объемом 0,21 дм<sup>3</sup>. По уравнению реакции образуется озон объемом  $2 \cdot 0,21/3 = 0,14$  дм<sup>3</sup>. Объем воздуха сократится на  $0,21 - 0,14 = 0,07$  дм<sup>3</sup> и станет равным  $1 - 0,07 = 0,93$  дм<sup>3</sup>. Давление конечной смеси будет равно  $0,93 \cdot 1/1 = 0,93$  атм.

**Пример 142.** При сжигании смеси сульфидов алюминия и железа(II) массой 4,00 г получили диоксид серы массой 3,65 г. Определите состав исходной смеси ( $\omega$ , %).

*Решение.*



$$M(\text{FeS}) = 88 \text{ г/моль}; M(\text{Al}_2\text{S}_3) = 150 \text{ г/моль}; M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль}.$$

Пусть масса FeS в смеси –  $x$  г, тогда  $m(\text{Al}_2\text{S}_3)$  составит  $(4 - x)$  г. Масса  $\text{SO}_2$  по реакции (1) будет  $a = 64 \cdot x / 88$  г, а масса  $\text{SO}_2$  по реакции (2) будет  $b = 3 \cdot 64 \cdot (4 - x) / 150$  г.

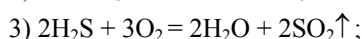
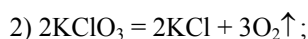
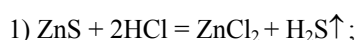
Следовательно,

$$a + b = 64x / 88 + (4 - x) \cdot 3 \cdot 64 / 150 = 3,65; \quad x = 2,66 \text{ г FeS},$$

$$\omega(\text{FeS}) = 2,66 \cdot 100 / 4 = 66,5 \%; \quad \omega(\text{Al}_2\text{S}_3) = 33,5 \%.$$

**Пример 143.** Газ, выделившийся при обработке сульфида цинка избытком раствора соляной кислоты, смешали с избытком газа, полученного термическим разложением бертолетовой соли. После сжигания образовавшейся газовой смеси объем ее уменьшился на  $13,44 \text{ дм}^3$ . Рассчитайте массу израсходованного сульфида цинка.

*Решение.*

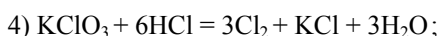
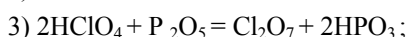
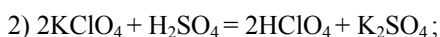
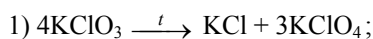


$$M(\text{ZnS}) = 97 \text{ г/моль}.$$

Из условия задачи и уравнения реакции (3) следует, что  $13,44 \text{ дм}^3$  – это объем кислорода, вступившего в реакцию (3), что составляет  $13,44 / 22,4 = 0,6$  моль. Из уравнений реакций (1) – (3) следует, что 2 моль  $\text{ZnS} \rightarrow 2$  моль  $\text{H}_2\text{S} \rightarrow 3$  моль  $\text{O}_2$  или 2 моль  $\text{ZnS} \rightarrow 3$  моль  $\text{O}_2$ , т.е. количество сульфида цинка равно  $2 \cdot 0,6 / 3 = 0,4$  моль или  $0,4 \cdot 97 = 38,8$  г.

**Пример 144.** При нагревании бертолетовой соли в отсутствие катализатора получается хлорид калия и соль "X" – соль сильной кислоты А, в которой хлор проявляет высшую степень окисления. При действии на соль "X" концентрированной серной кислотой может быть получена свободная кислота А, при нагревании которой с  $\text{P}_2\text{O}_5$  образуется ангидрид кислоты А. Напишите уравнения реакций. Рассчитайте объем (н.у.) хлора, который образуется при взаимодействии бертолетовой соли массой  $12,25$  г с избытком раствора соляной кислоты.

*Решение.*



$$M(\text{KClO}_3) = 122,5 \text{ г/моль}.$$

Из уравнения реакции (4) следует 1 моль  $\text{KClO}_3 \rightarrow 3$  моль  $\text{Cl}_2$ , количество  $\text{KClO}_3$  равно  $12,25 / 122,5 = 0,1$  моль. Следовательно, количество хлора равно 0,3 моль или  $0,3 \cdot 22,4 = 6,72 \text{ дм}^3$ .

**Пример 145.** Определите формулу соли, имеющая состав в массовых долях процента: калия – 31,8 %; кислорода – 39,2 %; остальное – кислородообразующий элемент.

*Решение.* Запишем уравнение электронейтральности

$$(+1) \cdot 31,8 / 39 + (-2) \cdot 39,2 / 16 + n(100 - 31,8 - 39,2) / \text{Ar} = 0.$$

$$\text{Ar} = 7,1n$$

N	1	2	3	4	5
Ar	7,1	14,2	21,3	28,4	35,5

Следовательно, это хлор. Формула соли  $\text{KClO}_3$ .

### Задачи

692. Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения:

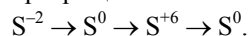
а) алюминий  $\rightarrow$  нитрат алюминия  $\rightarrow$  алюминат натрия  $\rightarrow$  гидроксид алюминия  $\rightarrow$  оксид алюминия  $\rightarrow$  метаалюминат магния;

б) силикат кальция  $\rightarrow$  оксид кремния(IV)  $\rightarrow$  силикат натрия  $\rightarrow$  кремний  $\rightarrow$  тетрафторид кремния;

в) алюминий → оксид алюминия → сульфат алюминия → хлорид алюминия → гидроксид алюминия → оксид алюминия → тетрагидроксоалюминат натрия;  
 г) пирит →  $\text{SO}_2$  → гидросульфит натрия →  $\text{SO}_2$  → сера → серная кислота → 1) водород, 2) сероводород, 3)  $\text{SO}_2$ .  
 д) хлорат калия → кислород → озон → оксид серебра → серебро → нитрат серебра → оксид азота(IV) → азотная кислота;  
 е) хлорид натрия → хлор → хлорат калия → кислород → озон → оксид серебра → нитрат серебра → оксид азота(IV) → азотная кислота →  $\text{N}_2\text{O}$ ;  
 ж) оксид кальция → гидроксид кальция → фосфат кальция → оксид углерода(II) → железо → азот → аммиак → медь → оксид азота(II);  
 з) кислород → озон → оксид серебра → нитрат серебра → серебро → оксид азота(IV) → азотная кислота → нитрат аммония;  
 и) азот → аммиак → сульфат аммония → хлорид аммония → аммиак → медь → нитрат меди(II) → оксид меди(II) → сульфат меди(II);  
 к) оксид кремния → кремний → силикат натрия → кремневая кислота → оксид кремния → оксид углерода(IV) → карбонат кальция → гидрокарбонат кальция.

693. Приведите реакции для следующих превращений: углерод → оксид азота(IV) → азотная кислота → серная кислота → сероводород. Приведите уравнения реакций, в которых сероводород является восстановителем.

694. Приведите реакции для следующих превращений:



Какие из приведенных ионов серы выполняют в окислительно-восстановительных реакциях роль восстановителя? Ответ подтвердите реакциями.

695. Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты:

- 1)  $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \xrightarrow{t}$
- 2)  $\text{Br}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 3)  $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 4)  $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \dots$
- 5)  $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 6)  $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \dots$

696. Какие химические соединения можно получить, имея в распоряжении:

- а)  $\text{CH}_4$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; б)  $\text{C}_2\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ , Fe,  $\text{H}_2\text{O}$ ;
- в)  $\text{NaOH}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{SiO}_2$ , 1-бутен; г)  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;
- д) Zn, P,  $\text{O}_2$ ; е) S,  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ , Na?

Напишите уравнения реакций и условия их протекания. Назовите полученные продукты.

697. Определите состав сплава ( $\omega$ , %), если сплав меди с алюминием массой 1,0 г обработали избытком раствора  $\text{NaOH}$ . Остаток промыли и растворили в азотной кислоте. Раствор выпарили и прокалили. Масса остатка после прокаливания составила 0,4 г.

698. После того как железную пластину выдержали в растворе сульфата меди(II), ее масса изменилась на 1,54 г. Определите объем азотной кислоты ( $\omega = 96\%$ ;  $\rho = 1,50 \text{ г/см}^3$ ), необходимый для снятия меди с железной пластины.

699. Какой объем (н.у.) аммиака необходимо растворить в воде объемом  $700 \text{ см}^3$ , чтобы получить раствор аммиака с массовой долей 0,15?

700. К смеси алюминия и меди массой 3,0 г добавили избыток концентрированной азотной кислоты. Для полного поглощения выделившегося газа потребовался гидроксид натрия массой 10,0 г с массовой долей растворенного вещества 24 %. Вычислите массу алюминия и меди в исходной смеси.

701. При растворении смеси алюминия, меди и магния массой 11,5 г в соляной кислоте выделился газ объемом  $7,00 \text{ дм}^3$ , измеренный при 273 К и давлении  $0,8 \cdot 10^5 \text{ Па}$ . Нерастворившийся остаток растворили в концентрированной азотной кислоте. При этом выделился газ объемом  $4,48 \text{ дм}^3$  (н.у.). Вычислите массу каждого металла в исходной смеси.

702. Дана смесь оксида углерода(IV) и кислорода объемом  $11,2 \text{ дм}^3$  с относительной плотностью по водороду 16,5. Определите объемы компонентов в смеси.

703. Смесь порошков алюминия и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  массой 35,0 г сплавляли в открытом тигле в атмосфере кислорода. После сплавления масса смеси стала равной 37,9 г. Определите состав полученной смеси ( $\omega$ , %).

704. К раствору фосфорной кислоты ( $\omega = 10\%$ ;  $\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$ ) объемом  $100 \text{ дм}^3$  прибавили оксид фосфора(V) массой 30 г. Определите концентрацию фосфорной кислоты ( $\omega$ , %) в полученном растворе.

705. Из чугунных стружек массой 2,8510 г после соответствующей обработки был получен оксид кремния(IV) массой 0,0824 г. Вычислите массовую долю ( $\omega$ , %) кремния в этом образце чугуна.

706. Какая масса оксида кремния(IV) вступит в реакцию восстановления в доменной печи при выплавке чугуна массой 1400 т, содержащего 4 % кремния?

707. Имеется смесь кремния и карбоната кальция. Определите ее состав, если известно, что при обработке раствором гидроксида натрия этой смеси выделился газ объемом  $22,4 \text{ дм}^3$  (н.у.), а при обработке такой же массы смеси соляной кислотой –  $0,1$  моль газа.

708. В результате взаимодействия раствора  $\text{HClO}_3$  массой  $6 \text{ г}$  с избытком раствора соляной кислоты образовался хлор объемом  $4,48 \text{ дм}^3$  (н.у.). Вычислите массовую долю ( $\omega$ , %)  $\text{HClO}_3$  в растворе.

709. Какое количество соды, известняка и кремнезема нужно взять для получения нормального стекла массой  $1 \text{ кг}$ , содержащего в массовых долях:  $\text{Na}_2\text{O} - 13,0 \%$ ;  $\text{CaO} - 11,7 \%$ ;  $\text{SiO}_2 - 75,3 \%$ ?

710. Один из сортов стекла для выработки столовой посуды имеет следующий состав в массовых долях:  $\text{Na}_2\text{O} - 16 \%$ ;  $\text{CaO} - 9 \%$ ;  $\text{SiO}_2 - 75 \%$ . Сколько оксида натрия и диоксида кремния приходится в этом сорте стекла на  $1$  моль  $\text{CaO}$ ?

711. Какой объем раствора  $\text{HNO}_3$  ( $\omega = 10 \%$ ,  $\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$ ) потребуется для растворения меди массой  $2,5 \text{ г}$ .

712. К раствору нитрата аммония объемом  $90,1 \text{ см}^3$  ( $\omega = 12,0 \%$ ;  $\rho = 1,11 \text{ г/см}^3$ ) добавили раствор  $\text{KOH}$  массой  $75 \text{ г}$  ( $\omega = 25,0 \%$ ). Раствор выпарили, остаток прокалили. Рассчитайте массу веществ в твердом остатке после прокаливания.

713. Какой объем (н.у.) воздуха необходим для полного сгорания:

а) фосфора массой  $5 \text{ г}$ ; б) фосфина массой  $5 \text{ г}$ ?

714. Какой объем (н.у.) займет аммиак, полученный из смеси хлорида аммония массой  $50 \text{ г}$  и гашеной извести массой  $70 \text{ г}$ ?

715. Какая масса аммиака потребуется для получения азотной кислоты массой  $1 \text{ т}$ , если производственные потери составляют  $40 \%$ ?

716. Техническая мочеви́на, применяемая в качестве удобрения содержит около  $85 \%$   $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ . Какова массовая доля (%) азота в этой мочеви́не?

717. Определите массовую долю (%) азота в азотных удобрениях:

а) чилийская селитра; б) аммиачная селитра;

в) сульфат аммония; г) цианамид кальция.

718. Вычислите объем раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , ( $\omega = 98 \%$ ,  $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ), который теоретически необходим для окисления меди массой  $10 \text{ г}$ .

719. Для полного хлорирования смеси порошков железа и меди массой  $3,0 \text{ г}$ . потребовалось  $1,12 \text{ дм}^3$  хлора (н.у.). Рассчитайте массовые доли ( $\omega$ , %) металлов в этой смеси.

720. В замкнутом сосуде при давлении  $400 \text{ атм}$  содержится  $200$  моль азота и водорода в соотношении  $1:4$ . Вычислите давление газов после того, как  $30 \%$  азота вступит в реакцию, температура в сосуде постоянна.

721. Газообразное, непрочное, ядовитое соединение сгорело на воздухе. Продукт горения хорошо растворился в воде, при этом раствор имел кислую реакцию. Этот раствор нейтрализовали до образования средней соли и обработали избытком раствора нитрата серебра. Выпал желтый осадок массой  $41,9 \text{ г}$ , который растворился в кислоте. Какое вещество сгорело? Определите его массу.

722. При обработке фосфида металла(II) массой  $9,1 \text{ г}$  получен газ, который на воздухе самопроизвольно воспламеняется. Продукт сгорания растворили в воде. Раствор нейтрализовали и обработали избытком раствора нитрата серебра. При этом выпал осадок желтого цвета массой  $42,0 \text{ г}$ , хорошо растворимый в кислотах. Определите металл.

723. В газометре имеется кислород объемом  $20 \text{ дм}^3$ . В струе кислорода, подаваемой из газометра, сгорел аммиак объемом  $12 \text{ дм}^3$  (н.у.). Какие газы образовались? Определите их объемы. Какой объем кислорода остался в газометре?

724. При окислении простого вещества А азотной кислотой выделился  $\text{NO}$  объемом  $33,6 \text{ дм}^3$  (н.у.) и образовался раствор, при нейтрализации которого раствором  $\text{NaOH}$  с массовой долей  $25 \%$  ( $\rho = 1,28 \text{ г/см}^3$ ) получили фосфат натрия. Определите массу исходного вещества А. Рассчитайте объем израсходованного раствора  $\text{NaOH}$  и массу образовавшегося фосфата натрия.

725. Соль натрия желтого цвета массой  $6,48 \text{ г}$  растворили в воде, подкислили серной кислотой, получив оранжевый раствор. При добавлении избытка раствора  $\text{K}_2\text{SO}_3$  образовался раствор зеленовато-фиолетового цвета. Какая масса хрома может быть выделена при электролизе полученного раствора?

726. Какая масса нитрита натрия потребуется для восстановления в кислой среде перманганата калия, содержащегося в  $250 \text{ см}^3$   $0,5 \text{ н}$  раствора?

727. Какой объем  $\text{SO}_2$ , измеренный при  $27 \text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $98,5 \text{ кПа}$ , образуется при обжиге пирита массой  $30 \text{ г}$ , который содержит примеси ( $\omega = 20 \%$ ), не образующие при обжиге  $\text{SO}_2$ ?

728. Для сжигания смеси  $\text{CO}$  и  $\text{CO}_2$  объемом  $1 \text{ дм}^3$  (н.у.) необходим кислород объемом  $0,25 \text{ дм}^3$  (н.у.). Определите состав исходной смеси ( $\varphi$ , %). Сколько соли ( $\text{г}$ ) образуется, если полученный газ пропустить через раствор, содержащий  $\text{KOH}$  массой  $2,5 \text{ г}$ ?

729. К раствору хлорида аммония объемом  $101,0 \text{ см}^3$  ( $\omega = 20 \%$ ;  $\rho = 1,06 \text{ г/см}^3$ ) добавили раствор  $\text{NaOH}$  объемом  $125,0 \text{ см}^3$  ( $\omega = 18 \%$ ;  $\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$ ) и полученный раствор прокипятили. Вычислите массовые доли ( $\omega$ , %) веществ, содержащихся в растворе, потерями воды можно пренебречь.

730. Неизвестный металл(II) массой  $13 \text{ г}$  обработали разбавленным раствором азотной кислоты. К полученному раствору добавили избыток раствора  $\text{KOH}$ , при этом выделился газ объемом  $1,12 \text{ дм}^3$  (н.у.). Какой металл был растворен в азотной кислоте?



731. В замкнутом сосуде объемом  $1,12 \text{ дм}^3$  прокалили нитрат свинца(II) массой  $3,31 \text{ г}$ . Первоначальное давление в сосуде равно  $1 \text{ атм}$ . Рассчитайте давление в сосуде после прокаливания соли и охлаждения до первоначальной температуры. Объемом твердых веществ пренебречь.

732. В замкнутом сосуде объемом  $200 \text{ см}^3$  находится черный порох массой  $5,4 \text{ г}$ . Какое приблизительно будет давление в сосуде после разложения пороха? Температура в сосуде постоянна.

733. Твердое вещество, образовавшееся при термическом разложении нитрата свинца, растворили в соляной кислоте. При пропускании избытка сероводорода через полученный раствор выпал черный осадок массой  $2,4 \text{ г}$ . Рассчитайте массу разложившегося при нагревании нитрата свинца.

734. Смешали  $500 \text{ см}^3$  раствора фосфорной кислоты с массовой долей  $40 \%$  ( $\rho = 1,254 \text{ г/см}^3$ ) и  $750 \text{ см}^3$  раствора фосфорной кислоты с массовой долей  $8 \%$  ( $\rho = 1,042 \text{ г/см}^3$ ). Рассчитайте нормальную концентрацию полученного раствора фосфорной кислоты.

735. В закрытом сосуде объемом  $3,36 \text{ дм}^3$ , наполненном кислородом, прокалили карбонат железа(II) массой  $11,6 \text{ г}$ . Первоначальное давление в сосуде равно  $1 \text{ атм}$ . Рассчитайте давление в сосуде после прокаливания и охлаждения смеси до исходной температуры. Объемом твердых веществ пренебречь.

736. При взаимодействии газа, полученного при обжиге сульфида железа(II) массой  $17,6 \text{ г}$  и пирита массой  $24,0 \text{ г}$  с раствором NaOH, образовалась кислая соль. Рассчитайте объем израсходованного раствора NaOH с массовой долей  $25 \%$  ( $\rho = 1,28 \text{ г/см}^3$ ).

737. При взаимодействии газа, полученного действием разбавленной соляной кислоты на гидросульфит натрия, с газом, полученным в результате реакции соляной кислоты с сульфидом железа(II), получен осадок массой  $19,2 \text{ г}$ . Рассчитайте количества гидросульфита натрия и сульфида железа(II), вступивших в реакцию.

738. Смесь серы массой  $3,2 \text{ г}$  и железа массой  $6,0 \text{ г}$  нагрели без доступа воздуха. Полученный продукт обработали избытком концентрированного раствора соляной кислоты. Какой состав и объем (н.у.) полученной газовой смеси?

739. В закрытом сосуде смешали сероводород и диоксид серы каждый объемом  $2,8 \text{ дм}^3$  (н.у.). Определите массу выделившейся серы и давление в сосуде после реакции, если первоначальное давление было равно  $1 \text{ атм}$ .

740. В комнате с температурой  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  поместили стаканы с дистиллированной водой и раствором серной кислоты с массовой долей  $80 \%$ . Что можно сказать о температуре стаканов через некоторое время?

741. При прохождении смеси равных объемов диоксида серы и кислорода над катализатором при  $40 \text{ }^\circ\text{C}$  вступило в реакцию  $60 \%$  диоксида серы. Вычислите состав полученной смеси ( $\varphi$ , %), если температура и давление постоянны.

742. Какой объем раствора серной кислоты ( $\omega = 93 \%$ ,  $\rho = 1,83 \text{ г/см}^3$ ) можно получить из пирита ( $\text{FeS}_2$ ) массой  $800 \text{ т}$ , содержащего  $25 \%$  примесей, если производственные потери составляют  $5 \%$ ?

743. Из галита (минерала содержащего хлорид натрия) массой  $350 \text{ г}$  при обработке перманганатом калия в кислой среде получен хлор объемом  $14,7 \text{ дм}^3$  при  $286 \text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $4 \text{ атм}$ . Определите массовую долю ( $\omega$ , %) хлорида натрия в галите.

744. Хлор, полученный из хлористого водорода выделившегося при обработке технической поваренной соли массой  $200,0 \text{ г}$  концентрированным раствором серной кислоты, полностью прореагировал с хромом массой  $20,8 \text{ г}$ . Определите массовую долю ( $\omega$ , %) хлорида натрия в техническом образце.

745. Хлор объемом  $2,24 \text{ дм}^3$  (н.у.) количественно прореагировал с  $44,4 \text{ см}^3$  раствора бромида калия ( $\rho = 1,34 \text{ г/см}^3$ ). Рассчитайте массовую долю ( $\omega$ , %) раствора бромида калия.

746. При разложении иодида металла(IV) массой  $0,197 \text{ г}$  до чистого металла на нагретой до  $2000 \text{ }^\circ\text{C}$  вольфрамовой проволоке масса ее увеличилась на  $0,030 \text{ г}$ . Иодид какого металла был взят?

747. При взаимодействии диоксида марганца с раствором соляной кислоты объемом  $331,82 \text{ см}^3$  ( $\omega = 20 \%$ ,  $\rho = 1,10 \text{ г/см}^3$ ) выделяется газ. Какой объем воды может быть насыщен этим газом при  $0 \text{ }^\circ\text{C}$  ( $1 \text{ объем}$  воды при  $0 \text{ }^\circ\text{C}$  растворяет  $4,61 \text{ дм}^3$  газа)? Что будет происходить с водным раствором этого газа при стоянии на солнечном свете?

748. К раствору, содержащему бромид калия массой  $1,600 \text{ г}$  прибавили бром-сырец массой  $5,000 \text{ г}$ , содержащего примесь хлора. После упаривания смеси был получен твердый остаток массой  $1,155 \text{ г}$ . Определите массовую долю ( $\omega$ , %) хлора в препарате брома.

749. Колба с хлорной водой массой  $100 \text{ г}$  выставлена на солнечный свет. Выделившийся газ собран, его объем оказался равным  $0,448 \text{ дм}^3$  (н.у.). Определите массовую долю ( $\omega$ , %) хлора в хлорной воде.

750. При помощи каких газов из раствора иодида калия можно выделить свободный иод? Какой объем каждого газа необходим для получения иода массой  $25,4 \text{ г}$ ?

751. В каком объеме воды необходимо растворить хлороводород, образующийся при слабом нагревании хлорида натрия массой  $234 \text{ г}$  с концентрированным раствором серной кислоты, чтобы получить раствор соляной кислоты с массовой долей  $20 \%$ ?

752. Смесь, состоящую из хлора и водорода объемами  $2,0 \text{ дм}^3$  и  $1,0 \text{ дм}^3$  (н.у.), соответственно, оставили на свету. Через некоторое время  $30 \%$  хлора вступило в реакцию. Определите объемный состав газовой смеси после реакции.

753. Хлороводород объемом  $246 \text{ дм}^3$ , измеренный при  $27 \text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $1 \text{ атм}$ , растворен в воде объемом  $1,0 \text{ дм}^3$ . Вычислите массовую долю ( $\omega$ , %) хлороводорода в полученном растворе. Какой объем хлора при  $27 \text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $1 \text{ атм}$  можно получить с помощью полученного хлороводорода при взаимодействии его с диоксидом марганца?

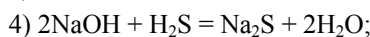
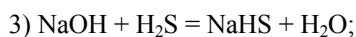
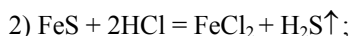
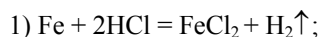
754. На смесь меди и алюминия массой 21,6 г действуют избытком раствора КОН и собирают газ объемом 6,72 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите массовую долю (ω, %) меди в смеси.

755. Триоксид серы объемом 11,2 дм<sup>3</sup> (н.у.) вносят в воду, добавляют 0,55 моль Ва(ОН)<sub>2</sub> и получают осадок. Определите массу (г) осадка.

### 7.3. d-ЭЛЕМЕНТЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

**Пример 146.** Определите количество смеси железа с его сульфидом, при обработке которого разбавленной кислотой получен газ объемом 3,984 дм<sup>3</sup> (н.у.) с плотностью по гелию равной 2,6. Какая соль и какой массы образуется, если полученную газовую смесь пропустить через раствор гидроксида натрия массой 50 г с массовой долей 4 %?

*Решение.*



$$M(\text{H}_2\text{S}) = 34 \text{ г/моль}; \quad M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}; \quad M(\text{NaHS}) = 56 \text{ г/моль}.$$

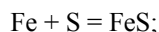
Молярная масса смеси газов равна  $2,6 \cdot 4 = 10,4$  г/моль. Из условия задачи следует, что масса газа составит  $3,984 \cdot 10,4 / 22,4 = 1,85$  г.

Пусть объем  $\text{H}_2\text{S}$  составит  $x$  дм<sup>3</sup>, тогда объем водорода составит  $(3,984 - x)$  дм<sup>3</sup>. Из равенства  $34x / 22,4 + (3,984 - x) \cdot 2 / 22,4 = 1,85$  находим  $x = 1,04$  дм<sup>3</sup>  $\text{H}_2\text{S}$  или  $1,04 / 22,4 = 0,0464$  моль. Тогда объем водорода равен  $3,984 - 1,040 = 2,944$  дм<sup>3</sup> или  $2,944 / 22,4 = 0,13$  моль.

Из уравнений реакций (1), (2) следует, что количество железа равно количеству водорода, т.е. 0,13 моль, а количество FeS равно количеству  $\text{H}_2\text{S}$ , т.е. 0,0464 моль. Масса гидроксида натрия в растворе составит  $0,04 \cdot 50 = 2,0$  г или  $2,0 / 40 = 0,05$  моль. Следовательно, при пропускании  $\text{H}_2\text{S}$  в раствор гидроксида натрия протекает реакция (3) и образуется 0,464 моль NaHS или  $0,0464 \cdot 56 = 2,8$  г.

**Пример 147.** Смесь серы и железа массами 3,2 г и 6,0 г соответственно привели во взаимодействие при нагревании без доступа воздуха. Полученный продукт после растирания обработали избытком концентрированного раствора хлороводородной кислоты. Каков состав и объем (н.у.) полученной в результате газовой смеси?

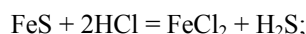
*Решение.* Уравнение реакции между серой и железом



$$M(\text{S}) = 32 \text{ г/моль}; \quad M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}.$$

Из уравнения реакции следует, что в недостатке сера, так как  $n(\text{S}) = 3,2 / 32 = 0,1$  моль. С этим количеством серы прореагирует 5,6 г железа и получится 8,8 г FeS ( $n(\text{FeS}) = 8,8 / 88 = 0,1$  моль), а железо массой 0,4 г не прореагирует ( $n(\text{Fe}) = 0,4 / 56 = 0,007$  моль).

В дальнейшем протекают процессы;



Согласно этим уравнениям, 0,1 моль FeS позволит получить 0,1 моль  $\text{H}_2\text{S}$ , 0,007 моль Fe – 0,007 моль  $\text{H}_2$ .

При н.у. объем газовой смеси составит

$$V_{\text{смеси}} = 22,4(0,1 + 0,007) = 2,4 \text{ дм}^3.$$

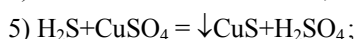
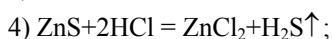
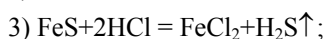
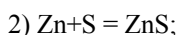
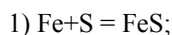
Состав смеси:

$$\text{мол. (об. \%)} \text{H}_2\text{S} = 0,1 \cdot 100 / 0,107 = 93,5;$$

$$\text{мол. (об. \%)} \text{H}_2 = 0,007 \cdot 100 / 0,107 = 6,5.$$

**Пример 148.** При нагревании смеси железа и цинка массами 11,2 г и 26,0 г соответственно с избытком серы и последующей обработкой продуктов реакции избытком раствора соляной кислоты выделился газ, который пропустили через раствор сульфата меди(II). Рассчитайте объем сульфата меди с массовой долей 10 % ( $\rho = 1,10$  г/см<sup>3</sup>) израсходованный на поглощение образовавшегося газа.

*Решение.*

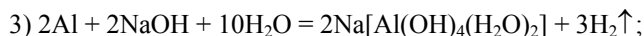
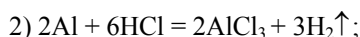
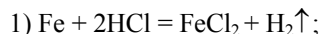


$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}; \quad M(\text{Zn}) = 65 \text{ г/моль}; \quad M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль}.$$

Находим количество железа и цинка  $11,2/56 = 0,2$  моль Fe,  $26/65 = 0,4$  моль Zn. Тогда из уравнений реакций (1), (2) количество FeS равно 0,2 моль, а ZnS – 0,4 моль. Количество  $\text{H}_2\text{S}$ , образующегося по реакциям (3), (4) равно  $0,2 + 0,4 = 0,6$  моль. Следовательно, по реакции (5) образуется и израсходуется такое же количество, т.е. 0,6 моль  $\text{CuSO}_4$  или  $0,6 \cdot 160 = 96$  г. Объем раствора сульфата меди(II) с массовой долей 10 % составит:  $96 \cdot 100/10 \cdot 1,1 = 872,7 \text{ см}^3$ .

**Пример 149.** Смесь железа, алюминия и меди массой 5,0 г обработали избытком раствора соляной кислоты, при этом выделился водород объемом 1,900  $\text{дм}^3$  (н.у.). При действии на эту смесь массой 3,0 г концентрированным раствором NaOH получили водород объемом 0,672  $\text{дм}^3$  (н.у.). Определите состав исходной смеси ( $\omega$ , %).

*Решение.*



$$M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль}; \quad M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}; \quad M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}.$$

Из уравнения реакции (3) и условия задачи следует, что количество водорода равно  $0,672/22,4 = 0,03$  моль. Следовательно, в реакцию (3) вступило алюминия  $2/3$  моль  $\text{H}_2 = 2 \cdot 0,03/3 = 0,02$  моль или  $0,02 \cdot 27 = 0,54$  г. Алюминий массой 0,54 г содержался в смеси массой 3,00 г. В исходной смеси массой 5 г содержится  $5,0 - 0,54/3 = 0,9$  г Al или  $0,9/27 = 0,0333$  моль.

Количество водорода, выделившегося по реакции (2) составит  $3/2$  моль Al или  $0,0333 \cdot 3/2 = 0,05$  моль, а объем водорода равен  $0,05 \cdot 22,4 = 1,12 \text{ дм}^3$ . Тогда объем водорода, выделившийся по реакции (1) составит  $1,90 - 1,12 = 0,78 \text{ дм}^3$  или  $0,78/22,4 = 0,035$  моль. Следовательно, в реакции (1) участвует такое же количество железа, т.е. 0,035 моль или  $0,035 \cdot 56 = 1,95$  г.  $\omega(\text{Fe}) = 1,95 \cdot 100/5,00 = 39\%$ ;  $\omega(\text{Al}) = 0,9 \cdot 100/5,00 = 18\%$ ;  $\omega(\text{Cu}) = 100 - 39 - 18 = 43\%$ .

**Пример 150.** Вычислите массовую долю хрома в смеси хромата калия и дихромата калия, в которой массовая доля калия равна 35 %.

*Решение.*

$$M(\text{K}_2\text{CrO}_4) = 194 \text{ г/моль}; \quad M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 294 \text{ г/моль}.$$

Возьмем один моль смеси и пусть  $\nu(\text{K}_2\text{CrO}_4) = x$  моль, тогда  $\nu(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = (1 - x)$  моль и масса смеси равна  $194x + 294(1 - x) = 294 - 100x$ .

Количество калия в смеси равно  $\nu(\text{K}) = 2x + 2(1 - x) = 2$  моль, а его масса составляет  $m(\text{K}) = 2 \cdot 39 = 78$  г. По условию задачи, массовая доля калия равна

$$\omega(\text{K}) = 78/(294 - 100x) = 0,35,$$

откуда  $x = 0,71$ .

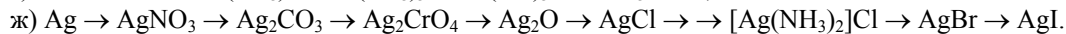
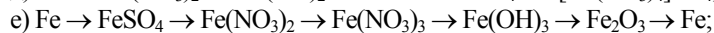
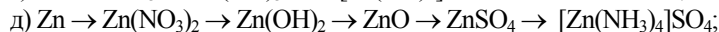
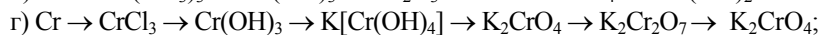
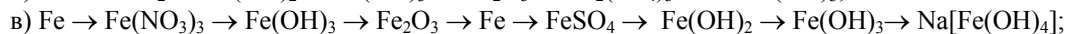
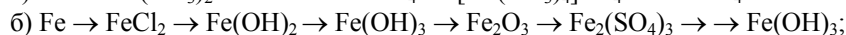
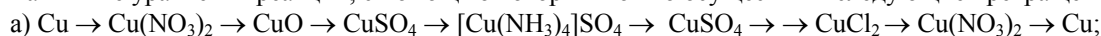
Количество хрома в смеси равно  $\nu(\text{Cr}) = x + 2(1 - x) = 2 - x = 1,29$  моль, а его масса составляет

$$m(\text{Cr}) = 1,29 \cdot 52 = 67 \text{ г}.$$

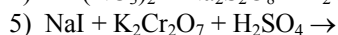
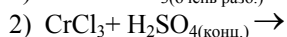
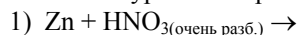
Массовая доля хрома равна  $\omega(\text{Cr}) = 67/(294 - 100 \cdot 0,71) = 0,30$ .

### Задачи

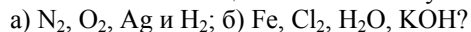
756. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



757. Закончите уравнения реакций и расставьте коэффициенты:



758. Какие сложные вещества можно получить, имея:



Напишите уравнения реакций и назовите полученные вещества.

759. Предложите несколько способов получения оксида железа(III), используя железо, концентрированную азотную кислоту, карбонат кальция, воду или продукты их взаимодействия (не менее трех способов).
760. Растворимость сульфида железа при некоторой температуре составляет  $5,35 \cdot 10^{-9}$  в 100 см<sup>3</sup> раствора. Рассчитайте произведение растворимости сульфида железа.
761. Определите степень чистоты ( $\omega$ , %) малахита, если для перевода меди из навески руды массой 17,62 г в раствор израсходовано 0,24 моль азотной кислоты. Примеси с азотной кислотой не реагируют.
762. Какие массы  $\text{KMnO}_4$  и  $\text{H}_2\text{O}_2$  необходимы для получения кислорода объемом 11,2 дм<sup>3</sup> (н.у.) при проведении реакции в кислой среде.
763. Какой объем раствора азотной кислоты с массовой долей 8 % ( $\rho = 1,044$  г/см<sup>3</sup>) потребуется для растворения меди массой 24 г? Какой объем (н.у.) NO выделяется при этом?
764. Для рафинирования была взята черновая медь массой 1000 кг, в которой массовая доля примесей составляет 4 %. Какая масса рафинированной меди может быть получена из нее, если выход по току составляет 92 %?
765. Какую массу медного купороса можно получить из руды массой 1,0 т, в которой массовая доля медного колчедана ( $\text{CuFeS}_2$ ) составляет 20 %?
766. Медно-калийное удобрение содержит в массовых долях:  $\text{K}_2\text{O}$  – 56,8 %; Cu – 1,0 %. Какой процент это составляет в пересчете на хлорид калия и технический медный купорос, в котором массовая доля меди составляет 24 %?
767. После длительного прокаливания порошка меди на воздухе масса его увеличилась на 1,8 г. Определите ( $\omega$ , %) образовавшейся смеси и ее массу.
768. Газом, выделившимся при обработке латуни массой 150 г избытком раствора соляной кислоты при нагревании, полностью восстановили оксид железа(III), при этом масса оксида железа(III) уменьшилась на 14,4 г. Определите состав смеси ( $\omega$ , %).
769. При пропускании сероводорода через раствор сульфата меди(II) массой 16,00 г образуется черный осадок массой 1,92 г. Рассчитайте концентрацию использованного раствора сульфата меди и объем (н.у.) израсходованного сероводорода.
770. Сплав меди с алюминием представляет собой химическое соединение, содержащее 12,3 % алюминия. Определите формулу этого соединения.
771. При растворении пероксида лития в горячей воде образуется гидроксид лития и выделяется некоторый газ. Напишите уравнение этой реакции и определите массовую долю ( $\omega$ , %) гидроксида лития в растворе, полученном растворением гидроксида лития массой 4,6 г в воде массой 125 г.
772. На растворение смеси меди и оксида меди(II) массой 18 г израсходован раствор серной кислоты массой 50 г с массовой долей 0 %. Вычислите массу меди в смеси.
773. При взаимодействии гидроксида меди(II) массой 3,92 г и 150 см<sup>3</sup> водного раствора аммиака с массовой долей 25 % ( $\rho = 0,907$  г/см<sup>3</sup>) образовался раствор гидроксида тетрааминмеди(II). Определите массовую долю ( $\omega$ , %) гидроксида тетрааминмеди(II) в полученном растворе.
774. Какая масса хромистого железняка, содержащего 30 %  $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ , потребуется для получения хрома массой 0,5 т?
775. Электролиз раствора хлорида натрия ( $\omega = 20$  %) массой 400 г был остановлен, когда на катоде выделился газ объемом 11,2 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите степень разложения (%) исходной соли.
776. Какой объем 0,5 н. раствора дихромата калия потребуется для полного окисления в кислой среде йодида калия массой 22 г?
777. Какую массу  $\text{CrO}_3$  можно получить из дихромата калия массой 147 г? Какую массу этилового спирта можно окислить им до альдегида?
778. Провели электролиз раствора сульфата хрома ( $\omega = 10$  %) массой 200 г до полного расходования соли (на катоде выделился металл). Определите массу израсходованной воды.
779. Найдите объемы 2 М раствора KOH ( $\rho = 1,09$  г/см<sup>3</sup>) и раствора  $\text{H}_2\text{O}_2$  ( $\rho = 1,00$  г/см<sup>3</sup>) с массовой долей 3 %, которые необходимы для реакции с сульфатом хрома(III) массой 200 г.
780. Какая масса марганца может быть получена из расплава хлорида марганца при пропускании тока силой 2 А в течение 40 мин, если выход по току составляет 68 %?
781. Определите массу и объем хлора при 288 К и давлении 102,5 кПа, выделяющегося при действии соляной кислоты на перманганат калия массой 31,6 г.
782. Какая масса перманганата калия потребуется для окисления сульфата железа(II) массой 7,6 г в кислом растворе?
783. При нагревании смеси кальция и оксида кальция с углеродом выделился газ объемом 4,48 дм<sup>3</sup> (н.у.) и образовался твердый продукт массой 19,2 г. Определите состав смеси (г).
784. При нагревании смеси  $\text{KClO}_3$  и  $\text{KMnO}_4$  массой 8,1 г выделился газ объемом 2,24 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите состав смеси ( $\omega$ , %).
785. На смесь, состоящую из металлического железа и оксидов железа(II и III) массой 2,000 г, подействовали соляной кислотой. При этом выделился водород объемом 224 см<sup>3</sup> (н.у.). При восстановлении этой смеси

массой 2,000 г водородом получена вода массой 0,423 г. Вычислите состав исходной смеси в массовых долях (%).

786. Определите массу чугуна, образующегося при переработке чистого магнитного железняка массой 928 г, если известно, что полученный чугун содержит углерод ( $\omega = 4\%$ ).

787. При растворении сплава меди, железа и алюминия массой 6,00 г в растворе HCl образовался водород объемом 3,024 дм<sup>3</sup> (н.у.) и нерастворившийся остаток массой 1,86 г. Определите состав сплава ( $\omega$ , %).

788. Какой объем 2 М раствора KOH расходуется при взаимодействии Cl<sub>2</sub> объемом 5,6 дм<sup>3</sup> (н.у.) с KCr(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>?

789. На хлорирование смеси цинка и железа массой 12,1 г израсходован хлор объемом 5,6 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите состав смеси металлов ( $\omega$ , %).

790. Чему равна масса калийной селитры, которая расходуется на получение K<sub>2</sub>MnO<sub>4</sub> из технического пиролюзита (MnO<sub>2</sub>) массой 4,35 кг, содержащего примеси, массовая доля которых составляет 12 %?

791. Сплав меди с цинком массой 78,0 г вытесняет из соляной кислоты газ объемом 13,44 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите массовую долю ( $\omega$ , %) меди в сплаве.

792. Чему равна масса красного железняка (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>), содержащего примеси, массовая доля которых составляет 10 %, который расходуется при его сплавлении со смесью KNO<sub>3</sub> и KOH для получения феррата калия (K<sub>2</sub>FeO<sub>4</sub>) массой 79,2 кг?

793. К 50 см<sup>3</sup> раствора хлорида железа(III) ( $\omega = 10\%$ ,  $\rho = 1,09$  г/см<sup>3</sup>) добавили гидроксид калия массой 5,0 г. Выпавший осадок отфильтровали и прокалили. Определите массу твердого остатка.

794. Растворимость K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> в воде массой 100 г составляет 45 г при 60 °С и 15 г при 25 °С. Определите массу (г) соли, которая выкристаллизуется при охлаждении раствора массой 300 г до 25 °С, насыщенного при 60 °С.

795. Переводят в раствор 0,3 моль оксида (Fe<sup>II</sup> – Fe<sup>III</sup>)O<sub>4</sub> действием соляной кислоты, пропускают избыток SO<sub>2</sub>, раствор концентрируют и добавляют BaCl<sub>2</sub>. Найдите массу (г) выпавшего осадка.

796. Сжигают цинк на воздухе, продукт переводят в раствор добавлением NaOH<sub>(конц.)</sub>, раствор насыщают CO<sub>2</sub> до полного выпадения осадка массой 24,75 г. Определите объем (н.у.) воздуха, необходимый для сжигания цинка, содержащего 20,94 % (об.) кислорода.

797. При обработке смеси меди, железа и алюминия массой 17,4 г избытком концентрированной азотной кислоты выделился газ объемом 4,48 дм<sup>3</sup> (н.у.), а при действии на ту же смесь избытка соляной кислоты выделился газ объемом 8,96 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите в массовых долях ( $\omega$ , %) состав исходной смеси.

798. Для растворения смеси порошка железа и алюминия массой 2,22 г потребовался раствор соляной кислоты массой 50 г и выделился водород объемом 1,344 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите содержание металлов в исходной смеси в молях и концентрацию раствора соляной кислоты (прореагировала полностью).

799. При обработке смеси меди, железа и алюминия массой 20,4 г избытком концентрированной азотной кислоты выделился газ объемом 4,48 дм<sup>3</sup> (н.у.), а при действии на ту же смесь избытка серной кислоты выделился газ объемом 8,96 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите в массовых долях ( $\omega$ , %) состав исходной смеси.

800. Смесью железа и алюминия массой 20 г обработали избытком раствора гидроксида натрия. Выделившийся водород занял объем 5,6 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите в массовых долях ( $\omega$ , %) состав смеси. Какой объем (н.у.) водорода выделился при обработке этой смеси массой 20 г избытком раствора соляной кислоты?

## 8. ОПРЕДЕЛЕНИЕ НЕИЗВЕСТНЫХ ВЕЩЕСТВ ПО ИХ СВОЙСТВАМ

801. Как можно различить внешне сходные между собой вещества: BaSO<sub>4</sub> и BaSO<sub>3</sub>; MgO и BaO; CaCO<sub>3</sub> и Ca(OH)<sub>2</sub>; CaO и ZnO; AgCl и PbCl<sub>2</sub>.

802. В трех пробирках находятся растворы Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>. Что будет наблюдаться, если в каждую пробирку добавить раствор BaCl<sub>2</sub>, а потом соляную кислоту?

803. Как различить вещества:

- NaCl, NH<sub>4</sub>Cl, CaCl<sub>2</sub>, PbCl<sub>2</sub>;
- BaCO<sub>3</sub>, BaSO<sub>4</sub>, Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, BaCl<sub>2</sub>?

804. Как проверить, содержит ли:

- NaCl примесь NH<sub>4</sub>Cl;    б) NaOH примесь Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>;
- CuSO<sub>4</sub> примесь CaCO<sub>3</sub>?

805. В пяти пробирках находятся растворы NaOH, NaCl, Na<sub>2</sub>S, NaI и NH<sub>4</sub>OH. Как определить эти вещества, используя один дополнительный реактив? Напишите уравнения реакций.

806. В банках без этикеток находятся твердые вещества: Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, KNO<sub>3</sub>, CuSO<sub>4</sub>. Определите каждое вещество и напишите уравнения реакций.

807. По каким внешним признакам можно определить, в какой среде проходила реакция восстановления KMnO<sub>4</sub>? Приведите примеры таких реакций и напишите их уравнения.

808. Какие две реакции используют для открытия иона Fe<sup>3+</sup>? Напишите уравнения этих реакций.

809. В банках без этикеток находятся твердые вещества:  $\text{NaCl}$ ;  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ . Используя их химические свойства определите каждое вещество, подтвердив ответ соответствующими уравнениями реакций.

810. Как провести разделение ионов  $\text{Cu}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{2+}$ , одновременно присутствующих в растворе?

811. Какие внешние изменения происходят при пропускании хлора в раствор  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Напишите уравнение реакции.

812. В трех пробирках находятся растворы солей  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ . Как определить эти вещества, используя один дополнительный реактив? Напишите уравнения реакций.

813. В банках без этикеток находятся твердые вещества:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ . Определите каждое вещество, используя их химические свойства. Напишите уравнения реакций.

814. С помощью каких реакций можно доказать присутствие в растворах ионов:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{SiO}_3^{2-}$ ,  $\text{CrO}_4^{2-}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ?

815. В растворе находится смесь нитратов  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ . При помощи каких реакций можно разделить эти катионы?

816. Можно ли, пользуясь только индикатором (каким?), различить растворы хлоридов бария и цинка? Какие два реагента можно использовать для этой цели?

817. Как можно отличить сплав цинка с медью от чистой меди? Напишите уравнения реакций.

818. Какие внешние изменения происходят при приливании:

а) раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  к раствору хромата калия;

б) раствора щелочи к раствору дихромата калия?

Напишите уравнения реакций.

819. Какими реакциями можно обнаружить в образце:

а) оксида цинка наличие оксида свинца(II);

б) сурика ( $\text{Pb}_3\text{O}_4$ ) наличие оксида свинца(IV)?

820. Как можно очистить медный купорос от примеси:

а) песка и мела;

б) сульфата железа(III);

в) сульфата алюминия?

821. Если к раствору соли некоторого металла прибавить иодид калия, то выпадает бурый осадок, который становится белым при добавлении раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  или  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . При действии на раствор соли этого металла сероводородом образуется черный осадок, нерастворимый в соляной кислоте, но растворимый в разбавленной азотной кислоте при нагревании. Определите, какой это металл.

822. При растворении сульфида металла(II) в соляной кислоте образуется хлорид металла(II) массой 7,62 г. На окисление его в кислой среде до металла(III) требуется раствор дихромата калия с массовой долей 1,5 % массой 196,00 г. Сульфид какого металла был взят?

823. Массовая доля кислорода в кристаллогидрате нитрата железа(III) равна 0,713. Установите формулу кристаллогидрата.

824. Сплав неизвестного металла и сульфида этого металла растворили в растворе соляной кислоты. При добавлении к образовавшемуся раствору красной кровяной соли получается интенсивно окрашенный в синий цвет осадок. При растворении сплава в  $\text{HCl}$  выделяется смесь газов объемом  $8,96 \text{ дм}^3$  (н.у.), при пропускании которых через раствор  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  образуется осадок черного цвета массой 47,8 г. Определите содержание сплава ( $\omega$ , %), назовите неизвестный металл.

825. Стружки неизвестного, предварительно нагретого, металла сгорели в сосуде с газом, полученным при взаимодействии оксида марганца(IV) массой 34,8 г и раствора соляной кислоты с массовой долей 36,5 % ( $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$ ) объемом  $336 \text{ см}^3$ . Вещество, образовавшееся в результате реакции, с желтой кровяной солью ( $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ) дает темно-синий осадок. Рассчитайте исходную массу металла и назовите его.

826. Газ, полученный при прокаливании хлората калия массой 4,9 г, смешали с газом, полученным при взаимодействии кальция массой 6,0 г с водой. Определите состав газов ( $\varphi$ , %).

827. При сжигании на воздухе простого вещества А образуется газ Б с резким запахом. Газ Б может получен также при обжиге минерала В на воздухе. При действии соляной кислоты на вещество Г, состоящее из таких же элементов, что и минерал В, но другого состава, выделяется газ Д с запахом тухлых яиц и образуется раствор, который с красной кровяной солью ( $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ) дает темно-синий осадок. При пропускании смеси Б и Д через воду выпадает вещество А. Назовите все вещества.

828. При взаимодействии диоксида марганца массой 52,2 г и  $336 \text{ см}^3$  раствора соляной кислоты с массовой долей 36,5 % ( $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$ ) выделяется газ, который собран в колбу. При внесении в колбу с газом простого порошкообразного вещества А массой 48,8 г наблюдается "огненный дождь". Вещество сгорает с образованием соли металла(III). Определите вещество А.

829. Даны три соли. Первая соль окрашивает пламя в фиолетовый, вторая – в желтый цвет. Раствор третьей соли образует белый осадок с раствором первой соли, желтый осадок с раствором второй соли и белый творожистый осадок с раствором нитрата серебра. Назовите заданные соли, ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

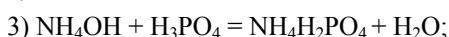
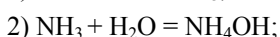
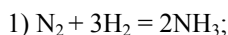
830. В трех склянках находятся различные вещества, окрашивающие пламя в желтый цвет. При взаимодействии первого вещества с соляной кислотой выделяется газ с неприятным запахом, при пропускании которого через раствор  $Pb(NO_3)_2$  выпадает осадок черного цвета. При приливании раствора  $BaCl_2$  к раствору второй соли выпадает белый осадок, а с раствором третьей соли  $BaCl_2$  образует желтый осадок. Определите эти вещества.

831. При разложении смеси двух солей А и Б одной и той же кислотой образуется металл, соль и смесь газов. Соль Б применяется в медицине и производстве зеркал под названием "ляпис", а при термическом разложении образует смесь двух газов, один из которых бурого цвета. При обработке смеси исходных солей раствором  $BaCl_2$  выпадает белый творожистый осадок. Назовите заданные соли, ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

## 9. ВЫЧИСЛЕНИЯ ПРИ РЕАКЦИЯХ СО СМЕСЯМИ

**Пример 151.** Смесь азота и водорода пропущена над катализатором, при этом объем смеси уменьшился с  $28,0 \text{ дм}^3$  до  $20,6 \text{ дм}^3$  (н.у.). Какова будет массовая доля растворенного вещества ( $\omega$ , %), если полученный газ растворить в воде объемом  $20,0 \text{ см}^3$ ? Какая масса раствора  $H_3PO_4$  с массовой долей 20 % вступит в реакцию с полученным раствором для получения  $NH_4H_2PO_4$ ?

*Решение.*



$$M(NH_3) = 17 \text{ г/моль}; \quad M(H_2O) = 18 \text{ г/моль}; \quad M(NH_4OH) = 35 \text{ г/моль};$$

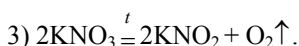
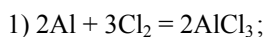
$$M(H_3PO_4) = 98 \text{ г/моль}.$$

Пусть  $V$  – объем израсходованного азота по реакции (1). Тогда  $(28 - V) - 3V + 2V = 20,6$  и  $V = 3,7 \text{ дм}^3$ . Объем аммиака составит  $2V$  или  $2 \cdot 3,7 = 7,4 \text{ дм}^3$ , а количество аммиака будет равно  $7,4/22,4 = 0,33$  моль. По уравнению (2) количество  $NH_4OH$  равно количеству воды и количеству аммиака, т.е. масса воды, вступившей в реакцию (2) составит  $0,33 \cdot 18 = 5,94 \text{ г}$ , а масса  $NH_4OH$ , образующегося по реакции (2), будет равна  $0,33 \cdot 35 = 11,55 \text{ г}$ . Масса воды, оставшейся после реакции равна  $20,00 - 5,94 = 14,06 \text{ г}$ , а масса раствора составит  $(14,06 + 11,55) = 25,61 \text{ г}$ . Тогда  $\omega(NH_4OH) = 11,55 \cdot 100/25,61 = 45,1 \%$ .

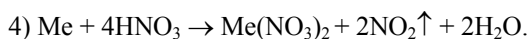
По уравнению (3) количество  $H_3PO_4$  равно  $0,33$  моль или  $0,33 \cdot 98 = 32,34 \text{ г}$  и масса раствора  $H_3PO_4$  ( $\omega = 20 \%$ ) составит  $32,34 \cdot 100/20 = 161,7 \text{ г}$ .

**Пример 152.** После обработки смеси двух металлов массой  $70 \text{ г}$  концентрированной азотной кислотой получили нитрат металла(II), оксид азота(IV) и остался металл(III) массой  $54 \text{ г}$ , который может взаимодействовать с раствором щелочи и образует хлорид, реагируя с хлором объемом  $67,2 \text{ дм}^3$  (н.у.). Выделившийся при этом оксид азота(IV) при взаимодействии с раствором  $KOH$  образует смесь солей, одна из которых при термическом разложении превращается во вторую с выделением кислорода объемом  $2,8 \text{ дм}^3$  (н.у.). Определите исходные металлы. Ответ подтвердите расчетами.

*Решение.* Металл(III) – это алюминий, он пассивируется концентрированной азотной кислотой и растворяется в щелочах:



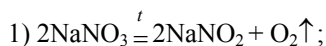
Из уравнения (1) следует, что  $54 \text{ г Al}$  (2 моль) реагирует с  $Cl_2$  объемом  $67,2 \text{ дм}^3$  (3 моль). Из уравнений (2), (3) для образования 1 моль кислорода потребуется 4 моль  $NO_2$ . Из условия задачи количество кислорода составит  $2,8/22,4 = 0,125$  моль. Следовательно, при реакции металла(II) с азотной кислотой должно образоваться  $4 \cdot 0,125 = 0,5$  моль  $NO_2$ , а масса этого металла в смеси составит  $(70 - 54) = 16 \text{ г}$ . Реакция металла(II) с концентрированной азотной кислотой протекает по схеме



Из уравнения реакции (4) следует, что  $m(Me) = 16 \cdot 2/0,5 = 64 \text{ г}$  или молярная масса металла(II) составляет  $64 \text{ г/моль}$ , т.е. это медь.

**Пример 153.** При нагревании смеси нитратов натрия и свинца образовался оксид свинца(II) массой  $22,3 \text{ г}$  и выделились газы объемом  $6,72 \text{ дм}^3$  (н.у.). Рассчитайте массу смеси исходных веществ.

Решение.



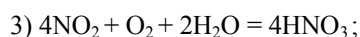
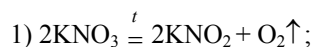
$$M(\text{NaNO}_3) = 85 \text{ г/моль}; \quad M(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 332 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{PbO}) = 223 \text{ г/моль}.$$

Количество PbO равно  $22,3/223 = 0,1$  моль, количество газов  $6,72/22,4 = 0,3$  моль. Из условия задачи и уравнения (2) следует, что количество нитрата свинца(II) равно 0,1 моль или  $0,1 \cdot 332 = 33,2$  г. Количество NO<sub>2</sub> и O<sub>2</sub> по реакции (2) составит  $(0,20 + 0,05) = 0,25$  моль. Тогда по реакции (1) количество кислорода составит  $0,30 - 0,25 = 0,05$  моль ( $v_{\text{O}_2} = 6,72/22,4 = 0,30$  моль). Следовательно, в состав смеси входит  $2 \cdot 0,05 = 0,1$  моль NaNO<sub>3</sub> или  $0,1 \cdot 85 = 8,5$  г. Общая масса смеси составит  $33,2 + 8,5 = 41,7$  г.

**Пример 154.** Газы, выделившиеся при прокаливании смеси нитратов калия и меди массой 28,9 г, пропущены через 150 см<sup>3</sup> воды, при этом не поглотился газ объемом 1,12 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите массы нитратов калия и меди(II).

Решение.



$$M(\text{KNO}_3) = 101 \text{ г/моль}; \quad M(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 188 \text{ г/моль}.$$

Из анализа уравнений (1) – (3) и условия задачи следует, что 1,12 дм<sup>3</sup> кислорода образуется по реакции (1), что составит  $1,12/22,4 = 0,05$  моль. Следовательно, в состав смеси входит 0,1 моль KNO<sub>3</sub> или  $0,1 \cdot 101 = 10,1$  г. Тогда масса нитрата меди(II) в смеси составит  $28,9 - 10,1 = 18,8$  г.

### Задачи

832. При полном растворении в растворе соляной кислоты смеси NaHCO<sub>3</sub> и соли X, окрашивающей пламя в желтый цвет, массой 2,92 г выделяется смесь двух газов объемом 0,672 дм<sup>3</sup> (1,72 г). Один газ является оксидом элемента(IV), содержит 50 % элемента и способен обесцветить бром массой 3,20 г. Молярная масса исходной соли X равна 104 г/моль. Определите формулу соли. Рассчитайте количество соли, образовавшейся после растворения исходной смеси.

833. Для определения состава (ω, %) сплава серебра и меди сплав массой 0,570 г обработали концентрированным раствором азотной кислоты. Полученную смесь выпарили, а потом прокалили. При этом образовался твердый остаток массой 0,643 г. Укажите состав сплава (ω, %).

834. При взаимодействии смеси металлического цинка и его карбоната с раствором соляной кислоты выделился газ объемом 6,72 дм<sup>3</sup> (н.у.). После сжигания образовавшегося газа на воздухе и конденсации водяных паров объем его уменьшился до 4,48 дм<sup>3</sup> (н.у.). Рассчитайте массовую долю (ω, %) цинка в исходной смеси.

835. Смесь газов, образовавшихся при термическом разложении нитрата свинца(II) массой 3,31 г, пропущена через 100 см<sup>3</sup> воды. Какова концентрация образовавшегося при этом раствора (г/дм<sup>3</sup>)? Какой объем раствора КОН с массовой долей 5,7 % ( $\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$ ) потребуется для полной нейтрализации полученного раствора?

836. Смесь двух газов взорвали в замкнутом сосуде. Какая кислота образовалась при растворении продуктов реакции в воде массой 100,00 г, если первый газ был получен действием избытка серной кислоты на цинк массой 42,90 г; второй действием избытка соляной кислоты на оксид марганца(IV) массой 5,22 г? Определите концентрацию полученной кислоты (ω, %).

837. Имеется смесь оксида серы(IV) и кислорода объемом 2,0 дм<sup>3</sup>. В результате взаимодействия между ними образовалось 0,17 г оксида серы(VI). Определите состав исходной смеси (φ, %), учитывая, что оксид серы(IV) вступил в реакцию полностью.

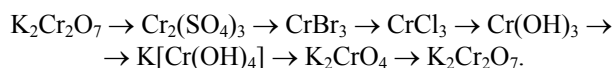
838. При обработке смеси серебра, алюминия и оксида магния массой 50 г избытком концентрированного раствора азотной кислоты образовался газ объемом 4,48 дм<sup>3</sup> (н.у.). При взаимодействии исходной смеси такой же массой с избытком раствора NaOH выделился газ объемом 6,72 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите состав исходной смеси (ω, %).

839. Смесь оксидов углерода(II и IV) массой 18 г занимает объем 11,2 дм<sup>3</sup>. Определите объем, который займет оксид углерода(II) после пропускания исходной смеси газов над раскаленным углем.

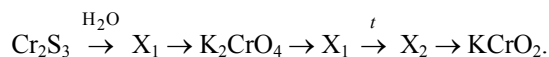
840. На растворение смеси цинка и оксида цинка израсходовано 100,8 см<sup>3</sup> раствора соляной кислоты с массовой долей 36,5 % ( $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$ ), при этом выделился газ объемом 8,96 дм<sup>3</sup> (н.у.). Рассчитайте массу исходной смеси веществ.



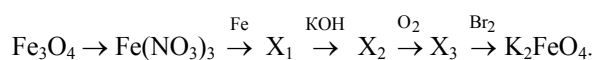
841. Смесь хлоридов калия и натрия массой 13,2 г растворили в воде и добавили избыток раствора нитрата серебра. Масса полученного осадка равна 28,7 г. Определите состав исходной смеси ( $\omega$ , %).
842. Смесь натрия (0,575 моль) и оксида натрия (0,575 моль) внесли в раствор NaOH ( $\omega = 10\%$ ) массой 336 г. Определите состав вещества в конечном растворе ( $\omega$ , %).
843. Смесь цинка и железа массой 12,1 г обработали хлором. Объем израсходованного хлора равен 5,6 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите состав смеси металлов ( $\omega$ , %).
844. Имеется смесь цинка, кальция и диоксида кремния массой 60 г. Рассчитайте количественный состав смеси, если известно, что при обработке ее избытком раствора соляной кислоты выделяется газ объемом 13,44 дм<sup>3</sup> (н.у.) и остается нерастворимый остаток массой 31 г.
845. Для превращения смеси NaOH и Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> массой 2,92 г в хлорид натрия потребовался хлороводород объемом 1,344 дм<sup>3</sup> (н.у.). Рассчитайте массы исходных веществ.
846. Через раствор гидроксида кальция пропущена смесь оксидов углерода(II и IV) в объемном соотношении 8 : 9. Осадок отфильтровали, а затем прокалили. Масса полученного при этом вещества составила 1,4 г. Определите массу исходной смеси газов и ее относительную плотность по воздуху.
847. Для растворения смеси железных и алюминиевых опилок массой 2,22 г потребовался раствор HCl массой 50 г и выделился водород объемом 1,344 дм<sup>3</sup> (н.у.). Определите состав смеси и концентрацию раствора HCl ( $\omega$ , %), израсходованного на растворение смеси.
848. Смесь сульфата, нитрата и гидрокарбоната натрия массой 24,0 г прокалили при 300 °С. При этом выделился газ объемом 2,24 дм<sup>3</sup> (н.у.). При пропускании этого газа через избыток известковой воды был получен осадок массой 5,0 г. Определите состав исходной смеси (в молях и в граммах).
849. При сплавлении смеси оксида кремния(IV) и карбоната натрия массой 142,0 г произошло уменьшение массы до 115,6 г. Определите состав исходной и полученной смеси (по массе), если при действии на полученную смесь раствором HCl выделяется газ объемом 8,96 дм<sup>3</sup>.
850. После термического разложения смеси KCl и KClO<sub>3</sub> массой 197 г в присутствии MnO<sub>2</sub> получили остаток массой 149 г, расплав которого подвергли электролизу. Сколько кремния (г) способно прореагировать с газом, выделившимся при электролизе?
851. Определите массу раствора KOH ( $\omega = 7,9\%$ ), в котором нужно растворить K<sub>2</sub>O массой 47 г для получения раствора KOH ( $\omega = 21\%$ ).
852. После обработки серы избытком раствора KOH реакционную смесь выпарили, и сухой остаток обработали раствором HCl. Полученный при этом газ объемом 2,24 дм<sup>3</sup> (н.у.) пропустили через воду, что привело к образованию осадка. Определите массу осадка.
853. Газ, полученный при прокаливании в присутствии MnO<sub>2</sub> хлората калия массой 4,9 г? смешали с газом, полученным при взаимодействии кальция массой 6,0 г с водой. Определите состав смеси газов ( $\varphi$ , %).
854. Какой объем (н.у.) аммиака надо пропустить через раствор аммиака ( $\omega = 5\%$ ) массой 50 г для получения насыщенного раствора (растворимость аммиака равна 89,7 г 100 г воды)?
855. На смесь MnO<sub>2</sub> и оксида Me(IV) массой 8,24 г подействовали избытком раствора HCl, при этом образовался газ объемом 1,344 дм<sup>3</sup> (н.у.). Оксид металла(IV) с HCl не реагирует. Отношение молей в смеси 3 : 1 (MnO<sub>2</sub> : MeO<sub>2</sub>). Определите формулу MeO<sub>2</sub> оксида металла(IV).
856. Смесь хлоридов Al и Cr(III) массой 317,0 г обработали избытком растворов KOH и хлорной воды. К полученному раствору добавили Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> до полного осаждения желтого осадка массой 126,5 г. Определите содержание хлорида хрома в смеси ( $\omega$ , %).
857. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



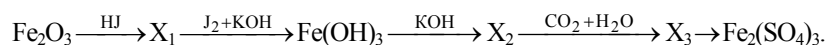
858. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



859. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



860. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



## ОТВЕТЫ

### 1.1

1. а) 3,17; 2,56; 1,32; 1,32; б) 1,15; 2,04; 2,22; 3,57; в) 1,22; 2,04; 3,23; 3,23; г) 3,42; 2,04; 2,67; 1,17; д) 1,45; 1,87; 2,44; 2,47 моль. 2. а) 10 моль; б) 1,495·10<sup>4</sup> моль; в) 0,5 моль; г) 500 моль; д) 0,2 моль. 3. а) 0,05 моль; б) 432 моль;

в) 16,9 моль; г) 1,34 моль. **4.** 0,118 моль и 0,045 моль. **5.** 0,438 моль и 0,500 моль. **6.** а)  $5,37 \cdot 10^{18}$  молекул  $H_2$ ; б)  $4,03 \cdot 10^{19}$  молекул  $O_2$ ; в)  $5,64 \cdot 10^{19}$  молекул  $Cl_2$ ; г)  $1,21 \cdot 10^{20}$  молекул  $N_2O_3$ . **7.** 1,34 моль. **8.** 11,20 дм<sup>3</sup>  $H_2$ ; 1,40 дм<sup>3</sup>  $CH_4$ ; 0,80 дм<sup>3</sup>  $CO$ ; 0,75 дм<sup>3</sup>  $NO$ ; 0,70 дм<sup>3</sup>  $O_2$ . **9.** а) 0,536 моль; б) 0,015 моль; в) 44,643 моль; г) 1,25 моль. **10.** 44,8 дм<sup>3</sup>  $N_2$ ; 448 дм<sup>3</sup>  $O_2$ ; 56 дм<sup>3</sup>  $CO_2$ ; 56 дм<sup>3</sup>  $CO$ . **11.** 443,9 см<sup>3</sup>. **12.** 925 см<sup>3</sup>. **13.** 818,9 дм<sup>3</sup>. **14.** 632,5 см<sup>3</sup>. **15.** 0,29 дм<sup>3</sup>. **16.** 4,31 дм<sup>3</sup>. **17.** 82,29 кПа. **18.** 839,49 см<sup>3</sup>. **19.** 374,14 см<sup>3</sup>. **20.** 575,45 см<sup>3</sup>. **21.** 4029 г. **22.** а)  $2,7 \cdot 10^{-22}$  г; б)  $1,3 \cdot 10^{-22}$  г; в)  $4,7 \cdot 10^{-22}$  г; г) 25,6 г; д) 4,35 г; е) 42,0 г; ж)  $1,8 \cdot 10^{-22}$  г; з) 31,4 г; и)  $2,7 \cdot 10^{-23}$  г. **23.** а) 0,125 моль; б) 1,7 моль; в) 0,4 моль; г) 0,15 моль. **24.** 5,6 дм<sup>3</sup>. **25.** 4,528 дм<sup>3</sup>.

## 1.2

**26.** 42,05 а.е.м. **27.** а) 16 а.е.м.; б) 26,04 а.е.м. **28.** тяжелее:  $CO_2$ ,  $NO_2$ ,  $Cl_2$ ; легче:  $CO$ ,  $NH_3$ . **29.** 15,33. **30.** 6. **31.** 116 г/моль;  $CH_3(CH_2)_4COOH$ . **32.** 6 атм. S; 4 атм. P. **33.** 47 г/моль; 1,62. **34.** 28 а.е.м. **35.** 10,3 дм<sup>3</sup>  $O_2$ ; 0,9 дм<sup>3</sup>  $CO_2$ . **36.** 5,5. **37.** 80 %  $O_2$  и 20 %  $O_3$ . **38.** 28. **39.** а) 0,168 г; б) 1,23 кг; в) 1,456 кг. **40.** 43 дм<sup>3</sup>. **41.** 58 г/моль. **42.** 58 а.е.м. **43.** 820,57 дм<sup>3</sup>. **44.** 9,94 г. **45.** 71 а.е.м. **46.** 935,7 мм рт. ст.; 124,408 кПа. **47.** 1000,7 г. **48.**  $22,953 \cdot 10^3$  кПа. **49.** 293 К. **50.** 114,187 кПа. **51.** 64 а.е.м. **52.** 32 а.е.м. **53.** 54,8 кПа. **54.** а) 252,8 дм<sup>3</sup>; б) 43,0 дм<sup>3</sup>. **55.** 69,2 % карбида алюминия; 30,8 % карбида кальция. **56.** 28 а.е.м. **57.** а) 28,9 г/моль; б) 44 г/моль; в) 44 г/моль. **58.** 560 дм<sup>3</sup>; 2667 дм<sup>3</sup>. **59.** 87,5 % (об.); 82,4 % (масс.). **60.** 4,62 дм<sup>3</sup>  $NH_3$ ; 7,38 дм<sup>3</sup>  $CO_2$ .

## 1.3

**61.**  $MgCO_3$ . **62.** а)  $SO_3$ ; б)  $Fe_2O_3$ ; в)  $Cr_2O_3$ ; г)  $K_2SO_4$ ; д)  $C_2H_6O$ ; е)  $Mg_2P_2O_7$ . **63.** а)  $K_2Cr_2O_7$ ; б)  $ZnCl_2$ ; в)  $AgNO_3$ ; г)  $C_8H_6$ . **64.** а)  $CuFeS_2$ ; б)  $CaSO_4$ ; в)  $CaCO_3$ ; г)  $Na_3AlF_6$ . **65.** а)  $V_2O_5$ ; б)  $HgO$ . **66.**  $C_2H_4O_2$ . **67.** 52,9 %  $KCl$ ; 47,1 %  $NaCl$ . **68.**  $HNO_3$ . **69.**  $Na_2SO_4$ . **70.**  $MgCO_3$ . **71.**  $CaHPO_4$ . **72.**  $Al_2O_3$ . **73.**  $C_4H_{10}$ . **74.**  $C_{10}H_8$ . **75.**  $C_6H_{14}$ . **76.**  $H_2S$ . **77.**  $Si_2H_6$ . **78.**  $C_2H_6O$ . **79.**  $HCN$ . **80.**  $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$ . **81.**  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ . **82.**  $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ . **83.**  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ . **84.**  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ . **85.**  $CuCl_2 \cdot 2H_2O$ . **86.**  $CaCl_2 \cdot 2H_2O$ . **87.**  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ . **88.** 12 молей. **89.**  $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ . **90.**  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ . **91.**  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ . **92.**  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ . **93.**  $Zn(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ . **94.**  $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ . **95.** 73,1 %. **96.**  $(NaH_4)_2SO_4 \cdot Fe_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ . **97.**  $Fe_2(SO_4)_3$ . **98.**  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ . **99.** 3,36 дм<sup>3</sup>. **100.** Барий. **101.** 21,4 г. **102.** 259,31 г. **103.** 33,6 дм<sup>3</sup>. **104.** 41,0 г. **105.** 0,56 г. **106.** Железо. **107.** 10,72 %. **108.** 1,62 г. **109.** Железо. **110.** Бромид кальция. **111.** 78,8 %  $NaCl$ ; 21,2 %  $KCl$ . **112.** 4,62 дм<sup>3</sup>  $NH_3$ ; 7,38 дм<sup>3</sup>  $CO_2$ . **113.** 50,4 %  $NaHCO_3$ ; 31,8 %  $Na_2CO_3$ ; 17,8 %  $NaCl$ . **114.** 5,93 %  $Al$ ; 49,23 %  $Fe$ ; 44,84 %  $Al_2O_3$ . **115.** 1 : 1 **116.** 6,84 г  $Al_2(SO_4)_3$ ; 2,84 г  $Na_2SO_4$ . **117.** 61,4 %  $Zn$ ; 38,6 %  $Mg$ . **118.** 62 %  $Zn$ ; 38 %  $Mg$ . **119.** 75 % (об.)  $CO$ ; 25 % (об.)  $CO_2$ . **120.** 19,84 т. **121.** 17,31 %  $Al$ ; 82,69 %  $Al_2O_3$ . **122.** 800. **123.** Барий. **124.** Хром. **125.** 4,48 дм<sup>3</sup>. **126.** 8,0 дм<sup>3</sup>. **127.** 2,5 моль. **128.** 19,4. **129.** 2,5. **130.** 6,7. **131.** 162. **132.** 83,33 %  $C$ ; 16,67 %  $H$ . **133.** 9,82 г. **134.** 44 г, пропан. **135.**  $C_4H_{10}$ .

## 1.4

**141.** 5,6 дм<sup>3</sup>; 11,2 дм<sup>3</sup>; 11,2 дм<sup>3</sup>. **142.** 49 г/моль. **143.** 12 г/моль. **144.** 6,9 г/моль. **145.** 29,7 г/моль; 59,4 г/моль. **146.** 8,99 г/моль. **147.** 103,6 г/моль. **148.** 20 г/моль. **149.** 56,2 г/моль. **150.** 80,0 г/моль. **151.** 9,0 г/моль. **152.** 45,0 г/моль. **153.** 37,0 г/моль. **154.** 49 г/моль; 2. **155.** 41,0 г/моль; 2. **156.** 49,0 г/моль. **157.** 38,5 г/моль; 46,5 г/моль. **158.** 137,4 г/моль; барий. **159.** 108,0 г/моль. **160.** 19,5 г/моль. **161.** 32,62 г/моль. **162.** 68,5 г/моль. **163.** 64,5 г/моль. **164.** 23 г/моль. **165.** 9 г/моль. **166.** 32,7 г/моль. **167.** 108,0 г/моль. **168.** 40,0 г/моль. **169.** 44,8 дм<sup>3</sup>; 20 г/моль. **170.** 0,28 г. **171.** 32,7 г/моль. **172.** 32,7 г/моль. **173.** 25,0 г/моль. **174.** 24,0 а.е.м. **175.** 6,825 дм<sup>3</sup>.

## 2.2

**236.** Возрастает. **237.** 46. **238.** 72. **239.** 2, 8, 18, 7. **240.** 3.

## 2.3

**242.** 1,0002 а.е.м. **243.** 16,004 а.е.м. **246.** 28,08 а.е.м. **247.** 77,5 % и 22,5 %. **248.** 10,8 а.е.м. **250.** 54 % и 46 %. **251.** 20,2 а.е.м. **252.**  $^4_2He$ . **253.**  $^2_1H$ . **254.**  $^{24}_{12}Mg(\alpha, \bar{e})^{28}_{15}P$ . **256.** а)  $^{18}_9F$ ; б)  $^{64}_{30}Zn$ . **257.** 2. **258.**  $^9_3Li$ ;  $^{24}_{12}Mg$ ;  $^{210}_{82}Pb$ . **260.** 25 мг.

## 3

**286.**  $CaBr_2$ . **287.** Увеличивается. **288.** 3. **289.** Увеличивается.

## 4.1

**291.** 1506,98 кДж. **292.** -1423,78 кДж; 63562 кДж. **293.** -3123,52 кДж. **294.** -45,29 кДж. **295.** -206,13 кДж; 618,39 кДж. **296.** -175,97 кДж; 78,56 кДж. **297.** -451,03 кДж. **298.** -726,6 кДж. **299.** 67,79 кДж. **301.** +77,4 кДж/моль. **302.** +185 кДж/моль. **303.** -92 кДж/моль. **304.** -242 кДж/моль. **305.** -46,5 кДж/моль. **306.** 2706 кДж. **307.** -393,32 кДж/моль. **308.** -1095,7 кДж/моль. **309.** -277,61 кДж/моль. **310.** -820,4 кДж/моль. **311.** -293,8 кДж. **312.** -46,175 кДж/моль. **313.** -100,53 кДж/моль. **314.** 226,76 кДж/моль. **315.** 90,37 кДж/моль. **316.** -74,88 кДж/моль. **317.** а) -257,22 кДж; б) -16,48 кДж; в) 41,18 кДж. **318.** 888,35 К. **319.** +24,05 кДж; 52,17 Дж/К. **320.** -1235,18 кДж; -216,15 Дж/К. **321.** 20,0 кДж. **322.** а) -778,39 кДж; б) 523,02 кДж; в) -130,54 кДж; г) -779,31 кДж. **323.** а) 385,9 К; б) 965,5 К; в) 662,2 К; г) 543,9 К. **324.** а) 118,77 Дж/К; б) -3,37 Дж/К. **326.** -38 кДж. **327.** 227,4 кДж. **328.** 17,0 кДж/моль. **329.** 0,5 моль. **330.** 11,2 дм<sup>3</sup>.

## 4.2

331. а) 8; б) 16; в) 2; г) 16. 332. 4. 333. 0,006. 334. 12. 335.  $4,5 \cdot 10^{-5}$ . 336. Увеличится в 512 раз.. 337. Увеличится в 27 раз. 338. Увеличится в 5 раз. 339. Увеличится в 8 раз. 340. В 27 раз. 341. а) 2; б) 4,13. 342.  $40^\circ$ . 343. 3. 344. 32. 345.  $60^\circ$ . 346. 2. 347. 3; 59049. 348. Увеличивается в 27 раз. 349. 729. 350. 61,8. 351. 58,6.

## 4.3

352.  $7,2 \cdot 10^{-3}$ . 353. 1,25 моль/дм<sup>3</sup>; 1,75 моль/дм<sup>3</sup>. 354. 0,1 моль/дм<sup>3</sup> CO; 0,2 моль/дм<sup>3</sup> H<sub>2</sub>O; 0,6 моль/дм<sup>3</sup> CO<sub>2</sub>; 0,25 моль/дм<sup>3</sup> H<sub>2</sub>. 355. 1,25. 356. 15,625. 357. 9. 358. 0,63. 359.  $2,63 \cdot 10^{-5}$ . 360. 125. 361. 0,4. 362. 0,04 моль/дм<sup>3</sup> CO; 0,02 моль/дм<sup>3</sup> CO<sub>2</sub>. 363. 0,7 моль/дм<sup>3</sup>; 0,5 моль/дм<sup>3</sup>. 364. 0,025 моль/дм<sup>3</sup>; 0,035 моль/дм<sup>3</sup>. 365. 0,03 моль/дм<sup>3</sup> CO и H<sub>2</sub>O; 0,05 моль/дм<sup>3</sup> CO<sub>2</sub> и H<sub>2</sub>. 366. 1,95 моль/дм<sup>3</sup>; 1,85 моль/дм<sup>3</sup>. 369. 0,73; 625 раз. 375. 0,02 моль/дм<sup>3</sup> CO; 0,32 моль/дм<sup>3</sup> H<sub>2</sub>O; 0,08 моль/дм<sup>3</sup> CO<sub>2</sub>; 0,08 моль/дм<sup>3</sup> H<sub>2</sub>.

## 5.1

376. 0,20. 377. 100 г. 378. 90,35 см<sup>3</sup>. 379. 461,5 см<sup>3</sup>; 38,4 см<sup>3</sup>. 380. 1,52 моль/дм<sup>3</sup>. 381. 9,2 %. 382. а) 20 %; б) 38 %; в) 38 %. 383. 450 г; 150 г. 384. 32,5 %. 385. 45,58 %. 386. 352 г. 387. 68,3 г; 59,2 г. 388. 1,9 %. 389. 1,66 % Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>; 9,14 % NaCl. 390. 59,6 г. 391. 33,73 %. 392. 129,7 г. 393. 73,4 г. 394. 13,08 моль/дм<sup>3</sup>. 395. а) 4,26 моль/дм<sup>3</sup>; б) 8,52 моль/дм<sup>3</sup>; в) 33,4 %. 396. 0,1 моль/дм<sup>3</sup>. 397. 0,08 моль/дм<sup>3</sup>. 398. 9,96 моль/дм<sup>3</sup>; 6,2 %. 399. 5,1 %; 0,83 моль/дм<sup>3</sup>. 400. 3,7 моль/дм<sup>3</sup>; 4,17 моль/кг; 931,8 г. 401. 293,5 кг H<sub>2</sub>O; 706,5 кг H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. 402. 34,32 г. 403. 125 г. 404. 2,65 г. 405. 0,8 моль/дм<sup>3</sup>. 406. 125 см<sup>3</sup>. 407. Разбавить в 16 раз. 408. 210,21 см<sup>3</sup>. 409. 30,08 см<sup>3</sup>. 410. 121 г. 411. 16,25 %. 412. 24,4 г. 413. 30 %. 414. 200 см<sup>3</sup>. 415. 52,9 см<sup>3</sup>. 416. 1,90 г. 417. 16,8 %. 418. 365,7 г. 419. 4,48 дм<sup>3</sup>. 420. H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>; 0,28 %. 421. Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>·10H<sub>2</sub>O; 1,71 %. 422. 1802 см<sup>3</sup> и 6557 см<sup>3</sup>. 423. 236,6 дм<sup>3</sup>. 424. 8,00 %. 425. NaHS – 2,11 %; Na<sub>2</sub>S – 7,82 %. 426. 2551 см<sup>3</sup> и 455 см<sup>3</sup>. 427. 22,9 %. 428. NaHCO<sub>3</sub> – 2,98 %; Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> – 6,99 %. 429. NaHSO<sub>3</sub> – 2,26 %; Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> – 20,1 %.

## 5.2

430. 1631,3 кг. 431. 33,33 %. 432. 35,0 г. 433. 20,4 %; 79,6 %. 434. 21,3 г. 435. 82,48 г. 436. 68,4 г. 437. 1,42 кг. 438. 46 г. 439. 1,86 %. 440. 66,7 %. O<sub>2</sub>; 33,3 % N<sub>2</sub>. 441. 240 г; 136 г. 442. 50 г. 443. 9,22 г. 444. 5,93 %; 0,40 моль/кг.

## 5.3

445. 2993 кПа. 446. 18,0 г. 447. 92,07 г/моль. 448. а) 156,0 кПа; б) 156,1 кПа. 449. 24,8 кПа. 450. 55,7 г. 451. 309,6 кПа. 452. 74,0 а.е.м. 453. 128 г/моль. 454. 14,6 %. 455. –1,03 °C. 456. 2,57 °C. 457. 6,45 %. 458. 60 г/моль. 459. 7,5 г. 460. 92 г/моль. 461. 1,13 г. 462. 8,26 %. 463. 3,92 г. 464. 81,26 °C. 465. 342 г/моль. 466. 3,9°. 467. 8. 468. 442 г/моль. 469. 1,16 г. 470. –0,825 °C. 471. C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>S<sub>3</sub>. 472. 34,1 а.е.м. 473. 1,21 °C. 474. 5:3. 475. 1,86. 476. 0,9. 477. 73 %. 478. 85 %. 479. 0,1 моль/кг. 480. AlCl<sub>3</sub>. 481. 1,8; 80 %. 482. 1,00; 1,75. 483. 1,4. 484. 0,2 и 0,1 моль/дм<sup>3</sup>. 485. 0,02 и 0,03 моль/дм<sup>3</sup>. 491. а) 5; б) 7; в) 5; г) 4; д) 6; е) 6; ж) 4; з) 7.

## 5.4

492. 0,56 г. 493. I p-p в 10<sup>4</sup> раз. 494. а)  $2,5 \cdot 10^{-2}$ ;  $4,0 \cdot 10^{-13}$  б)  $3,2 \cdot 10^{-11}$ ;  $3,0 \cdot 10^{-4}$  моль/дм<sup>3</sup>. 495. а) 6,70; б) 2,09; в) 9,67. 496. а) 10,66; б) 8,90; в) 5,97. 497. а) 0,01 моль/дм<sup>3</sup>; б) 0,10 моль/дм<sup>3</sup>; в) 0,001 моль/дм<sup>3</sup>. 498. 3,38. 499. а) 10,78; б) 5,05; в) 2,52; г) 3,37. 500.  $2,2 \cdot 10^{-6}$  моль/дм<sup>3</sup>. 501.  $5 \cdot 10^{-2}$  моль/дм<sup>3</sup>. 502.  $1,34 \cdot 10^{-2}$  моль/дм<sup>3</sup>. 503.  $2 \cdot 10^{-2}$ ; 1,7;  $5 \cdot 10^{-2}$ ; 1,3. 504.  $10^{-1}$ ; 1,0. 505. 12,0. 506.  $3,37 \cdot 10^{-12}$ ; 11,47. 507. 5,76. 508. 9,41. 509. 1,8:1. 512. 0,001 моль/дм<sup>3</sup>.

## 5.6

526.  $1,8 \cdot 10^{-13}$  моль/дм<sup>3</sup>. 527. 3,59 г. 528. 3,0 дм<sup>3</sup>. 529. Выпадет. 530.  $6,5 \cdot 10^{-4}$  моль/дм<sup>3</sup>. 531.  $2,3 \cdot 10^{-4}$  моль/дм<sup>3</sup>;  $1,15 \cdot 10^{-4}$  моль/дм<sup>3</sup>. 532.  $1,14 \cdot 10^{-3}$  моль/дм<sup>3</sup>. 533.  $1,0 \cdot 10^{-9}$ ;  $2,0 \cdot 10^{-29}$ . 534.  $9,0 \cdot 10^{-6}$ . 535. 1000 раз. 536. 10000 раз. 537.  $2,3 \cdot 10^{-4}$  г. 538. 0,78 %. 539.  $1,74 \cdot 10^{-3}$  г; 0,58 %.

## 5.7

548. 861 г. 550. 7,31 дм<sup>3</sup>. 551. а) 28,33 г; б) 16,45 г. 552. 3,4 г. 553. 100 см<sup>3</sup>.

## 6.2

563. а) 35,28 г; б) 11,76 г. 564. 0,632 г. 565. Медь. 566. 58,8 г; 236 см<sup>3</sup>. 567. 0,08 моль/дм<sup>3</sup>. 568. 0,4 моль/дм<sup>3</sup>; 0,017 г/см<sup>3</sup>. 569. 7,6 г. 570. 0,53 г. 571. 45 % FeO; 55 % Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. 572. 16,62 г KClO<sub>4</sub>; 17,90 г KCl. 573. 0,28 %. 574. 222,0 г. 575. 0,16 %. 576. 44,8 дм<sup>3</sup>. 577. 2. 578. 41,6 г. 579. 1,0 моль. 580. 160 г. 581. 18 см<sup>3</sup>.

## 6.3

587. 0,30 моль/дм<sup>3</sup>. 588. 0,1 моль/дм<sup>3</sup>. 589.  $1,89 \cdot 10^{-2}$  моль/дм<sup>3</sup>. 590. а) –2,39 В; б) 2,42 В; в) –2,45 В. 591.  $1,89 \cdot 10^{-12}$  моль/дм<sup>3</sup>. 592. 16,0 г. 593. 33,70 см<sup>3</sup>. 594. 11,2 г Fe; 12,8 г Cu. 595. 8,59 г. 596. 10,09 г. 598. 0,68 В. 599. 0,059 В. 600. 0,029 В. 601. 2,24 В. 602. 1,97 В. 603. 0,314 В. 604. 1,725 В. 609. 14,55 г; 16 %. 610. 169,2 г. 611. 3,85 г. 612. 3,3 % ZnSO<sub>4</sub>; 3,7 % CuSO<sub>4</sub>. 613. Увеличится на 7,6 г.

## 6.4

618. 0,112 г H<sub>2</sub>; 0,895 г O<sub>2</sub>. 619. 1,56 г; 1,04 г. 620. 30 г/моль. 622. 15,5 ч; 3,23 дм<sup>3</sup> O<sub>2</sub>. 623. 64,85 г; 11,2 дм<sup>3</sup>. 624. 95,4 %. 625. 5,6 дм<sup>3</sup>; 10,75 г. 626. 25,0 %. 627. 64 г/моль. 628. 5,03 г; 6,27 дм<sup>3</sup>; 3,13 дм<sup>3</sup>. 629. 8,17 г Cu; 2,00 г O<sub>2</sub>; 8,86 г Cl<sub>2</sub>. 630. 9,8 г H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; 0,2 г H<sub>2</sub>. 631. 5,74 А. 632. 32,2 г; 1,67 дм<sup>3</sup>. 633. 32,7 г/моль. 634. Уменьшится на 4,44 г. 635. 0,56 г H<sub>2</sub>; 71,00 г I<sub>2</sub>. 636. 4830 Кл. 637. 90 %. 638. LiH; нельзя. 639. 3,53 % KOH. 640. 2,45 А. 641. 2,24 г.

642. 0,03 г H<sub>2</sub>; 3,47 г Cl<sub>2</sub>. 643. 1,22 г Cl<sub>2</sub>; 0,94 г H<sub>2</sub>. 644. 74,5 г KCl; 24,5 г KClO<sub>3</sub>. 645. 0,2 моль Cu; 0,1 моль O<sub>2</sub>. 646. Уменьшится на 0,36 г. 647. 21,6 %. 648. 3,36 дм<sup>3</sup>. 649. 325 г. 650. 73 %. 651. 2,76 г.

### 7.1

654. 56 м<sup>3</sup>. 655. 28 % Li; 72 % Mg. 656. LiH. 657. 88,74 %. 658. 254,4 г. 659. 4,8 мэкв/дм<sup>3</sup>. 660. 8,52 мэкв/дм<sup>3</sup>. 661. 1,89 мэкв/дм<sup>3</sup>. 662. 6,0 мэкв/дм<sup>3</sup>. 663. 3,0 см<sup>3</sup>. 664. 2,33 мэкв/дм<sup>3</sup>. 665. 51,1 г. 666. 2,5 мэкв/дм<sup>3</sup>. 667. 8 мэкв/дм<sup>3</sup>. 668. а) 18,0 мэкв/дм<sup>3</sup>; б) 20,0 мэкв/дм<sup>3</sup> в) 1,39 мэкв/дм<sup>3</sup>. 669. 1,2 мэкв/дм<sup>3</sup>. 670. 6,0 мэкв/дм<sup>3</sup>. 671. 296 кг. 672. 16 мэкв/дм<sup>3</sup>. 673. а) 20 мэкв/дм<sup>3</sup>; б) 6,0 мэкв/дм<sup>3</sup>; в) 4,8 мэкв/дм<sup>3</sup>. 674. 6,0 мэкв/дм<sup>3</sup>. 675. 6,00 г CaCO<sub>3</sub>. 676. 8 моль/дм<sup>3</sup>; 2,22 г. 677. 14,2 г Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. 678. 7,4 г Ca(OH)<sub>2</sub>; 10,0 г CaCO<sub>3</sub>; 13,6 г CaSO<sub>4</sub>. 679. 7 Ca; 11,2 г CaO. 680. Кальций. 681. Кальций. 682. 4,2 г CaH<sub>2</sub>. 683. 57,17 %. 684. CaSO<sub>4</sub>·2H<sub>2</sub>O. 685. 62 %. 686. 5,6 т; 2240 м<sup>3</sup>. 687. 0,6 Al; 0,4 Mg. 688. 61,5 % Zn; 38,5 % Mg. 691. 0,767 моль.

### 7.2

697. 32 % Cu; 68 % Al. 698. 33,7 см<sup>3</sup>. 699. 163,0 дм<sup>3</sup>. 700. 1,08 г Al; 1,92 г Cu. 701. 2,7 г Al; 6,4 г Cu; 2,4 г Mg. 702. 0,93 дм<sup>3</sup> CO<sub>2</sub>; 10,27 дм<sup>3</sup> O<sub>2</sub>. 703. 11,7 % Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; 88,3 % NaAlO<sub>2</sub>. 704. 38,4 %. 705. 1,35 %. 706. 120 т. 707. 14 г Si; 10 г CaCO<sub>3</sub>. 708. 93,9 %. 709. 2,1 моль Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>; 2,1 моль CaCO<sub>3</sub>; 12,6 моль SiO<sub>2</sub>. 710. 1,6 моль Na<sub>2</sub>O; 7,8 моль SiO<sub>2</sub>. 711. 62,5 см<sup>3</sup>. 712. 10,35 г KOH; 12,75 г KNO<sub>2</sub>. 713. а) 22,6 дм<sup>3</sup>; б) 33,0 дм<sup>3</sup>. 714. 20,94 дм<sup>3</sup>. 715. 0,377 т. 716. 39,7 %. 717. а) 16,47 %; б) 35,00 %; в) 21,21 %; г) 35,00 %. 718. 17,0 см<sup>3</sup>. 719. 9,33 % Fe; 90,67 % Cu. 720. 352 атм. 721. 3,4 г PH<sub>3</sub>. 722. Ca. 723. 6 дм<sup>3</sup> N<sub>2</sub>; 11 дм<sup>3</sup> O<sub>2</sub>. 724. 112,5 см<sup>3</sup> NaOH; 0,3 моль Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>. 725. 2,08 г. 726. 4,31 г. 727. 10,1 дм<sup>3</sup>. 728. 50 % CO; 50 % CO<sub>2</sub>; 4,46 г. 729. 4,4 % NaOH; 9,4 % NaCl. 730. Цинк. 731. 1,5 атм. 732. ≈10 атм. 733. 3,31 г. 734. 7,67 н. 735. 1,5 атм. 736. 75 см<sup>3</sup>. 737. 0,2 моль NaHSO<sub>3</sub>; 0,4 моль FeS. 738. 93,5 % H<sub>2</sub>S; 6,5 % H<sub>2</sub>. 739. 6,0 серы; 0,25 атм. 740. Температура стакана с H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> повысится. 741. 41,2 % O<sub>2</sub>; 23,5 % SO<sub>2</sub>; 35,3 % SO<sub>3</sub>. 742. ≈ 547 м<sup>3</sup>. 743. 42,8 %. 744. 70,2 %. 745. 40,0 %. 746. Йодид циркония 747. 2,43 дм<sup>3</sup>. 748. 7,1 %. 749. 2,84 %. 750. Фтор, хлор; 2,24 дм<sup>3</sup>. 751. 584,0 см<sup>3</sup>. 752. 1,4 дм<sup>3</sup> Cl<sub>2</sub>; 0,4 дм<sup>3</sup> H<sub>2</sub>; 1,2 дм<sup>3</sup> HCl. 753. 26,73 % HCl; 61,48 дм<sup>3</sup> Cl<sub>2</sub>. 754. 75 % 755. 116,5 г.

### 7.3

760. 3,7·10<sup>-19</sup>. 761. 75,6 %. 762. 31,6 г KMnO<sub>4</sub>; 17,0 г H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>. 763. 754 см<sup>3</sup> HNO<sub>3</sub>; 5,6 дм<sup>3</sup> NO. 764. 883 кг. 765. 271,7 кг. 766. 90,0 %; 0,24 %. 767. 7,2 г Cu; 9,0 г CuO; 44,4 % Cu; 55,6 % CuO. 768. 39,0 % Zn; 61,0 % Cu. 769. CuSO<sub>4</sub>(ω = 20 %); 0,448 дм<sup>3</sup> H<sub>2</sub>S. 770. Cu<sub>3</sub>Al. 771. 0,0375. 772. 12,5 г. 773. 4,7 %. 774. 3,59 т. 775. 73 %. 776. 265 см<sup>3</sup>. 777. 100 г. CrO<sub>3</sub>; 69,0 г C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH. 778. 2,76 г. 779. 2,55 дм<sup>3</sup> KOH; 1,73 дм<sup>3</sup> H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>. 780. 0,93 г. 781. 35,5 г Cl<sub>2</sub>; 11,7 дм<sup>3</sup> Cl<sub>2</sub>. 782. 1,58 г. 783. 4,0 г Ca; 11,2 г CaO. 784. 81,23 % KClO<sub>3</sub>; 18,77 KMnO<sub>4</sub>. 785. 0,56 г Fe; 0,72 г Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; 0,72 г FeO. 786. 700 т. 787. 31,0 % Cu; 42,0 % Fe; 22,0 % Al. 788. 667 см<sup>3</sup>. 789. 53,7 % Zn; 46,3 % Fe. 790. 4,45 кг. 791. 50 %. 792. 35,6 кг. 793. 2,38 г Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. 794. 62 г. 795. 69,9 г. 796. 13,4 дм<sup>3</sup>. 797. 36,8 % Cu; 32,2 % Fe; 31,0 % Al. 798. 0,03 моль Fe; 0,02 моль Al; 8,76 %. 799. 31,4 % Cu; 49,1 % Fe; 19,5 % Al. 800. 77,5 % Fe; 22,5 % Al; 11,8 дм<sup>3</sup>.

### 8

822. FeS. 823. Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>·9H<sub>2</sub>O. 824. 38,9 % Fe; 61,1 % FeS. 825. 14,6 г Fe. 826. 28,5 % O<sub>2</sub>; 71,5 % H<sub>2</sub>. 827. А-сера; Б-SO<sub>2</sub>; В-FeS<sub>2</sub>; Г-FeS; Д-H<sub>2</sub>S. 828. сурьма. 829. K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; Na<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>; BaCl<sub>2</sub>. 830. Na<sub>2</sub>S; Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; Na<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>. 831. А-Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>; Б-AgNO<sub>3</sub>.

### 9

832. NaHSO<sub>3</sub>; 0,03 моль NaCl (1,17 г). 833. 40 % Ag; 60 % Cu. 834. 6,54 г Zn (20,6 %). 835. 12,6 г/дм<sup>3</sup>; 201,25 см<sup>3</sup>. 836. 4,18 %. 837. 0,05 дм<sup>3</sup> SO<sub>2</sub>; 1,95 дм<sup>3</sup> O<sub>2</sub>. 838. 43,2 % Ag; 10,8 % Al; 46,0 MgO. 839. 16,8 дм<sup>3</sup> CO. 840. 42,2 г. 841. 52,9 % KCl; 47,1 % NaCl. 842. 26,7 %. 843. 53,7 % Zn; 46,3 % Fe. 844. 0,20 моль Zn; 0,40 моль Ca; 0,52 моль SiO<sub>2</sub>. 845. 0,82 г NaOH; 2,10 г Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. 846. 2,08 г; 1,195. 847. 76 % Fe; 24 % Al; 8,76 %. 848. 8,4 г NaHCO<sub>3</sub>(0,1 моль); 8,5 г NaNO<sub>3</sub>(0,1 моль); 7,1 г Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (0,05 моль). 849. Исходная смесь: 36 г SiO<sub>2</sub>; 106 г Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>; после реакции: 73,2 Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>; 42,2 г Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. 850. 14 г. 851. 353 г. 852. 3,2 г. 853. 28,5 % O<sub>2</sub>; 71,5 % H<sub>2</sub>. 854. 52,9 дм<sup>3</sup>. 855. SnO<sub>2</sub>. 856. 25 %.

## СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Князев, Д.А. Неорганическая химия / Д.А. Князев, С.Н. Старыгон. – М. : Высшая школа, 1990.
2. Курс общей химии / Н.В. Коровин, Г.Н. Масленникова, Э.И. Мигулина, Э.Л. Филиппов. – М. : Высшая школа, 1990.
3. Гузей, Л.С. Общая химия / Л.С. Гузей, Е.М. Сокольская. – М. : Изд-во МГУ, 1989.
4. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов. – М. : Высшая школа, 1988.
5. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – Л. : Химия, 2002.
6. Хомченко, Г.П. Неорганическая химия / Г.П. Хомченко, И.К. Цитович. – М. : Высшая школа, 1987.
7. Фролов, В.В. Химия / В.В. Фролов. – М. : Высшая школа, 1986.
8. Химия : пособие для абитуриентов / А.Я. Дупал, Е.П. Баберкина, Н.Я. Подкалюзина, С.Н. Соловьев. – М. : Высшая школа, 2004.

## СОДЕРЖАНИЕ

<b>ВВЕДЕНИЕ</b> .....	3
<b>1. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ И ПОНЯТИЯ ХИМИИ</b> .....	4
1.1. Моль. Закон Авогадро. Мольный объем газа .....	4
1.2. Определение молекулярных масс веществ в газообразном состоянии .....	7
1.3. Вывод химических формул и расчеты по уравнениям реакций .....	12
1.4. Расчеты по закону эквивалентов .....	23
<b>2. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА</b> .....	29
2.1. Электронная оболочка атома .....	29
2.2. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева .....	36
2.3. Ядерные реакции. Радиоактивность .....	39
<b>3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ</b> .....	43
<b>4. ЭЛЕМЕНТЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ</b> .....	48
4.1. Термохимия. Законы термохимии .....	48
4.2. Скорость химической реакции .....	62
4.3. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия .....	68
<b>5. РАСТВОРЫ</b> .....	73
5.1. Состав и приготовление растворов .....	73
5.2. Растворимость веществ. Насыщенные растворы .....	82
5.3. Некоторые физико-химические свойства растворов .....	85
5.4. Водородный показатель. Буферные растворы .....	92
5.5. Гидролиз солей .....	95
5.6. Произведение растворимости. Условия образования осадков .....	100
5.7. Растворы комплексных соединений .....	104
<b>6. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ</b> ..	109
6.1. Степень окисления (окислительное число). Окисление и восстановление .....	109
6.2. Методика составления уравнений окислительно-восстановительных реакций .....	111
6.3. Электродные потенциалы. Гальванические элементы .....	120
6.4. Электролиз .....	129
<b>7. ХИМИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ</b> .....	138
7.1. s-элементы периодической системы Д.И. Менделеева .....	138
7.2. p-элементы периодической системы Д.И. Менделеева .....	143
7.3. d-элементы периодической системы Д.И. Менделеева .....	152
<b>8. ОПРЕДЕЛЕНИЕ НЕИЗВЕСТНЫХ ВЕЩЕСТВ ПО ИХ СВОЙСТВАМ</b> .....	159
<b>9. ВЫЧИСЛЕНИЯ ПРИ РЕАКЦИЯХ СО СМЕСЯМИ</b> .....	162
<b>ОТВЕТЫ</b> .....	167
<b>СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ</b> .....	173