

М. И. Лебедева, И. А. Анкудинова

**СБОРНИК ЗАДАЧ И
УПРАЖНЕНИЙ ПО ХИМИИ
С РЕШЕНИЕМ ТИПОВЫХ И
УСЛОЖНЕННЫХ ЗАДАЧ**



**МОСКВА
"ИЗДАТЕЛЬСТВО МАШИНОСТРОЕНИЕ-1"
2002**

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ ПРИ КОМНАТНОЙ ТЕМПЕРАТУРЕ

	Н ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺
ОН ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н
F ⁻	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	—	Н	Р	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Ц	М	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	Н	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HS ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	—	Н	?	Н	?	М	Н	Н	Н	?
HSO ₃ ⁻	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	—	Н	Р	Р
HSO ₄ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
PO ₄ ³⁻	Р	Н	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HPO ₄ ²⁻	Р	?	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?	?
H ₂ PO ₄ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?	?
HCO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—
SiO ₃ ²⁻	Н	Н	Р	Р	?	Н	Н	Н	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?	?	?

Р - растворимости (> 1 г на 100 г H₂O) М - мало растворимости (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O) Н - не растворяется (< 0,1 г на 100 г H₂O)

— в водной среде реализуется

? - нет достоверных сведений о растворимости соединения

М.И. Лебедева, И.А. Анкудинова

СБОРНИК ЗАДАЧ И
УПРАЖНЕНИЙ ПО ХИМИИ
С РЕШЕНИЕМ ТИПОВЫХ И
УСЛОЖНЕННЫХ ЗАДАЧ



МОСКВА
"ИЗДАТЕЛЬСТВО МАШИНОСТРОЕНИЕ-1"
2002

УДК 54 (076.1)
ББК Г1я73-1
ЛЗЗ

Р е ц е н з е н т
Доцент кафедры неорганической и физической
химии ТГУ им. Г. Р. Державина
А. И. Рягузов

ЛЗЗ

Лебедева М. И., Анкудинова И. А.

Сборник задач и упражнений по химии с решением типовых и усложненных задач: Практикум.
Москва: "Изд-во Машиностроение-1", 2002. 166 с.
ISBN 5-94275-24565-4

Учебное пособие содержит большое число задач и вопросов по основным разделам курса общей и неорганической химии. Оно составлено по учебной программе курса "Химия". Эти задания необходимы преподавателю, студенту, ученику и абитуриенту для лучшего усвоения основных положений химии и закономерностей химических процессов.

Предназначено для студентов 1 курса нехимических вузов, учащихся средних школ, колледжей и преподавателей.

УДК 54 (076.1)
ББК Г1я73-1

ISBN 5-94275-24565-4

© "Издательство Машиностроение-1", 2002
© Лебедева М. И., Анкудинова И. А., 2002

Учебное издание

ЛЕБЕДЕВА Мария Ивановна
АНКУДИМОВА Ирина Александровна

**СБОРНИК ЗАДАЧ И УПРАЖНЕНИЙ
ПО ХИМИИ С РЕШЕНИЕМ ТИПОВЫХ И
УСЛОЖНЕННЫХ ЗАДАЧ**

Практикум

Редактор и технический редактор М. А. Евсейчева

Компьютерное макетирование М. Н. Рыжковой

Подписано к печати 04.10.2002.
Формат 60 × 84/18. Бумага офсетная. Печать офсетная.
Объем: 9,76 усл.печ.л.; 11,17 уч.изд.л.
Тираж 200 экз. С. 625^М

"Издательство Машиностроение-1", 107076, Москва, Стромьинский пер., 4

Подготовлено к печати и отпечатано в издательско-полиграфическом центре
Тамбовского государственного технического университета,
392000, Тамбов, Советская, 106, к. 14

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ	ГРУППЫ				
		I	II	III	IV	V
1	I	(H)				
2	II	Li 3 6.941 ЛИТИЙ	Be 4 9.01216 БЕРИЛЛИЙ	B 5 10.81 БОР	C 6 12.011 УГЛЕРОД	N 7 14.0067 АЗОТ
3	III	Na 11 22.98977 НАТРИЙ	Mg 12 24.305 МАГНИЙ	Al 13 26.98154 АЛЮМИНИЙ	Si 14 28.086 КРЕМНИЙ	P 15 30.97376 ФОСФОР
4	IV	K 19 39.098 КАЛИЙ	Ca 20 40.08 КАЛЬЦИЙ	Sc 21 44.956 СКАНДИЙ	Ti 22 47.88 ТИТАН	V 23 50.9415 ВАНАДИЙ
	V	Cu 29 63.546 МЕДЬ	Zn 30 65.38 ЦИНК	Ga 31 69.72 ГАЛЛИЙ	Ge 32 72.63 ГЕРМАНИЙ	As 33 74.9216 АРИСТОВ
5	VI	Rb 37 85.4678 РУБИДИЙ	Sr 38 87.62 СТРОНЦИЙ	Y 39 88.9058 ИТРИЙ	Zr 40 91.22 НИОБИЙ	Nb 41 92.90638 НИОБИЙ
	VII	Ag 47 107.8682 СЕРЕБРО	Cd 48 112.411 КАДМИЙ	In 49 114.818 ИНДИЙ	Sn 50 118.710 ОЛОВО	Sb 51 121.757 СВЯТОСЛАВ
6	VIII	Cs 55 132.90545 ЦЕЗИЙ	Ba 56 137.327 БАРИЙ	La 57 138.90547 ЛАНТАН	Hf 72 178.49 ГАФНИЙ	Ta 73 180.94788 ТАНТАН
	IX	Au 79 196.96657 ЗОЛОТО	Hg 80 200.59 РУТУТЬ	Tl 81 204.37 ТАЛЛИЙ	Pb 82 207.2 СВИНЕЦ	Bi 83 208.9804 ВИСМУТ
7	X	Fr 87 [223] ФРАНЦИЙ	Ra 88 226.0254 РАДИЙ	Ac 89 [227] АКТИНИЙ	Ku 104 [261] КУРИТОВИЙ	105
★ ЛАНТАНЫ						
Ce 58 140.12 ЦЕРИЙ	Pr 59 140.9077 ПРАЗЕДИЙ	Nd 60 144.24 НЕОДИМ	Pm 61 [145] ПРОМЕТИЙ	Sm 62 150.4 САМАРИЙ	Eu 63 151.96 ЕВРОПИЙ	Gd 64 157.25 ГАДОЛИНИЙ
★★ АКТИНЫ						
Th 90 232.0377 ТОРИЙ	Pa 91 231.03689 ПРОТАКТИНИЙ	U 92 238.02891 УРАН	Np 93 237.04817 НЕПТУНИЙ	Pu 94 [244] ПЛУТОНИЙ	Am 95 [243] АМЕРИЦИЙ	Cm 96 [247] КЮРИЙ

ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды															
I				II				III							
				1				2							
				H				He							
				1.0079 водород				4.0026 гелий							
8				9				10							
O				F				Ne							
16.0004 кислород				18.99848 фтор				20.179 неон							
16				17				18							
S				Cl				Ar							
32.06 сера				35.453 хлор				39.948 аргон							
24				25				26				27			
Cr				Mn				Fe				Co			
51.996 хром				54.938 марганец				55.847 железо				58.933 кобальт			
34				35				36							
Se				Br				Kr							
78.96 селен				79.904 бром				83.80 криптон							
42				43				44				45			
Mo				Tc				Ru				Rh			
95.94 молибден				98.002 технеций				101.07 рутений				102.905 родий			
52				53				54							
Te				I				Xe							
127.60 теллур				126.9045 йод				131.29 ксенон							
74				75				76				77			
W				Re				Os				Ir			
183.85 вольфрам				186.207 рений				190.2 осмий				192.22 иридий			
84				85				86							
Po				At				Rn							
(209) полоний				(210) астат				(222) радон							
Атомный вес U 92 238.028 уран Атомный номер Атомный вес Атомный вес приводится по шкальной основе (атомный вес стандарта углерода ¹²C равен 12 точно). В квадратных скобках приведены численные значения наиболее устойчивых изотопов.															
Лантаноиды															
65				66				67				68			
Tb				Dy				Ho				Er			
158.9254 тербий				162.50 диспрозий				164.9304 гольмий				167.26 эрбий			
69				70				71				72			
Tm				Yb				Lu							
168.9342 тулий				173.04 иттербий				174.97 лютеций							
Актиноиды															
97				98				99				100			
Bk				Cf				Es				Fm			
(247) берклий				(251) калорифорий				(254) эйнштейний				(257) фермий			
101				102				103				104			
Md				No				Lr							
(258) менделевий				(259) нобеллий				(260) лоуренсбий							

ОТ АВТОРОВ

Предлагаемый вниманию читателя сборник предназначен для студентов I - II курсов, изучающих курс "Химия", а также для учащихся средних учебных заведений, которые готовятся к олимпиадам и конкурсным вступительным экзаменам по химии в вузы.

Специфика пособия отражена уже в самом названии. В нем представлено большое число задач и вопросов, имеющих усложненный характер и которые необходимы преподавателю, студенту, абитуриенту и ученику. Приведены решения типовых и усложненных задач (последние в тексте помечены знаком *) представляется возможным использование этих задач при организации индивидуальной и самостоятельной работы студентов, что позволит им более глубоко усвоить основные положения химии и закономерности химических процессов.

Учебное пособие составлено с учетом многолетнего научно-педагогического опыта авторов в области организации и проведения учебного процесса по курсу "Химия" в Тамбовском государственном техническом университете. Сборник 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 мы рекомендуем начинать с обязательного анализа решений типовых задач и только потом приступать к самостоятельному решению.

Предлагаемое пособие представляет собой переработанный сборник задач и упражнений по химии, составленный этими же авторами в 1993 г. В настоящем издании признано целесообразным: давать решения типовых и усложненных задач в начале каждой главы, которые наглядно демонстрируют наиболее общие приемы решений; включить таблицы наиболее важных физико-химических величин в текст; расширить методические указания к каждой главе в связи с малым количеством учебников по курсу и т.д.

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

¹²С. 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 ($0^\circ\text{C} = 273\text{ K}$, 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:

$$PV/T = P_0V_0/T_0, \quad (1.1.1)$$

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°C и давлении $99,3\text{ кПа}$ (745 мм рт.ст.) некоторый газ занимает объем 152 см^3 . Найдите, какой объем займет этот же газ при 0°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 CO_2 .

Решение Молекулярная масса CO_2 равна $44,0\text{ а.е.м.}$. Следовательно, молярная масса CO_2 равна $44,0\text{ г/моль}$. В 1 моле CO_2 содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ мо-лекул. 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 $5,25\text{ г}$ при 26°C и давлении $98,9\text{ кПа}$ (742 мм рт.ст.).

Решение Определяем количество N_2 , содержащееся в $5,25\text{ г}$:

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

Затем приводим полученный объем к указанным в задаче условиям:

$$V = P_0 V_0 T / PT_0 = 101,3 \cdot 4,20 \cdot 299 / 98,9 \cdot 273 = 4,71 \text{ дм}^3.$$

Задачи

- Какова мольная масса следующих веществ: HNO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, Cr_2O_3 , FeSO_4 , K_2SO_4 , Na_3PO_4 , NaCl , K_2CO_3 ? Определите число молей, содержащихся в 200 г каждого вещества.
- Выразите в молях: а) $6,02 \cdot 10^{24}$ молекул метана; б) $1,8 \cdot 10^{28}$ атомов хлора; в) $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул диоксида углерода; г) $30,1 \cdot 10^{25}$ молекул фосфина; д) 19,6 г серной кислоты.
- Сравните число молекул аммиака и диоксида углерода, содержащихся в каждом из этих веществ, взятых массой по 2 г.
- Сколько молекул содержит водород объемом 2 см³ (н.у.)?
- Сколько молей диоксида углерода находится в воздухе объемом 100 м³ (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 1 м³ (н.у.)?
- Какой объем (н.у.) займут газы: азот, кислород, оксид углерода(IY), оксид углерода(II), массы которых соответственно равны 56, 640, 110, 70 г?
- Вычислите объем газа (н.у.), если при 91 °С и давлении 98642 Па газ занимает объем 608 см³.
- При 25 °С и давлении 85312 Па газ занимает объем 820 см³. Вычислите объем газа (н.у.).
- Вычислите объем газа (н.у.), если при 15 °С и давлении 95976 Па газ занимает объем 912 см³.
- При 91 °С и давлении 98,7 кПа некоторый газ занимает объем 0,4 дм³. Вычислите объем газа (н.у.).
- При 27 °С и давлении 720 мм рт.ст. объем газа равен 5 дм³. 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 °С?
- Какой объем займет воздух при 0 °С и давлении 93,3 кПа, если при н.у. он занимает объем 773 см³?

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 молярные 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 молярная 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_2 ; 79,0 % N_2 ; 1,0 % Ar.

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

$$M_{\text{ср}} = (M_1V_1 + M_2V_2 + M_3V_3)/(V_1 + V_2 + V_3). \quad (1.2.2)$$

Возьмем 100 дм³ 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 молярной массы смеси на молярную массу азота:

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

Б Определение молекулярной массы газа по молярному объему

Пример 6 Определите молекулярную массу газа, если при нормальных условиях газ массой 0,824 г занимает объем 0,260 дм³.

Решение При нормальных условиях 1 моль любого газа занимает объем 22,4 дм³, $\nu_{\text{газа}} = 0,26/22,4 = 0,0116$ моль, а молярная масса равна $0,824/0,0116 = 71 \text{ г/моль}$.

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 , м³) 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 см³ его паров при 87 °С и давлении 83,2 кПа равна 1,30 г.

Решение Выразив данные задачи в единицах СИ ($P = 8,32 \cdot 10^4 \text{ Па}$; $V = 6 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$; $m = 1,30 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$; $T = 360 \text{ К}$) 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.

Задачи

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

17 Вычислите молекулярные массы газов, если: а) плотность газа по кислороду равна 0,50; б) плотность газа по азоту равна 0,93.

18 Какие газы тяжелее, а какие легче воздуха и во сколько раз: CO_2 , NO_2 , CO , Cl_2 , NH_3 ?

19 Определите плотность газовой смеси по водороду, если смесь состоит из кислорода и азота объемами 56 дм³ и 28 дм³ (н.у.) соответственно.

20 Чему равна плотность по водороду светильного газа, имеющего следующий объемный состав: 48 % H_2 , 32 % CH_4 , 5 % N_2 , 2 % CO_2 , 4 % C_2H_4 , 9 % CO ?

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

22 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?

23 Масса газа объемом 0,001 м³ (н.у.) равна 0,0021 кг. Определите молярную массу газа и его плотность по воздуху.

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

25 Дана смесь диоксида углерода и кислорода объемом $11,2 \text{ дм}^3$. Плотность смеси по водороду равна 8,25. Определите объемный состав смеси.

26 Определите плотность по водороду смеси гелия и кислорода объемами 300 дм^3 и 100 дм^3 (н.у.) соответственно.

27 Найдите состав смеси кислорода и озона в массовых долях, если плотность по водороду этой смеси равна 17,6.

28 Определите плотность по водороду газовой смеси, в которой массовая доля диоксида серы составляет 60%, а диоксида углерода - 40%.

29 Вычислите массу: а) $2 \text{ дм}^3 \text{ H}_2$ при 15°C и давлении $100,7 \text{ кПа}$ (755 мм рт. ст.); б) $1 \text{ м}^3 \text{ N}_2$ при 10°C и давлении $102,9 \text{ кПа}$ (772 мм рт. ст.); в) $0,5 \text{ м}^3 \text{ Cl}_2$ при 20°C и давлении $99,9 \text{ кПа}$ ($749,3 \text{ мм рт. ст.}$).

30 Определите объем, который займет N_2 массой $0,07 \text{ кг}$ при 21°C и давлении 142 кПа (1065 мм рт. ст.).

31. Вычислите мольную массу ацетона, если масса его паров объемом 500 см^3 при 87°C и давлении 96 кПа (720 мм рт.ст.) равна $0,93 \text{ г}$.

32 Масса газа объемом 624 см^3 при 17°C и давлении 104 кПа (780 мм рт. ст.) равна $1,56 \text{ г}$. Вычислите молекулярную массу газа.

33 Какой объем займет воздух массой 1 кг при 17°C и давлении 101325 Па ?

34 Газометр вместимостью 20 дм^3 наполнен газом под давлением $103,3 \text{ кПа}$ ($774,8 \text{ мм рт.ст.}$) при 17°C . Плотность этого газа по воздуху равна $0,4$. Вычислите массу газа, находящегося в газометре.

35 Вычислите молекулярную массу хлора, если масса хлора объемом 250 см^3 при 0°C и давлении 101325 Па равна $0,7924 \text{ г}$.

36 Масса колбы вместимостью 750 см^3 , наполненной при 27°C кислородом, равна $83,3 \text{ г}$. Масса пустой колбы составляет $82,1 \text{ г}$. Определите давление кислорода в колбе.

37 Вычислите массу воздуха объемом 1 м^3 при 17°C и давлении $83,2 \text{ кПа}$ (624 мм рт. ст.).

38 Вычислите при каком давлении азот массой 5 кг займет объем 50 дм^3 , если температура равна 500°C .

39 В баллоне емкостью 40 м^3 при давлении 106640 Па находится диоксид углерода массой 77 кг . Вычислите температуру газа.

40 Баллон емкостью 20 м^3 содержит кислород массой 30 кг при температуре 20°C . Определите давление газа в баллоне.

41. Масса газа объемом 344 см^3 при 42°C и давлении 102908 Па равна $0,865 \text{ г}$. Вычислите молекулярную массу газа.

42 Масса паров метанола объемом $85,5 \text{ см}^3$ при 91°C и давлении 102344 Па составляет $0,0925 \text{ г}$. Вычислите молекулярную массу метанола.

43 Чему равно атмосферное давление на вершине Казбека, если при 0°C масса 1 дм^3 , взятого там воздуха, равна 700 мг ?

44 Определите объем: а) водорода массой 20 г при 27°C и давлении 740 мм рт. ст. ; б) азота массой $0,07 \text{ кг}$ при 21°C и давлении 142 кПа (1065 мм рт.ст.).

45 Вычислите массу: а) водорода объемом 3 дм^3 при 25°C и давлении $110,7 \text{ кПа}$ (830 мм рт. ст.); б) азота объемом 2 м^3 при 30°C и давлении $102,9 \text{ кПа}$ (772 мм рт. ст.); в) хлора объемом $0,3 \text{ м}^3$ при 20°C и давлении $90,9 \text{ кПа}$ ($681,8 \text{ мм рт.ст.}$); г) аммиака объемом 80 дм^3 при 30°C и давлении $98,66 \text{ кПа}$ (740 мм рт.ст.).

46 Определите молекулярную массу вещества в газообразном состоянии, если известно, что масса вещества объемом 400 см^3 при 360 К и давлении $93,2 \text{ кПа}$ равна $0,35 \text{ г}$.

47 Определите мольные массы газов, если: а) газ объемом $0,25 \text{ дм}^3$ при 290 К и давлении $106,4 \text{ кПа}$ (800 мм рт.ст.) имеет массу $0,32 \text{ г}$; б) газ объемом $1,56 \text{ дм}^3$ при 290 К и давлении $103,7 \text{ кПа}$ (780 мм рт.ст.) имеет массу $2,96 \text{ г}$; в) газ объемом 2 дм^3 (н.у.) имеет массу $3,93 \text{ г}$.

48 Сколько дм^3 диоксида углерода при 0°C и давлении 101325 Па образуется при сгорании угля массой 300 г ? Какой объем воздуха для этого потребуется?

49 Плотность смеси кислорода и озона по водороду равна 17. Определите массовую и объемную долю кислорода в смеси.

50 При н.у. 12 дм^3 газовой смеси, состоящей из аммиака и оксида углерода(IV), имеют массу 18 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 8 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 9 При полном сжигании некоторого вещества массой 2,66 г образовались CO_2 и SO_2 массами 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. Найдем 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 10 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 :

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

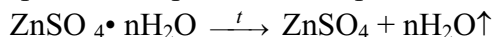
Простейшая формула соединения NH_2 . Этой формуле отвечает молекулярная масса, равная 16 а.е.м. Истинную молекулярную массу соединения найдем, исходя из его плотности по водороду:

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

Следовательно, формула вещества N_2H_4 .

Пример 11 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:



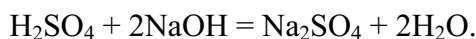
$$M(ZnSO_4) = 161 \text{ г/моль}; M(H_2O) = 18 \text{ г/моль}.$$

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 12 Найдите массу серной кислоты, необходимую для полной нейтрализации гидроксида натрия массой 20 г.

Решение Уравнение реакции:

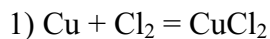


$$M(H_2SO_4) = 98 \text{ г/моль}; M(NaOH) = 40 \text{ г/моль}.$$

По условию: $v(NaOH) = 20/40 = 0,5$ моль. Согласно уравнению реакции 1 моль H_2SO_4 реагирует с 2 молями $NaOH$, с 0,5 моль $NaOH$ реагирует 0,25 моль H_2SO_4 или $0,25 \cdot 98 = 24,5$ г.

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:



$$M(Cu) = 64 \text{ г/моль}; M(Fe) = 56 \text{ г/моль}; M(CuCl_2) = 135 \text{ г/моль};$$

$$M(FeCl_3) = 162,5 \text{ г/моль}.$$

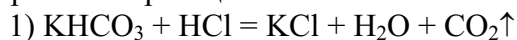
Обозначим содержание меди в смеси через x г. Тогда содержание железа в смеси составит $(1,76 - x)$ г. Из уравнений (1,2) следует, что масса образующегося хлорида меди(II) "а" составит $a = 135x/64$ г, масса хлорида железа(III) "b" составит $b = (1,76 - x) \cdot 162,5/56$ г.

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, $x = 0,63$, то есть масса меди 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 дм³ (н.у.). Рассчитайте состав исходной смеси (ω , %).

Решение Уравнения реакций:



$$M(KHCO_3) = 100 \text{ г/моль}; M(KCl) = 74,5 \text{ г/моль};$$

$$M(KOH) = 56 \text{ г/моль}.$$

По условию задачи объем газа (CO_2) по реакции (1) равен 4,48 дм³ 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 KCl или $0,2 \cdot 74,5 = 14,9$ г.

Зная общую массу KCl, образующегося в результате реакций (1 и 2) можно определить массу 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 KCl по реакции (2) потребуется такое же количество KOH, то есть 0,1 моль или $0,1 \cdot 56 = 5,60$ г. Следовательно, содержание исходных компонентов в смеси составит:

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

Задачи

51 При разложении карбоната металла(II) массой 21,0 г выделился CO₂ объемом 5,6 дм³ (н.у.). Установите формулу соли.

52 Найдите формулы соединений, имеющих состав в массовых долях процента: а) серы - 40 и кислорода - 60; б) железа - 70 и кислорода - 30; в) хрома - 68,4 и кислорода - 31,6; г) калия - 44,9; серы - 18,4 и кислорода - 36,7; д) водорода - 13,05; кислорода - 34,78 и углерода - 52,17; е) магния - 21,83; фосфора - 27,85 и кислорода - 50,32.

53 Определите формулы соединений, имеющих состав в массовых долях процента: а) калия - 26,53; хрома - 35,35 и кислорода - 38,12; б) цинка - 47,8 и хлора - 52,2; в) серебра - 63,53; азота - 8,24 и кислорода - 28,23; г) углерода - 93,7; водорода - 6,3.

54 Определите простейшие формулы минералов, имеющих состав в массовых долях процента: а) меди - 34,6; железа - 30,4; серы - 35,0; б) кальция - 29,4; серы - 23,5; кислорода - 47,1; в) кальция - 40,0; углерода - 12,0; кислорода - 48,0; г) натрия - 32,9; алюминия - 12,9; фтора - 54,2.

55 Установите формулы: а) оксида ванадия, если оксид массой 2,73 г содержит металл массой 1,53 г; б) оксида ртути, если при полном разложении его массой 27 г выделяется кислород объемом 1,4 дм³ (н.у.)?

56 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.

57 Определите формулу соединения, имеющего состав в массовых долях процента металла - 38,71; фосфора - 20,00; кислорода - 41,29.

58 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.

59 Установите формулу соединения (M = 142 г/моль), имеющего состав в массовых долях процента: серы - 22,55; кислорода - 45,02 и натрия - 32,43.

60 Найдите формулу соединения (M = 84 г/моль), имеющего состав в массовых долях процента: магния - 28,5; углерода - 14,3; кислорода - 57,2.

61 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.

62 Установите формулу соединения (M = 102 г/моль), имеющего состав в массовых долях процента: алюминий - 52,9; кислород - 47,1.

63 При сжигании в кислороде вещества массой 3,4 г образовались азот и вода массой 2,8 г и 5,4 г соответственно. Установите формулу вещества.

64 Найдите формулу соединения (M = 310 г/моль), имеющего состав в массовых долях процента: кальция - 38,75; фосфора - 20,00; кислорода - 41,25.

65 Найдите формулу углеводорода, имеющего состав в массовых долях процента: углерода - 82,76; водорода - 17,24. В газообразном состоянии углеводород объемом 1,12 дм³ (н.у.) имеет массу 2,9 г.

66 Найдите формулу соединения бора с водородом (борана), имеющего состав в массовых долях процента: бора - 78,2; водорода - 21,8; если масса 1 дм³ этого газа равна массе 1 дм³ азота (н.у.).

67 Найдите формулу вещества, имеющего состав в массовых долях процента: углерода - 93,75; водорода - 6,25. Плотность этого вещества по воздуху равна 4,41.

68 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.

69 При сгорании углеводорода массой 4,3 г образовался диоксид углерода массой 13,2 г. Плотность пара углеводорода по водороду равна 43. Какова формула углеводорода?

70 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.

71 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.

72 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.

73 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.

74 Массовые доли оксидов натрия, кальция и кремния (IV) в оконном стекле составляют соответственно 13,0; 11,7 и 75,3 %. Каким молярным отношением этих оксидов выражается состав стекла?

75 Установите формулу кристаллогидрата сульфата натрия, если потеря массы при прокаливании составляет 55,91 % от массы кристаллогидрата.

76 Установите формулу кристаллогидрата хлорида бария, если при прокаливании соли массой 36,6 г потеря в массе составила 5,4 г.

77 Найдите формулу кристаллогидрата сульфата железа(II), если при прокаливании соли массой 2,78 г потеря в массе составила 1,26 г.

78 Остаток после прокалывания кристаллогидрата сульфата меди(II) массой 25 г составил 16 г. Установите формулу кристаллогидрата.

79 При обезвоживании кристаллогидрата хлорида меди(II) массой 1,197 г потеря в массе составила 0,252 г. Установите формулу кристаллогидрата.

80 Найдите формулу кристаллогидрата хлорида кальция, если при прокаливании его массой 5,88 г выделилась вода массой 1,44 г.

81 Найдите формулу кристаллогидрата карбоната натрия, если при прокаливании его массой 14,3 г образуется карбонат натрия массой 5,3 г.

82 В состав алюмокалиевых квасцов входит кристаллизационная вода с массовой долей 45,5 %. Вычислите, сколько молей воды приходится на один моль $KAl(SO_4)_2$.

83 Определите формулу кристаллогидрата, в котором массовые доли элементов составляют: магния - 9,8 %; серы - 13,0 %; кислорода - 26,0 %; воды - 51,2 %.

84 Установите формулу кристаллогидрата, состав которого выражается в массовых долях процента: железа - 20,14; серы - 11,51; кислорода - 63,35; водорода - 5,00.

85 Найдите формулу кристаллической соды, имеющей состав в массовых долях процента: натрия - 16,08; углерода - 4,20; кислорода - 72,72; водорода - 7,00.

86 Установите формулу кристаллогидрата сульфата кальция, если при прокаливании кристаллогидрата массой 1,72 г потеря массы составила 0,36 г.

87 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.

88 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.

89 В состав соединения входят углерод, водород, хлор и сера. При сжигании этого вещества массой 1,59 г образуется диоксид углерода и вода массами 1,76 г и 0,72 г соответственно. При растворении этого вещества массой 0,477 г и добавлении к раствору нитрата серебра образуется осадок массой 0,861 г. Молярная масса вещества равна 159 г/моль. Установите формулу вещества.

90 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 см³ (н.у.) и образуется бурый осадок, при прокаливании которого масса остатка составляет 3,20 г.

91 Определите формулу соединения, в котором массовые доли элементов составляют: металла - 28 %; серы - 24 %; кислорода - 48 %.

92 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.

93 Вычислите объем водорода (н.у.), который выделится при взаимодействии алюминия массой 2,7 г с раствором, содержащим КОН массой 20 г.

94 При взаимодействии металла (II) массой 6,85 г с водой выделился водород объемом 1,12 дм³ (н.у.). Определите металл.

95 К раствору, содержащему сульфат железа (III) массой 40 г, прибавили раствор, содержащий NaOH массой 24 г. Какова масса образовавшегося осадка?

96 Какую массу карбоната кальция следует взять, чтобы полученным при его разложении диоксидом углерода наполнить баллон емкостью 40 дм³ при 188 К и давлении 101,3 кПа?

97 Бертолетова соль при нагревании разлагается с образованием хлорида калия и кислорода. Какой объем кислорода при 0 °С и давлении 101325 Па можно получить из одного моля бертолетовой соли?

98 Определите массу соли, образующейся при взаимодействии оксида кальция массой 14 г с раствором, содержащим азотную кислоту массой 35 г.

99 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?

100 При действии соляной кислотой на неизвестный металл массой 22,40 г образуется хлорид металла(II) и выделяется газ объемом 8,96 дм³ (н.у.). Определите неизвестный металл.

101 Вычислите содержание примесей в массовых долях процента в известняке, если при полном прокаливании его массой 100 г выделился диоксид углерода объемом 20 дм³ (н.у.).

102 Какая масса алюминия потребуется для получения водорода, необходимого для восстановления оксида меди (II), получающегося при термическом разложении малахита массой 6,66 г?

103 На восстановление оксида неизвестного металла (III) массой 3,2 г потребовался водород объемом 1,344 дм³ (н.у.). Металл потом растворили в избытке раствора соляной кислоты, при этом выделился водород объемом 0,896 дм³ (н.у.). Определите металл и напишите уравнения соответствующих реакций.

104 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.

105 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 (%) хлоридов натрия и калия в смеси.

106 Смесь фторидов натрия и лития массой 4 г обработали при нагревании концентрированной серной кислотой. При этом получили смесь сульфатов металлов массой 8 г. Определите содержание солей в исходной смеси в массовых долях процента.

107 Определите состав смеси (ω, %) NaHCO₃, Na₂CO₃, NaCl, если при нагревании ее массой 10 г выделяется газ объемом 0,672 дм³ (н.у.), а при взаимодействии с соляной кислотой такой же массы смеси выделяется газ объемом 2,016 дм³ (н.у.).

108 Определите состав смеси (ω, %), образующейся при взаимодействии порошкообразного алюминия массой 27 г с оксидом железа (III) массой 64 г.

109 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?

110 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.

111 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.

112 Сплав алюминия и магния массой 3,00 г смешивают с избытком оксида хрома(III) и поджигают. В результате образуется хром массой 5,55 г. Определите состав исходной смеси (ω, %).

113 Смесь угарного и углекислого газов объемом 1 дм³ (н.у.) имеет массу 1,43 г. Определите состав смеси в объемных долях (%).

114 Какая масса известняка, содержащего карбонат кальция (ω = 90 %) потребуется для получения 10 т негашеной извести?

115 При обработке раствором NaOH смеси алюминия и оксида алюминия массой 3,90 г выделился газ объемом 840 см³ (н.у.). Определите состав смеси (ω, %).

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.

П р и м е р 15 Определите эквивалент и эквивалентные массы брома, кислорода и азота в соединениях HBr, H₂O, NH₃.

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 молярных 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 молярные массы (M):

1) $M_3(\text{элемента}) = M_3 = A/B$,

где A - атомная масса элемента, B - валентность элемента;

2) $M_3(\text{оксида}) = M_3(\text{элемент}) + 8$,

где 8 - эквивалентная масса кислорода;

3) $M_3(\text{гидроксида}) = M/n_{(\text{OH}^-)}$,

где $n_{(\text{OH}^-)}$ - число групп OH^- ;

4) $M_3(\text{кислоты}) = M/n_{(\text{H}^+)}$,

где $n_{(\text{H}^+)}$ - число ионов H^+ .

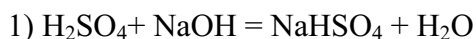
5) $M_3(\text{соли}) = M/n_{\text{ме}}B_{\text{ме}}$,

где $n_{\text{ме}}$ - число атомов металла; $B_{\text{ме}}$ - валентность металла.

П р и м е р 16 Определите эквивалентные массы следующих веществ Al, Fe₂O₃, Ca(OH)₂, H₂SO₄, CaCO₃.

Решение $M_3(\text{Al}) = A/B = 27/3 = 9$ г/моль; $M_3(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160/2 \cdot 3 = 26,7$ г/моль; $M_3(\text{Ca(OH)}_2) = 74/2 = 37$ г/моль; $M_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98/2 = 49$ г/моль; $M_3(\text{CaCO}_3) = 100/1 \cdot 2 = 50$ г/моль; $M_3(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342/2 \cdot 3 = 342/6 = 57$ г/моль.

П р и м е р 17 Вычислите эквивалентную массу H₂SO₄ 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 молярной массе, деленной на число атомов водорода, замещенных в данной реакции на металл. Следовательно, $M_3(\text{H}_2\text{SO}_4)$ 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 1 эквивалентном газообразного вещества. Так для водорода при н.у. эквивалентный объем равен $22,4 \cdot 1/2 = 11,2$ дм³, для кислорода - 5,6 дм³.

Согласно **закону эквивалентов массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ m_1 и m_2 пропорциональны их эквивалентным массам (объемам)**:

$$m_1/M_{3_1} = m_2/M_{3_2} \quad (1.4.1)$$

Если одно из веществ находится в газообразном состоянии, тогда:

$$m/M_3 = V_0/V_3 \quad (1.4.2)$$

Пример 18 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 $9,44 \text{ г} - 5,00 \text{ г} = 4,44 \text{ г}$. 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 19 При окислении металла(II) массой 16,7 г образовался оксид массой 21,5 г. Вычислите эквивалентные массы: а) металла; б) его оксида. Чему равна молярная масса: в) металла; г) оксида металла?

Решение $m(\text{O}_2)$ в оксиде составит: $21,54 - 16,74 = 4,80 \text{ г}$. В соответствии с законом эквивалентов получим:

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

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

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

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

Пример 20 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 (х) и кислотного остатка нитрата (хлорида), то по закону эквивалентов с учетом условия задачи получим:

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

Откуда: $x = 32,0 \text{ г/моль}$.

Пример 21 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: $M_3(\text{Me}) = 28 \text{ г/моль}$; $M(\text{Me}) = 28 \cdot 2 = 56 \text{ г/моль}$.

Формула соли: FeSO_4 .

Пример 22 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 молярной массы, то есть $78/3 = 26 \text{ г/моль}$. 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 молярной массы, то есть 37 г/моль. Отсюда, 12 эквивалентов составляют $37 \cdot 12 = 444 \text{ г}$.

Пример 23 На восстановление оксида металла(II) массой 7,09 г требуется водород объемом 2,24 дм³ (н.у.). Вычислите эквивалентные массы оксида и металла. Чему равна молярная 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 $M_3(\text{Ме})$ составит $35,45 - 8,00 = 27,45$ г/моль. Молярная 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 24 Какой объем займут при н.у. 120 см³ 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:

$$P_{N_2} = P - P_{H_2O} = 100 - 2,3 = 97,7 \text{ кПа.}$$

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

116 Вычислите эквивалент и эквивалентную массу фосфорной кислоты в реакциях образования: а) гидрофосфата; б) дигидрофосфата; в) ортофосфата.

117 Определите эквивалентные массы серы, фосфора и углерода в соединениях: H_2S , P_2O_5 , CO_2 .

118 Избытком гидроксида калия подействовали на растворы: а) ди-гидрофосфата калия; б) нитрата дигидроксовисмута(III). Напишите уравнения реакций этих веществ с гидроксидом калия и определите их эквиваленты и эквивалентные массы.

119 Напишите уравнения реакций гидроксида железа(III) с хлористоводородной (соляной) кислотой, при которых образуются следующие соединения железа: а) хлорид дигидроксожелеза; б) дихлорид гидроксожелеза; в) трихлорид железа. Вычислите эквивалент и эквивалентную массу гидроксида железа(III) в каждой из этих реакций.

120 Вычислите эквивалентную массу серной кислоты в реакциях образования: а) сульфата; б) гидросульфата.

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

122 Определите эквивалентную массу серной кислоты, если известно, что H_2SO_4 массой 98 г реагирует с магнием массой 24 г, эквивалентная масса которого равна 12 г/моль.

123 При сгорании магния массой 4,8 г образовался оксид массой 8,0 г. Определите эквивалентную массу магния.

124 При взаимодействии металла массой 2,20 г с водородом образовался гидрид массой 2,52 г. Определите эквивалентную массу металла и напишите формулу гидрида.

125 Определите эквивалентные массы олова в его оксидах, массовая доля кислорода в которых составляет 21,2 % и 11,9 %.

126 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.

127 Массовая доля кислорода в оксиде свинца составляет 7,17 %. Определите эквивалентную массу свинца.

128 Массовая доля кальция в хлориде составляет 36,1 %. Вычислите эквивалентную массу кальция, если эквивалентная масса хлора равна 35,5 г/моль.

129 Определите эквивалентную массу металла, если массовая доля серы в сульфиде составляет 22,15 %, а эквивалентная масса серы равна 16 г/моль.

130 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.

131 Рассчитайте эквивалентную массу алюминия, если при сгорании его массой 10,1 г образуется оксид массой 18,9 г.

132 На нейтрализацию щавелевой кислоты ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) массой 1,206 г потребовалось KOH массой 1,502 г, эквивалентная масса которого равна 56 г/моль. Вычислите эквивалентную массу кислоты.

133 На нейтрализацию гидроксида массой 3,08 г израсходована хлористоводородная кислота массой 3,04 г. Вычислите эквивалентную массу гидроксида.

134 На нейтрализацию ортофосфорной кислоты массой 14,7 г израсходован NaOH, массой 12,0 г. Вычислите эквивалентную массу и основность ортофосфорной кислоты. Напишите уравнение соответствующей реакции.

135 На нейтрализацию фосфористой кислоты (H_3PO_3) массой 8,2 г израсходован KOH массой 11,2 г. Вычислите эквивалентную массу и основность фосфористой кислоты. Напишите уравнение реакции.

136 На нейтрализацию кислоты массой 2,45 г израсходован NaOH массой 2,00 г. Определите эквивалентную массу кислоты.

137 В оксиде металла(I) массой 1,57 г содержится металл массой 1,30 г. Вычислите эквивалентную массу металла и его оксида.

138 Вычислите атомную массу металла(II) и определите какой это металл, если данный металл массой 8,34 г окисляется кислородом объемом 0,68 дм³ (н.у.).

139 При разложении оксида металла массой 0,464 г получен металл массой 0,432 г. Определите эквивалентную массу металла.

140 Из металла массой 1,25 г получается нитрат массой 5,22 г. Вычислите эквивалентную массу этого металла.

141 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.

142 Из хлорида металла массой 20,8 г получается сульфат этого металла массой 23,3 г. Вычислите эквивалентную массу металла.

143 Из нитрата металла массой 2,62 г получается сульфат этого металла массой 2,33 г. Вычислите эквивалентную массу металла.

144 Из иодида металла массой 1,50 г получается нитрат этого металла массой 0,85 г. Вычислите эквивалентную массу металла.

145 Из сульфата металла массой 1,71 г получается гидроксид этого металла массой 0,78 г. Вычислите эквивалентную массу металла.

146 Из хлорида металла массой 1,36 г получается гидроксид этого металла массой 0,99 г. Вычислите эквивалентную массу металла.

147 Из нитрата металла массой 1,70 г получается иодид этого металла массой 2,35 г. Вычислите эквивалентную массу металла.

148 При взаимодействии металла массой 1,28 г с водой выделился водород объемом 380 см³, измеренный при 21 °C и давлении 104,5 кПа (784 мм рт.ст.). Рассчитайте эквивалентную массу металла.

149 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.

150 Эквивалентная масса металла равна 23 г/моль. Определите массу металла, которую нужно взять для выделения из кислоты водорода объемом 135,6 см³ (н.у.).

151 Вычислите эквивалентную массу металла, если металл массой 0,5 г вытесняет из кислоты водород объемом 184 см^3 , измеренный при 21°C и давлении 101325 Па .

152 Вычислите эквивалентную массу металла, если металл(II) массой 1,37 г вытесняет из кислоты водород объемом $0,5 \text{ дм}^3$, измеренный при 18°C и давлении 101325 Па .

153 Определите эквивалентную и атомную массы металла(II), если при реакции металла массой 0,53 г с HCl получен H_2 объемом 520 см^3 при 16°C и давлении 748 мм рт. ст. Давление насыщенного водяного пара при данной температуре равно 13,5 мм рт. ст.

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

155 В газометре над водой находится O_2 объемом $7,4 \text{ дм}^3$ 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 тремя 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 ($\square$). 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 4^х- 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 $n + \ell$):

- *заполнение электронных подуровней с увеличением порядкового номера атома элемента происходит от меньшего значения ($n + \ell$) к большему значению ($n + \ell$);*

- *при равных значениях ($n + \ell$) заполняются сначала энергетические подуровни с меньшим значением n .*

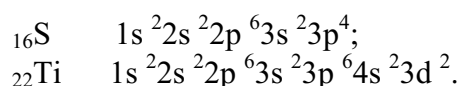
Последовательность заполнения энергетических уровней и подуровней следующая:

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow (5d^1) \rightarrow$
 $\rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow (6d^1) \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p.$

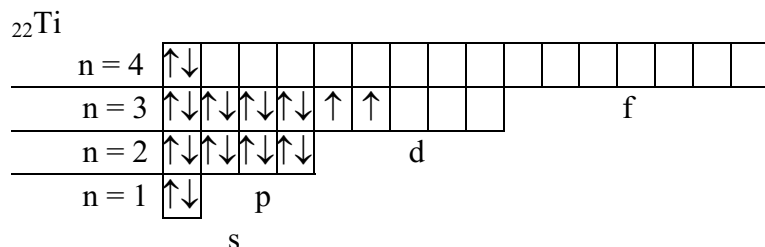
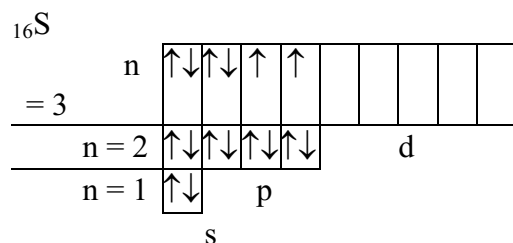
Электронная структура атома может быть изображена также в виде схем размещения электронов в квантовых (энергетических) ячейках, которые являются схематическим изображением атомных орбиталей. Размещение электронов по атомным орбиталям в пределах одного энергетического уровня определяется **правилом Хунда (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 25 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:



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 $(2\ell + 1)$	уровне n^2	подуровне $2(2\ell + 1)$	уровне $2n^2$
обозначение	главное квантовое число, n	обозначение	орбитальное квантовое число, ℓ					

K	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	

Пример 26 Какой энергетический подуровень будет заполняться раньше 3d или 4s?

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

Пример 27 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	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓				
n = 1	↑↓							
	s	p						

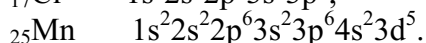
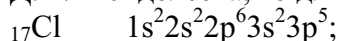
При затрате некоторой энергии ($h\nu$) один из 3s-электронов атома кремния может быть переведен на вакантную 3p-орбиталь; при этом энергия атома возрастает, так как возникающая электронная конфигурация ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$) соответствует возбужденному состоянию атома кремния (Si^*):

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

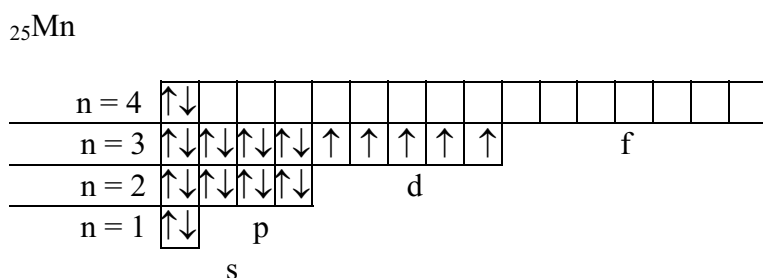
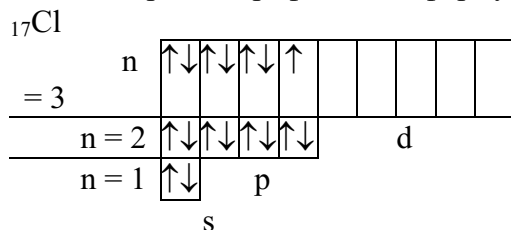
n	↑	↑	↑	↑				
= 3								
n = 2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓				
n = 1	↑↓							
	s	p						

Пример 28 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

156 Чему равно число энергетических подуровней для данного энергетического уровня? Каким значением главного квантового числа характеризуется энергетический уровень, если он имеет 4 подуровня? Дайте их буквенное обозначение.

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

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

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

160 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.

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

162 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) $1s^2 2s^3$.

163 Какие значения могут принимать квантовые числа n , ℓ , m_ℓ и m_s , характеризующие состояние электронов в атоме алюминия.

164 Какое максимальное число электронов находится на s-, p-, d-, f-подуровнях? Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома с порядковым номером 51.

165 Какое максимальное число электронов может находиться на уровнях K, L, M, N, O, P? Что такое квантовые числа?

166 Квантовые числа для электронов внешнего энергетического уровня атома некоторого элемента имеют следующие значения: $n = 5$, $\ell = 0$, $m_\ell = 0$, $m_s = + 1/2$. Сколько свободных 4d-орбиталей содержит атом данного элемента. Напишите электронную и электронно-графическую формулу данного атома?

167 Напишите значения квантовых чисел ℓ , m_ℓ , m_s для электронов, главные квантовые числа которых равны 3 и 4.

168 Укажите порядковый номер элемента у которого: а) заканчивается заполнение электронами 3d-орбитали; б) заканчивается заполнение электронами 4s-орбитали; в) начинается заполнение электронами 4p-орбитали; г) начинается заполнение электронами 4f-орбитали.

169 Сколько вакантных 3d-орбиталей имеют возбужденные атомы: а) серы; б) хлора; в) фосфора; г) ванадия?

170 Укажите значения квантовых чисел n и ℓ для внешних электронов в атомах элементов с порядковыми номерами 10, 15, 33.

171 Какое значение имеет: а) орбитальное квантовое число для энергетических подуровней, емкость которых равна 10 и 14; б) главное квантовое число для энергетических уровней, емкость которых равна 32, 50, 72?

172 Учитывая емкость энергетических уровней, покажите сколько их содержит электронная оболочка атома из 18, 36, 54 и 86 электронов.

173 Сколько неспаренных электронов содержат атомы в невозбужденном состоянии: а) магния; б) алюминия; в) углерода; г) бора; д) серы?

174 Напишите электронные и электронно-графические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 39 и 41. Сколько свободных d-орбиталей в атомах этих элементов.

175 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?

176 Напишите электронные формулы атомов элементов: а) цезия; б) бро-ма; в) ванадия; г) молибдена; д) железа; е) титана; ж) кальция; з) олова; и) хлора; к) брома; л) кобальта; м) платины; н) свинца; о) марганца; п) серы.

177 Сколько электронов находится на энергетических уровнях, если главное квантовое число равно 2, 3 и 4?

178 Сколько электронов находится на: а) 4f- и 5d-подуровнях атома свинца; б) 5s- и 4d-подуровнях атома цезия; в) 5d- и 4f-подуровнях атома вольфрама; г) 3p- и 3d-подуровнях атома кобальта; д) 3d- и 4s-подуровнях атома мышьяка?

179 Сколько нейтронов в ядрах атомов: а) фосфора; б) свинца; в) магния; г) кремния; д) олова; е) серебра; ж) висмута; з) кадмия; и) железа?

180 Какое максимальное валентное состояние могут проявлять: а) олово; б) вольфрам; в) алюминий; г) висмут; д) кальций; е) титан; ж) кислород; з) фтор; и) хлор?

181 Сколько свободных f-орбиталей содержат атомы элементов с порядковыми номерами 57, 68 и 82? Пользуясь правилом Хунда, распределите электроны по орбиталям.

182 Исходя из электронного строения атомов фтора и хлора объясните сходство и различие свойств этих элементов.

183 Пользуясь правилом Клечковского напишите электронные формулы атомов следующих элементов: а) марганца; б) хрома; в) циркония; г) гафния.

184 Для атома кремния возможны два различных электронных состояния: $3s^23p^2$ и $3s^13p^3$. Как называются эти состояния?

185 Пользуясь правилом Хунда, распределите электроны по орбиталям, отвечающим невозбужденному состоянию атомов: а) фосфора; б) углерода; в) марганца; г) кислорода; д) железа.

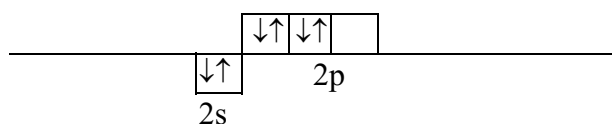
186 Пользуясь правилом Хунда, распределите электроны по орбиталям, отвечающим возбужденному состоянию атомов: а) бора; б) серы; в) хлора.

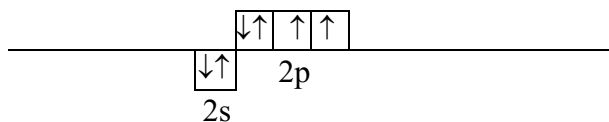
187 Атомы каких элементов имеют следующее строение внешнего и предвнешнего электронного уровня: а) $2s^22p^63s^23p^3$; б) $3s^23p^64s^2$; в) $3s^23p^64s^23d^5$; г) $4s^24p^65s^04d^{10}$.

188 Атомы каких элементов имеют электронную конфигурацию: а) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$; б) $1s^22s^22p^63s^1$; в) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^5$.

189 Электронные конфигурации атомов углерода $1s^22s^12p^3$ и скандия $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^1$. Какое состояние атомов (основное или возбужденное) они характеризуют.

190 В каком из приведенных электронных конфигураций нарушено правило Хунда?



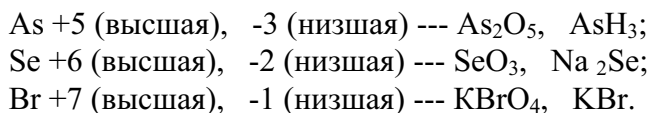


2.2 Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева

Пример 29 Какую высшую и низшую степень окисления проявляют мышьяк, селен и бром? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

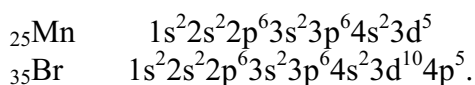
Решение Высшую степень окисления элемента определяет номер группы периодической системы Д. И. Менделеева, в которой он находится. Низшая степень окисления определяется тем условным зарядом, который приобретает атом при присоединении того количества электронов, которое необходимо для образования устойчивой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

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



Пример 30 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

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

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

193 Покажите, как периодический закон иллюстрирует и подтверждает один из всеобщих законов развития природы - закон перехода количества в качество.

194 Как учение о строении атома объясняет периодичность в изменении свойств химических элементов?

195 Какой физический смысл имеет порядковый номер и почему химические свойства элемента в конечном счете определяются зарядом ядра его атома?

196 Объясните три случая (укажите их) отклонения от последовательности расположения элементов в периодической системе по возрастанию их атомных масс?

- 197 Какова структура периодической системы? Периоды, группы и подгруппы. Физический смысл номера периода и группы.
- 198 В каких случаях емкость заполнения энергетического уровня и чис-ло элементов в периоде: а) совпадают; б) не совпадают? Объясните причину.
- 199 Значениям какого квантового числа отвечают номера периодов? Приведите определение периода, исходя из учения о строении атома?
- 200 Какие периоды периодической системы называют малыми, а какие большими? Чем определяется число элементов в каждом из них.
- 201 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) $[KL]4s^23d^8$.
- 202 Где в периодической системе находятся благородные газы? Почему раньше они составляли нулевую группу и как их называли?
- 203 Почему водород помещают в I и VII группу периодической системы? Какое обоснование можно дать тому и другому варианту?
- 204 Как изменяются свойства элементов главных подгрупп по периодам и группам? Что является причиной этих изменений?
- 205 Какое место в периодической системе занимают два элемента, один из которых характеризуется наибольшим значением ионизационного потенциала и электроотрицательности, а другой - наименьшими значениями этих величин?
- 206 В атомах каких элементов осуществляется так называемый "провал" электронов? Объясните причину этого эффекта.
- 207 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.
- 208 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?
- 209 Зная число элементов в каждом периоде, определите место элемента в периодической системе и основные химические свойства по порядковому номеру: 35, 42 и 56.
- 210 Вопреки собственной формулировке Д. И. Менделеев поставил в системе теллур перед иодом, а кобальт перед никелем. Объясните это.
- 211 Чем можно объяснить общую тенденцию - уменьшение атомных радиусов с увеличением порядкового номера в периоде и увеличение атомных радиусов с увеличением порядкового номера в группе?
- 212 На каком основании хром и сера находятся в одной группе периодической системы? Почему их помещают в разных подгруппах?
- 213 На каком основании фосфор и ванадий находятся в одной группе периодической системы? Почему их помещают в разных подгруппах?
- 214 Какой ряд элементов расположен по мере возрастания их атомных радиусов: а) Na, Mg, Al, Si; б) C, N, O, F; в) O, S, Se, Fe; г) I, Br, Cl, F.
- 215 В чем сходство и различие атомов: а) F и Cl; б) N и P.

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.

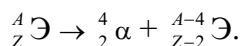
Пример 31 Период полураспада некоторого радиоактивного изотопа равен 3 часам. Какая масса его останется нераспавшейся через 18 часов, если первоначальная масса изотопа составляла 200 г?

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

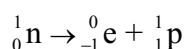
$$m = 2^{-n} m_0 = 2^{-6} \cdot 200 = 200/64 = 3,125 \text{ г.}$$

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

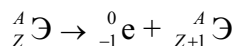
α -распад α -частица - ядро атома гелия ${}^4_2\text{He}$. При испускании α - частицы ядро теряет два протона и два нейтрона, следовательно, заряд ядра уменьшается на 2, а массовое число на 4. Дочернее ядро принадлежит элементу, смещенному в периодической системе на две клетки влево по отношению к материнскому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



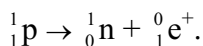
β^- -распад β^- -частица - электрон. β^- -распаду предшествует процесс:



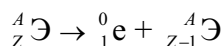
протекающий в ядре. Таким образом, при испускании электрона заряд ядра увеличивается на единицу, а массовое число не изменяется. Дочернее ядро - изобар исходного - принадлежит элементу, смещенному на одну клетку вправо в периодической системе от места материнского элемента:



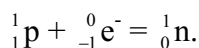
Позитронный распад β^+ -частица - позитрон (e^+) - обладает массой электрона и зарядом, равным заряду электрона, но противоположным по знаку. Позитронному распаду предшествует ядерный процесс:



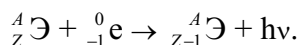
Число протонов в ядре при позитронном распаде уменьшается на единицу, а массовое число не изменяется. Образующееся ядро - изобар исходного ядра - принадлежит элементу, смещенному от материнского элемента на одну клетку влево в периодической системе:



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

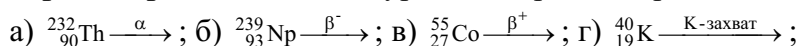


Заряд ядра уменьшается на единицу, а массовое число остается прежним. Дочернее ядро принадлежит элементу (изобару исходного элемента), смещенному по отношению к материнскому на одну клетку влево в периодической системе элементов:

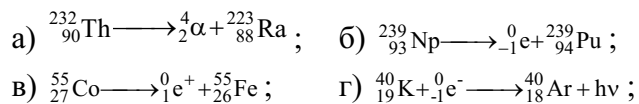


При переходе периферийных электронов на освободившееся в К-слое место выделяется энергия в виде кванта рентгеновского излучения.

Пример 32 Закончите уравнения реакции радиоактивного распада:



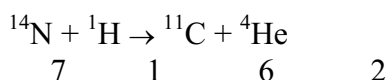
Решение



Уравнения ядерных реакций (в том числе и реакций радиоактивного распада) должны удовлетворять **правилу равенства сумм индексов**: а) сумма массовых чисел частиц, вступающих в реакцию, равна сумме массовых чисел частиц-продуктов реакции; при этом массы электронов, позитронов и фотонов не учитываются; б) суммы зарядов частиц, вступающих в реакцию и частиц-продуктов реакции, равны между собой.

Пример 33 Изотоп углерода ${}^{11}\text{C}$ 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: ${}^{14}\text{N}(\text{p}, \alpha){}^{11}\text{C}$. В скобках на первом месте пишут бомбардирующую частицу, а на втором, через запятую - частицу, образующуюся при данном процессе. В сокращенных уравнениях частицы ${}^4_2\text{He}$, ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{D}$, ${}^0_0\text{n}$ обозначают соответственно α , p, d, n.

Задачи

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

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

218 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.

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

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

221 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.

222 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.

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

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

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

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

227 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.

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

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

230 Исходя из сокращенных уравнений ядерных реакций напишите их полные уравнения: а) ${}^{63}_{29}\text{Cu}(p, n){}^{63}_{30}\text{Zn}$; б) ${}^{98}_{42}\text{Mo}(n, e^{-}){}^{99}_{43}\text{Tc}$; в) ${}^{27}_{13}\text{Al}(p, \alpha){}^{24}_{12}\text{Mg}$; г) ${}^{59}_{27}\text{Co}(n, \alpha){}^{56}_{26}\text{Mn}$; д) ${}^{253}_{99}\text{Es}(\alpha, n){}^{256}_{100}\text{Md}$; е) ${}^{242}_{98}\text{Cm}(\alpha, 2n){}^{244}_{99}\text{Cf}$.

231 При бомбардировке протонами ядер: а) изотопа ${}^{21}_{10}\text{Ne}$ образуются α -час-тицы; б) изотопа ${}^{63}_{29}\text{Cu}$ - нейтроны. Какие изотопы и каких элементов при этом образовались?

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

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

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

235 Радиоактивный иод ${}^{131}_{53}\text{I}$ 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** (X). 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 (ΔX) взаимодействующих атомов. Поэтому с ростом ΔX степень ионности связи возрастает.

Значения электроотрицательности атомов некоторых элементов приведены в табл. 2.

2 Относительная электроотрицательность атомов

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

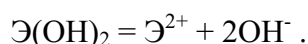
Решение По данным табл. 2 вычисляем разность электроотрицательностей для связей О-Э:

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

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

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

Таким образом: а) во всех рассмотренных молекулах связь Э-О более полярна, т.е. характеризуется большей степенью ионности; б) 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):

$$\mu = q \ell.$$

Величина μ молекулы служит количественной мерой ее полярности и измеряется в Дебаях (D):

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

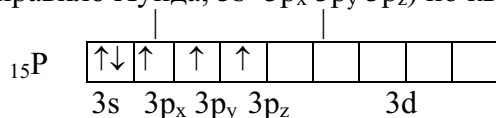
Пример 35 Длина диполя молекулы HCl равна $0,22 \cdot 10^{-8}$ см. Вычислите электрический момент диполя.

Решение $q = 1,60 \cdot 10^{-19}$ Кл; $\ell = 2,2 \cdot 10^{-11}$ м;

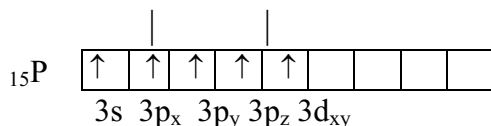
$$\begin{aligned} \mu &= q \ell = 1,60 \cdot 10^{-19} \cdot 2,2 \cdot 10^{-11} = 3,52 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м} = \\ &= 3,52 \cdot 10^{-30} / (3,33 \cdot 10^{-30}) = 1,06 \text{ D}. \end{aligned}$$

Пример 36 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 37 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 молекул	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 (sp²-гибридизация) образуются три sp²-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 sp²-гибридизации - в направлениях, лежащих в одной плоскости и составляющих друг с другом углы в 120° (т.е. в направлениях к вершинам правильного треугольника), при sp³-гибридизации - к вершинам тетраэдра (угол между этими направлениями составляет 109°28'), при sp³d²-гибридизации - к вершинам октаэдра (т.е. по взаимно перпендикулярным направлениям).

Задачи

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

237 Почему при образовании ковалентной связи расстояние между атомами строго определено? Как оно называется?

238 Что называется кратностью связи? Как влияет увеличение кратности связи на ее длину и энергию?

239 Определите ковалентность и степень окисления: а) углерода в молекулах C₂H₆; C₂H₅OH; CH₃COOH; CH₃Cl; б) хлора в молекулах NaCl, NaClO₃, NaClO₄, Ca(ClO)₂; в) серы в молекулах Na₂S₂O₃, Na₂S, Na₂SO₄.

240 Какая из связей Ca – H, C – Cl, Br – Cl является наиболее полярной и почему? (табл. 2)

241 Объясните почему максимальная ковалентность фосфора может быть равной 5, а у азота такое валентное состояние отсутствует?

242 Пользуясь значениями относительных электроотрицательностей (табл. 2) определите степень ионности связи в молекулах: а) CH₄, CCl₄, CO₂; б) NH₃, NO, Mg₃N₂; в) LiCl, LiI, Li₂O; г) HF, HCl, HBr; д) SO₂, SeO₂, TeO₂; е) CO₂, SiO₂, SnO₂.

243 Какой тип гибридизации электронных облаков в молекулах: а) BCl₃; б) CaCl₂; в) GeCl₄; г) SiCl₄; д) ZnI₂; е) BeH₂? Какую пространственную конфигурацию имеют эти молекулы?

244 Какая из связей K – S, H – S, Br – S, C – S наиболее полярна и почему (табл. 2)?

245 В сторону какого атома смещается электронная плотность в молекулах H₂O, NaNH₂, HI, CH₄?

246 Какую ковалентную связь называют полярной? Что служит количественной мерой полярности ковалентной связи?

247 Какую химическую связь называют водородной? Между молекулами каких веществ она образуется? Почему HF и H₂O, имея меньшую молекулярную массу, плавятся и кипят при более высоких температурах, чем их аналоги?

248 Какие кристаллические структуры называют ионными, атомными, молекулярными и металлическими? Кристаллы каких веществ: алмаз, хлорид натрия, диоксид углерода, цинк - имеют указанные структуры?

249 Какую химическую связь называют ионной? Каков механизм ее образования? Какие свойства ионной связи отличают ее от ковалентной? Приведите примеры типичных ионных соединений.

250 Какую химическую связь называют дативной? Каков механизм ее образования? Приведите пример.

251 Какие силы молекулярного взаимодействия называют ориентационными, индукционными и дисперсионными? Когда возникают эти силы и какова их природа?

252 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?

253 Какое состояние электрона, атомных орбиталей или атомов в целом называют валентным? Сколько валентных состояний возможно для атомов кислорода и серы, фтора и хлора?

254 Какой способ образования ковалентной связи называют донорно- акцепторным? Какие химические связи имеются в ионах NH_4^+ и BF_4^- ? Укажите донор и акцептор?

255 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?

256 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?

257 Почему молекула диоксида углерода неполярна, хотя связь углерод - кислород имеет электрический момент диполя $0,37 \cdot 10^{-30}$ Кл·м?

258 Каково взаимное расположение электронных облаков при sp^2 -гибридизации? Приведите примеры. Какова пространственная структура этих молекул?

259 Энергия связи в молекулах этилена и ацетилена равна 383,2 и 433,7 кДж/моль соответственно. В какой молекуле связь наиболее прочная?

260 В чем причина различной пространственной структуры молекул хлорида бора и аммиака?

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 ΔU 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, внутриядерную 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 ΔU - 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 ΔV - 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:

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

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

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 ΔH (если единственным видом работы является работа расширения):

$$Q_p = \Delta H.$$

Энтальпия, как и внутренняя энергия, является функцией состояния; ее изменение (ΔH) 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 ΔH .

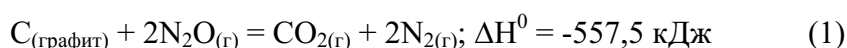
В основе термохимических расчетов **закон Гесса** (1840 г.):

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 ($\Delta H_{\text{х.р.}}$) равен сумме теплот образования $\Delta H_{\text{обр}}$ продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов:

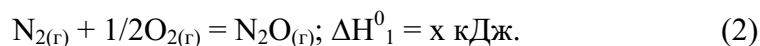
$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \sum \Delta H_{\text{обр}}^{\text{прод}} - \sum \Delta H_{\text{обр}}^{\text{исх}}. \quad (4.1.2)$$

Пример 38 Исходя из теплоты образования газообразного диоксида углерода ($\Delta H^0 = -393,5$ кДж/моль) и термохимического уравнения реакции:

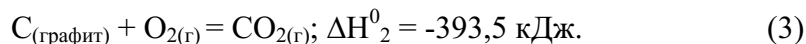


вычислите теплоту образования $N_2O_{(г)}$.

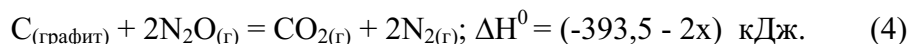
Решение Обозначив искомую величину через x , запишем термохимическое уравнение реакции образования N_2O из простых веществ:



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



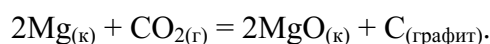
Из уравнений реакций (2) и (3) можно получить уравнение реакции (1). Для этого умножим уравнение (2) на два и вычтем найденное уравнение из уравнения (3). Имеем:



Сравнивая уравнения (1) и (4), находим: $-393,5 - 2x = -557,5$.

Отсюда $x = 82,0 \text{ кДж/моль}$.

Пример 39 Пользуясь данными табл. 4, вычислите ΔH^0 реакции:



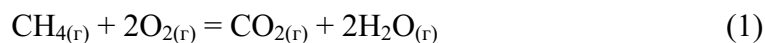
Решение Стандартные энтальпии образования $CO_{2(г)}$ и $MgO_{(к)}$ равны соответственно $-393,5$ и $-601,8 \text{ кДж/моль}$ (стандартные энтальпии образования простых веществ равны нулю). ΔH^0 реакции находим по уравнению (4.1.2.)

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

Пример 40 Рассчитайте теплоту сгорания метана и количество теплоты, которое выделится при сгорании 100 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:

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

или
$$\Delta H^0 = -393,5 + 2(-241,8) - (-74,9) = -402,2 \text{ кДж.}$$

$\Delta H^0 = -Q$, следовательно, при сгорании одного моля CH_4 выделяется $402,2 \text{ кДж}$ теплоты.

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

Количество теплоты при сгорании $4,46 \text{ моль}$ составит $4,46 \cdot 402,2 = 1795,5 \text{ кДж}$.

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 с увеличением движения частиц: при нагревании, испарении, плавлении, расширении газа, при ослаблении или разрыве связей между атомами и т.п. Процессы, связанные с упорядоченностью системы; конденсация, кристаллизация, сжатие, упрочнение связей, полимеризация и т.п., - ведут к уменьшению энтропии. Энтропия является функцией состояния, то есть ее изменение (ΔS) зависит только от начального (S_1) и конечного (S_2) состояния и не зависит от пути процесса:

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

$$\Delta S = S_2 - S_1. \quad \text{Если } S_2 > S_1, \text{ то } \Delta S > 0. \quad \text{Если } S_2 < S_1, \text{ то } \Delta S < 0.$$

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 ΔG , можно найти из соотношения:

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

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

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

Самопроизвольно протекающие процессы идут в сторону уменьшения потенциала, в частности, в сторону уменьшения ΔG . Если $\Delta G < 0$, процесс принципиально осуществим; если $\Delta G > 0$, процесс самопроизвольно проходить не может. Чем меньше ΔG , 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 $\Delta > 0$.

Значения стандартных энтальпий образования ΔH^0 , энтропии S^0 и энергия Гиббса ΔG^0 образования некоторых веществ при 298 К (25 °С) и давлении 1 атм = 101325 Па = 760 мм.рт.ст представлены в табл. 4.

4 Значения ΔH^0 , S^0 , ΔG^0

Вещество	ΔH^0 , кДж/моль	$S^0 \cdot 10^3$, Дж/моль·К	ΔG^0 , кДж/моль
1	2	3	4
$\text{Al}_{(\text{кр})}$	0	28,33	0
$\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{кр})}$	-1675,69	50,92	-1582,27
$\text{BaCO}_{3(\text{кр})}$	-1210,85	112,13	-1132,77

BaO _(кр)	-553,54	70,29	-525,84
BeO _(кр)	-598,73	14,14	-596,54
C _(алмаз)	1,83	2,37	2,83
C _(графит)	0	5,74	0
CaCO _{3(кр)}	-1206,83	91,71	-1128,35
CaO _(кр)	-635,09	38,07	-603,46
CH _{4(г)}	-74,85	186,27	-50,85

Продолжение табл. 4

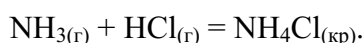
Вещество	ΔH^0 , кДж/моль	$S^0 \cdot 10^3$, Дж/моль·К	ΔG^0 , кДж/моль
1	2	3	4
C ₂ H _{2(г)}	226,75	200,82	209,21
C ₂ H _{4(г)}	52,30	219,45	68,14
C ₆ H _{6(г)}	-84,67	229,49	-32,93
C ₆ H _{6(ж)}	49,03	173,26	124,38
CH ₃ OH _(ж)	-238,57	126,78	-166,27
C ₂ H ₅ OH _(г)	-234,80	281,38	-167,96
C ₆ H ₅ NH _{2(ж)}	31,09	192,29	149,08
CO _(г)	-110,53	197,55	-137,15
CO _{2(г)}	-393,51	213,66	-394,37
CS _{2(г)}	116,70	237,77	66,55
CS _{2(ж)}	88,70	151,04	64,61
Cl _{2(г)}	0	222,98	0
Cr _(кр)	0	23,64	0
Cr ₂ O _{3(к)}	-1140,56	82,17	-1058,97
F _{2(г)}	0	202,67	0
Fe _(кр)	0	27,15	0
FeO _(кр)	-264,85	60,75	-244,30
Fe ₂ O _{3(кр)}	-822,16	87,45	-740,34
Fe ₃ O _{4(кр)}	-1117,13	146,19	-1014,17
H _{2(г)}	0	130,52	0
HCl _(г)	-92,31	186,79	-95,30
H ₂ O _(г)	-241,81	188,72	-228,61
H ₂ O _(ж)	-285,83	69,95	-237,23
H ₂ S _(г)	-20,60	205,70	-33,50
MgCO _{3(кр)}	-1095,85	65,10	-1012,15
MgO _(кр)	-601,49	27,07	-569,27
NH _{3(г)}	-45,94	192,66	-16,48
NH ₄ Cl _(кр)	-314,22	95,81	-203,22
NO _(г)	91,26	210,64	87,58
O _{2(г)}	0	205,04	0
PbO _(кр)	-217,61	68,70	-188,20
PbS _(кр)	-100,42	91,21	-98,77
PCl _{3(г)}	-287,02	311,71	-267,98
PCl _{5(г)}	-374,89	364,47	-305,10
SO _{2(г)}	-296,90	248,07	-300,21

TiO _{2(кр)}	-944,8	50,33	-889,49
----------------------	--------	-------	---------

Пример 41 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 42 Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ (табл. 4) вычислите ΔG^0 реакции, протекающей по уравнению:



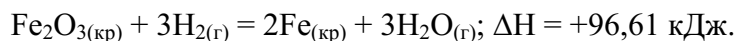
Может ли эта реакция при стандартных условиях протекать самопроизвольно?

Решение Энергия Гиббса (ΔG^0) является функцией состояния и вычисляется из соотношения (4.1.4). Величины ΔH^0 и ΔS^0 находим из соотношений (4.1.2):

$$\begin{aligned}\Delta H^0 &= \Delta H_{\text{NH}_4\text{Cl}}^0 - (\Delta H_{\text{NH}_3}^0 + \Delta H_{\text{HCl}}^0) = \\ &= 314,22 - (-45,94 - 92,31) = -175,97 \text{ кДж.} \\ \Delta S^0 &= S_{\text{NH}_4\text{Cl}}^0 - (S_{\text{NH}_3}^0 + S_{\text{HCl}}^0) = 95,81 - (192,66 + 186,79) = \\ &= -283,64 \text{ Дж/К.} \\ \Delta G^0 &= -175,97 - 298(-283,64 \cdot 10^{-3}) = -91,45 \text{ кДж.}\end{aligned}$$

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

Пример 43 Реакция восстановления Fe_2O_3 водородом протекает по уравнению:



Возможна ли эта реакция при стандартных условиях, если изменение энтропии $\Delta S = 0,1387$ кДж/(моль•К)? При какой температуре начнется восстановление Fe_2O_3 ?

Решение Вычисляем ΔG реакции:

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

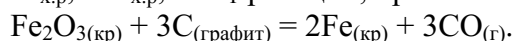
Так как $\Delta G > 0$, то реакция при стандартных условиях невозможна; наоборот, при этих условиях идет обратная реакция окисления железа (коррозия).

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

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

Следовательно, при температуре 695,5 К начнется реакция восстановления Fe_2O_3 . Иногда эту температуру называют температурой начала реакции.

Пример 44 Вычислите $\Delta H_{\text{х.р.}}^0$, $\Delta S_{\text{х.р.}}^0$, $\Delta G_{\text{Т}}^0$ реакции, протекающей по уравнению:



Возможна ли реакция восстановления Fe_2O_3 углеродом при температурах 500 и 1000 К?

Решение $\Delta H_{\text{х.р.}}$ и $\Delta S_{\text{х.р.}}$ находим из соотношений (4.1.2) и (4.1.3), как в примере 4.1.5:

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = [3(-110,53) + 2 \cdot 0] - [-822,16 + 3 \cdot 0] =$$

$$= -331,56 + 822,10 = +490,57 \text{ кДж};$$

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

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 Fe_2O_3 углеродом возможно при 1000 К и невозможно при 500 К.

Задачи

При решении задач данного раздела использовать таблицу 4.

261 Теплоты растворения сульфата меди (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.

262 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 м³ (н.у.)?

263 Реакция горения бензола выражается термохимическим уравнением: $\text{C}_6\text{H}_{6(\text{ж})} + 7/2\text{O}_{2(\text{г})} = 6\text{CO}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$. Вычислите тепловой эффект этой реакции.

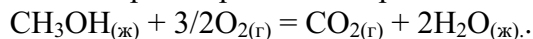
264 Газообразный этиловый спирт можно получить при взаимодействии этилена и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислите ее тепловой эффект.

265 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 дм³ (н.у.)?

266 Кристаллический хлорид аммония образуется при взаимодействии газообразных аммиака и HCl . Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислите ее тепловой эффект. Сколько теплоты выделится, если в реакции был израсходован аммиак объемом 10 дм³ (н.у.)?

267 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 дм³ (н.у.)?

268 Реакция горения метилового спирта выражается термохимическим уравнением:



Вычислите тепловой эффект этой реакции.

269 При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и газообразный сероуглерод (CS_2). Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите ее тепловой эффект.

270 На основании значений ΔG^0 , различных кислородных соединений щелочных металлов, приведенных в табл. 5, определите образование каких соединений наиболее характерно для различных щелочных металлов.

Таблица 5

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

Чем можно объяснить наблюдаемые закономерности ?

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

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

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

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

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

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

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

278 При разложении карбоната магния на оксид магния и диоксид углерода поглощается 100,7 кДж тепла. Вычислите теплоту образования карбоната магния.

279 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 теплоту образования $C_2H_5OH_{(ж)}$.

280 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 теплоту образования оксида железа(III).

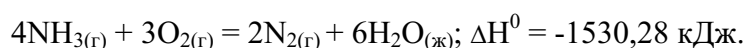
281 Вычислите ΔG^0 реакций образования $Ag\Gamma_{(т)}$ и $Ca\Gamma_{2(т)}$ из ионов в растворе, используя термодинамические данные, приведенные в табл. 6.

Таблица 6

Ионы	ΔH^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
$I^-_{(р)}$	-57	107
$F^-_{(р)}$	-333	-14

Как изменяется растворимость $Ag\Gamma$ и $Ca\Gamma_2$ в ряду $F^- \rightarrow Cl^- \rightarrow Br^- \rightarrow I^-$? 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?

282 Реакция горения аммиака выражается термохимическим уравнением:

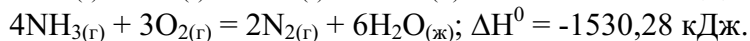
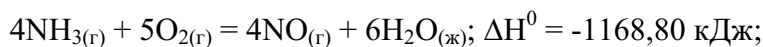


Вычислите теплоту образования аммиака.

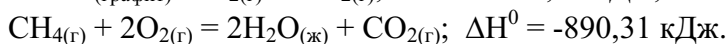
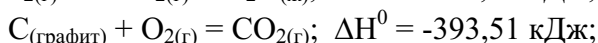
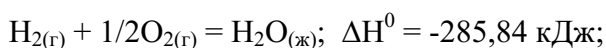
283 При взаимодействии железа массой 6,3 г с серой выделилось 11,31 кДж тепла. Вычислите теплоту образования сульфида железа(II).

284 При сгорании ацетилена объемом 1 дм³ (н.у.) выделяется 56,053 кДж тепла. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Вычислите теплоту образования газообразного ацетилена.

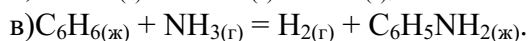
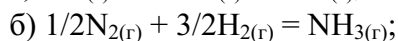
285 Вычислите теплоту образования NO(г), исходя из следующих термохимических уравнений:



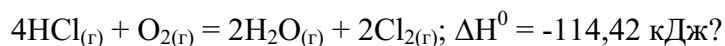
286 Вычислите теплоту образования газообразного метана, исходя из следующих термохимических уравнений:



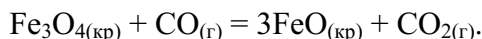
287 Рассчитайте ΔG^0 реакций:



288 При какой температуре наступит равновесие системы:

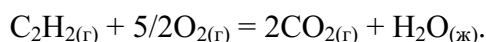


289 Восстановление Fe₃O₄ оксидом углерода идет по уравнению:

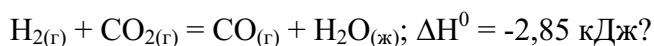


Вычислите ΔG^0 и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях. Чему равно ΔS^0 в этой реакции?

290 Вычислите ΔG^0 и ΔS^0 реакции горения ацетилена:

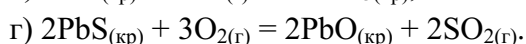
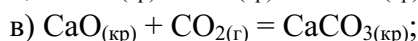
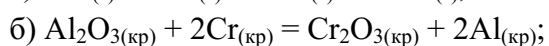
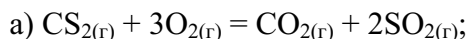


291 Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция:



На основании стандартных значений ΔH^0 и S^0 соответствующих веществ определите ΔG^0 этой реакции.

292 Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG^0 реакций, протекающих по уравнениям:



293 При какой температуре наступит равновесие систем:

- а) $\text{CO}_{(\text{г})} + 2\text{H}_{2(\text{г})} = \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{ж})}$; $\Delta H^0 = -128,05 \text{ кДж}$;
б) $\text{CH}_{4(\text{г})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{(\text{г})} + 2\text{H}_{2(\text{г})}$; $\Delta H^0 = 247,37 \text{ кДж}$;
в) $\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{кр})} + \text{CO}_{(\text{г})} = 3\text{FeO}_{(\text{кр})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$; $\Delta H^0 = 34,55 \text{ кДж}$;
г) $\text{PCl}_{5(\text{г})} = \text{PCl}_{3(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})}$; $\Delta H^0 = 92,59 \text{ кДж}$.

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

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

- а) $\text{MgO}_{(\text{кр})} + \text{H}_{2(\text{г})} = \text{Mg}_{(\text{кр})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$;
б) $\text{C}_{(\text{графит})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{(\text{г})}$;
в) $\text{CH}_3\text{COOH} = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$;
г) $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{Cl}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$;
д) $\text{NH}_4\text{NO}_{3(\text{кр})} = \text{N}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$.

296 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?

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 Δc - изменение концентрации вещества за время Δt .

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: $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{AB}$

закон действия масс выражается следующим уравнением:

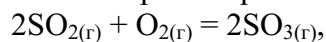
$$v = k[\text{A}][\text{B}],$$

где $[A]$ и $[B]$ - концентрации вступающих в реакцию веществ моль/дм³, 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 45 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:

$$v_{пр} = ka^2b; v_{обр} = k_1c^2.$$

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:

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

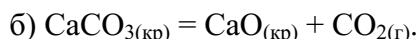
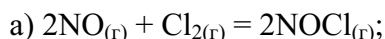
Откуда:

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

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 46 Напишите выражения закона действия масс для реакций:

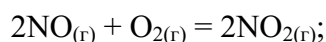


Решение

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 47 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:

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

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

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

или

$$v_{t_2} = v_{t_1} \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} \quad (4.2.3)$$

Пример 48 Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,8. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от 20 до 75 °C?

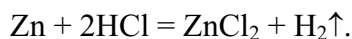
Решение Поскольку $\Delta t = 55$ °C, то обозначив скорость реакции при 20 и 75 °C соответственно через v и v' , можем записать:

$$v/v' = 2,8^{55/10} = 2,8^{5,5}; \quad \lg v'/v = 5,5 \cdot \lg 2,8 = 5,5 \cdot 0,447 = 2,4584.$$

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

Пример 49 Растворение образца цинка в соляной кислоте при 20 °C заканчивается через 27 минут, а при 40 °C такой же образец металла растворяется за 3 минуты. За какое время данный образец цинка растворится при 55 °C?

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 °C до 40 °C 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 °C, равен 3. Значит при нагревании до 55 °C 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 50 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 °C.

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

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

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

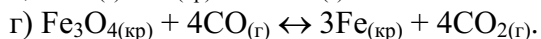
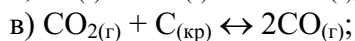
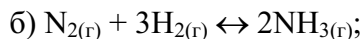
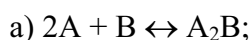
Подставив соответствующие значения величин из условия задачи, получим

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

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

Задачи

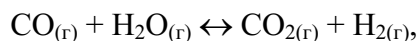
297 Напишите выражение для скорости прямой реакции:



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

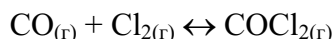
298 Во сколько раз увеличится скорость реакции взаимодействия водорода и брома $H_{2(г)} + Br_{2(г)} \leftrightarrow 2HBr_{(г)}$, если концентрации исходных веществ увеличить в 2 раза?

299 Чему равна скорость обратной реакции:



если концентрации $[CO_2] = 0,30$ моль/дм³; $[H_2] = 0,02$ моль/дм³; $k = 1$?

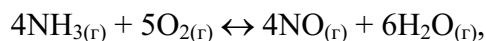
300 Начальная концентрация исходных веществ в системе:



была равна (моль/дм³): $[CO] = 0,3$; $[Cl_2] = 0,2$. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если повысить концентрации: CO до 0,6 моль/дм³, а Cl₂ до 1,2 моль/дм³?

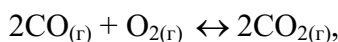
301 Концентрации NO и O₂, образующих NO₂, были соответственно равны 0,03 и 0,05 моль/дм³. Чему равна скорость реакции?

302 Как изменится скорость прямой реакции:



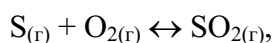
если увеличить давление системы в два раза?

303 Как изменится скорость прямой реакции:



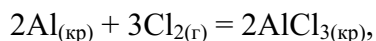
если увеличить давление системы в три раза?

304 Как изменится скорость реакции горения серы:



если уменьшить объем системы в 5 раз?

305 Как изменится скорость химической реакции:



если давление системы увеличится в 2 раза?

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

307 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.

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

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

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

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

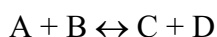
312 При увеличении температуры реакции на 60° скорость реакции возросла в 64 раза. Определите температурный коэффициент (γ).

313 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° ?

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 направлениях, 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:

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

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

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

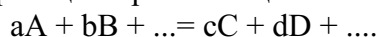
Откуда:

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

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, то есть тем больше выход ее продуктов.

В общем случае, для химической реакции протекающей по схеме:

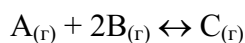


справедливо выражение для константы равновесия:

$$K = [C]^c [D]^d / [A]^a [B]^b \quad (4.3.2)$$

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 51 В системе:



равновесные концентрации равны (моль/дм³): $[A] = 0,6$; $[B] = 1,2$; $[C] = 2,16$. Определите константу равновесия реакции и исходные концентрации веществ А и В.

Решение Константа равновесия этой реакции выражается уравнением:

$$K = [C]/[A][B]^2.$$

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 дм³ 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:

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

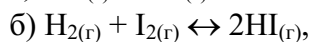
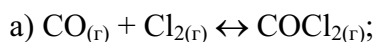
$$[B]_{исх.} = 1,2 + 4,32 = 5,52 \text{ моль/дм}^3.$$

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, то есть 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 52 В каком направлении сместится равновесие в системах:



если при неизменной температуре увеличить давление путем уменьшения объема газовой смеси?

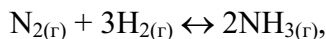
Решение а) протекание реакции в прямом направлении приводит к уменьшению общего числа молей газов, т.е. к уменьшению давления в системе. Поэтому, согласно принципу Ле-Шателье, повышение давления вызывает смещение равновесия в сторону прямой реакции.

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

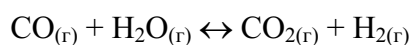
314 Реакция идет по уравнению: $A + 2B \leftrightarrow C$; константа ее скорости при определенной температуре равна 0,4, а начальные концентрации составляли (моль/дм³): $[A] = 0,3$ и $[B] = 0,5$. Вычислите скорость этой реакции при той же температуре в начальный момент и после того, как прореагирует 0,1 моль/дм³ вещества А.

315 Начальные концентрации веществ, участвующих в реакции:



равны (моль/дм³): $[N_2] = 1,5$; $[H_2] = 2,5$; $[NH_3] = 0$. Каковы концентрации азота и водорода в момент, когда концентрация аммиака стала равной 0,5 моль/дм³?

316 В начальный момент протекания реакции:



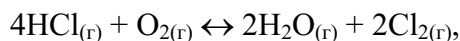
концентрации были равны (моль/дм³): $[CO] = 0,30$; $[H_2O] = 0,40$; $[CO_2] = 0,40$; $[H_2] = 0,05$. Вычислите концентрации всех веществ в момент, когда прореагирует 50% воды.

317 Пентахлорид фосфора диссоциирует при нагревании по уравнению:



Вычислите константу равновесия этой реакции, если из 3 молей PCl_5 , находящихся в закрытом сосуде емкостью 10 дм³, подвергается разложению 2,5 моля.

318 Чему равна константа равновесия реакции:



если равновесные концентрации (моль/дм³) равны: $[Cl_2] = 0,04$; $[H_2O] = 0,20$; $[HCl] = 0,08$; $[O_2] = 0,10$?

319 Найдите константу равновесия для реакции:



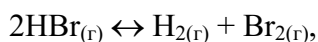
если исходные концентрации веществ А и В были равны по 0,8 моль/дм³, а равновесная концентрация вещества С равна 0,6 моль/дм³.

320 Рассчитайте константу равновесия реакции при 500 К:



если к моменту равновесия продиссоциировало 54 % PCl_5 , а исходная концентрация PCl_5 была равна 1 моль/дм³.

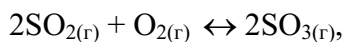
321 Вычислите константу равновесия реакции:



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

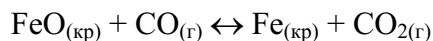
322 При некоторой температуре состав равновесной смеси в объеме 10 дм³ был следующий: 11,2 г СО, 14,2 г Cl_2 , 19,8 г $COCl_2$. Вычислите константу равновесия реакции: $CO + Cl_2 \leftrightarrow COCl_2$ при данных условиях.

323 Чему равна константа равновесия реакции:



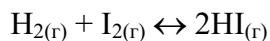
если равновесные концентрации равны (моль/дм³): $[\text{SO}_2] = 0,20$; $[\text{O}_2] = 0,40$; $[\text{SO}_3] = 0,08$?

324. Константа равновесия реакции:



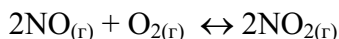
при некоторой температуре равна 0,5. Найдите равновесные концентрации CO и CO₂, если начальные концентрации этих веществ составляли (моль/дм³): $[\text{CO}] = 0,05$; $[\text{CO}_2] = 0,01$.

325 Равновесие в системе:



установилось при следующих концентрациях (моль/дм³): $[\text{H}_2] = 0,25$; $[\text{I}_2] = 0,05$; $[\text{HI}] = 0,90$. Определите исходные концентрации иода и водорода.

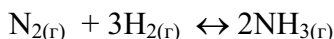
326 При некоторой температуре константа равновесия реакции:



равна 2,2. Равновесные концентрации NO и O₂ соответственно равны 0,02 моль/дм³ и 0,03 моль/дм³. Вычислите исходные концентрации NO и O₂.

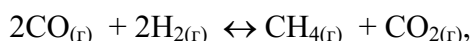
327 Исходные концентрации оксида углерода(II) и паров воды соответственно равны 0,08 моль/дм³. Вычислите равновесные концентрации CO, H₂O и H₂ в системе: $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$, если равновесная концентрация CO₂ равна 0,05 моль/дм³.

328 Константа равновесия реакции:



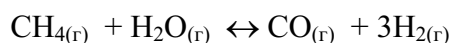
равна 0,1. Равновесные концентрации (моль/дм³) водорода и аммиака равны 0,6 и 0,2 соответственно. Вычислите начальную и равновесную концентрации азота.

329 В каком направлении сместится равновесие реакции:



если давление в системе уменьшить в два раза?

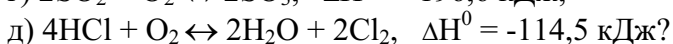
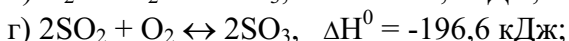
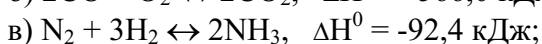
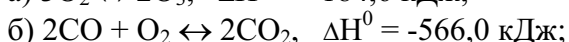
330 В каком направлении сместится равновесие реакции:



при увеличении объема системы в три раза?

331. Для реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ равновесные концентрации (моль/дм³) были: $[\text{N}_2] = 0,3$; $[\text{H}_2] = 0,9$; $[\text{NH}_3] = 0,4$. Как изменится скорость прямой реакции, если увеличить давление в 5 раз? В каком направлении сместится равновесие при этом?

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



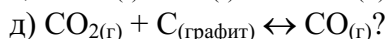
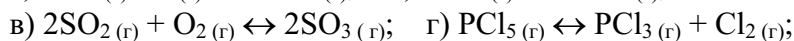
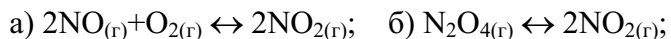
333 В системе:



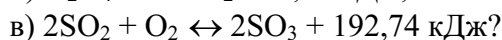
установилось равновесие. В какую сторону оно сместится при повышении температуры?

334 В системе: $3\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{кр}) + \text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{кр}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$ установилось равновесие. В какую сторону оно сместится при повышении давления?

335 Как, изменяя давление можно повысить выход продуктов следующих реакций:



336 Действием каких факторов можно сместить равновесие указанных реакций вправо:



5 РАСТВОРЫ

5.1 Состав и приготовление растворов

Пример 53 Вычислите: а) массовую долю растворенного вещества (ω , %); б) нормальность (н); в) молярность (с); г) моляльность (c_m); д) титр (Т) раствора H_3PO_4 , полученного при растворении 18 г H_3PO_4 в 282 см^3 воды, если относительная плотность полученного раствора составляет $1,031 \text{ г/см}^3$.

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

а) массовая доля растворенного вещества (ω) показывает число граммов (единиц массы) вещества, содержащегося в 100 г (единиц массы) раствора. Так как массу 282 см^3 воды можно принять равной 282 г, то масса полученного раствора $18 + 282 = 300 \text{ г}$. Из формулы:

$$\omega = \frac{m_{\text{р.в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} 100 \% \quad (5.1.1.)$$

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

б) мольно-объемная концентрация, или молярность (с), показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 дм^3 раствора.

Масса 1 дм^3 раствора 1031 г. Масса кислоты в 1 дм^3 раствора составит:

$$x = 1031 \cdot 18/300 = 61,86 \text{ г}.$$

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

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

в) эквивалентная концентрация, или нормальность (н), показывает число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 дм^3 раствора.

Так как $M_3(\text{H}_3\text{PO}_4) = M/3 = 97,99/3 = 32,66 \text{ г/моль}$, 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.

$$c_m = \frac{m_{\text{р.в-ва}} 1000}{M_{\text{р.в-ва}} m_{\text{р-рителя}}} \quad (5.1.2.)$$

Следовательно:

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

д) титром раствора (Т) называется число граммов растворенного вещества содержащихся в 1 см³ раствора. Так как в 1 дм³ раствора содержится 61,86 г кислоты, то $T = 61,86/1000 = 0,06186 \text{ г/см}^3$.

Пример 54 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 $0,15x$ г. После выпаривания масса раствора составит $(x - 60)$ г, а масса сахара в этом растворе - $0,18(x - 60)$ г. Отсюда: $0,15x = 0,18(x - 60)$; $x = 360$ г.

Пример 55 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. Получим:

40 10

Таким образом, на 10 массовых единиц раствора

NaOH ($\omega = 40\%$) надо взять 30 массовых единиц воды,

то есть смешать их в массовом соотношении 1 : 3

или на 600 г воды следует взять 200 г раствора

NaOH.

↖ ↗
10
↙ ↘
0 30

Пример 56 Определите массовую долю раствора нитрата серебра, полученного смешением растворов нитрата серебра массами 150 г и 250 г с массовыми долями 20 % и 40 % соответственно.

Решение Используя правило смешения получим:

$$\omega_1 m_1 + \omega_2 m_2 = \omega_3 m_3, \quad (5.1.3)$$

или $20 \cdot 150 + 40 \cdot 250 = (150 + 250) \omega_3$; $\omega_3 = 32,5\%$.

Пример 57 Определите массу Na₂O, которую нужно добавить к раствору массой 169 г, содержащему NaOH массой 40 г, чтобы массовая доля NaOH в растворе стала равной 0,4.

Решение



$$M(\text{Na}_2\text{O}) = 62 \text{ г/моль}; M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}.$$

Пусть масса Na₂O - x г, масса раствора составит $(169 + x)$ г. Тогда в соответствии с реакцией из x г Na₂O образуется $80x/62 = 1,29x$ г NaOH и, следовательно, масса NaOH станет равной $(40 + 1,29x)$ г.

Откуда: $\omega = m_{\text{р.в-ва}} / m_{\text{р-ра}}$;

$$0,4 = (40 + 1,29x) / (169 + x); \quad x = 31 \text{ г}.$$

Пример 58 Какой объем NH₃ (н.у.) необходимо растворить в воде массой 700 г, чтобы получить раствор аммиака с массовой долей 15 %?

Решение Искомую величину, т.е. объем аммиака обозначим через x дм³. Тогда масса аммиака составит $17x/22,4 = 0,76x$ г ($M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}$). Масса раствора составит по условию задачи:

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

Откуда: $x = 163 \text{ дм}^3$.

Пример 59 Определите массы SO₃ и раствора H₂SO₄ с массовой долей 49,0 %, необходимые для приготовления раствора серной кислоты массой 450 г с массовой долей 83,3 %.



$$M(\text{SO}_3) = 80 \text{ г/моль}; M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}.$$

Пусть масса SO_3 составит x г, тогда масса H_2SO_4 ($\omega = 100\%$), образующейся по уравнению реакции составит y г, то есть $y = 98x/80 = 1,225x$ г. По правилу смешения и с учетом условия задачи имеем:

$$1,225x \cdot 100 + (450 - x)49 = 450 \cdot 83,3.$$

Откуда: $x = 210$ г.

Следовательно масса SO_3 составит 210 г, а масса раствора серной кислоты ($\omega = 49,0\%$) составит $(450 - 210) = 240$ г.

Пример 60 Определите массу раствора H_2SO_4 с массовой долей 61,25 %, в котором можно растворить SO_3 массой 40 г, чтобы получить раствор H_2SO_4 с массовой долей 73,50 %.

Решение $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$

$M(\text{SO}_3) = 80$ г/моль; $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль.

Пусть масса раствора серной кислоты ($\omega = 61,25\%$) будет x г, тогда из уравнения реакции и условия задачи следует, что масса H_2SO_4 ($\omega = 100\%$) составит 49 г. По правилу смешения получим:

$$49 \cdot 100 + 61,25x = (40 + x) \cdot 73,5.$$

Откуда: $x = 160$ г.

Пример 61 Определите массовую долю (ω , %) CaCl_2 в растворе, полученном при растворении $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ массой 21,9 г в воде объемом 100 cm^3 .

Решение $M(\text{CaCl}_2) = 111$ г/моль; $M(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 219$ г/моль.

Из условия задачи следует, что количество кристаллогидрата составит $21,9/219 = 0,1$ моль, тогда $\nu(\text{CaCl}_2) = \nu(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 0,1$ моль или $0,1 \cdot 111 = 11,1$ г.

Масса раствора будет равна $100 + 21,9 = 121,9$ г.

Массовая доля хлорида кальция в растворе составит: $11,1/121,9 = 0,09$; $\omega = 9\%$.

Пример 62 Какую массу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ необходимо добавить к воде массой 270 г, чтобы получить раствор CuSO_4 с массовой долей 10 %?

Решение $M(\text{CuSO}_4) = 160$ г/моль; $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250$ г/моль.

Если масса кристаллогидрата составляет x г, то масса сульфата меди(II) будет равна $160x/250 = 0,64x$ г. Из условия задачи следует, что масса раствора будет равна $(270 + x)$ г и $0,64x/(270 + x) = 0,10$.

Откуда: $x = 50$ г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Пример 63* Фосфорный ангидрид, образовавшийся при сжигании фосфора массой 12,4 г вступил в реакцию с 100 cm^3 раствора KOH с массовой долей 25 % ($\rho = 1,28$ г/ cm^3). Определите состав образовавшейся соли и ее концентрацию (ω , %).

Решение

- 1) $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$
- 2) $\text{P}_2\text{O}_5 + 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KH}_2\text{PO}_4$
- 3) $\text{P}_2\text{O}_5 + 4\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{KOH} = 2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$

$M(\text{KOH}) = 56$ г/моль; $M(\text{KH}_2\text{PO}_4) = 136$ г/моль; $M(\text{P}) = 31$ г/моль.

Из условия задачи находим количества KOH и фосфора, они составляют $100 \cdot 1,28 \cdot 0,25/56 = 0,57$ моль и $12,4/31 = 0,4$ моль соответственно. Следовательно, по реакции (1) образуется 0,2 моль P_2O_5 . Таким образом, KOH взят в избытке (0,6 моль) и имеет место реакция (2).

В результате реакции (2) образуются дигидрофосфат калия в количестве 0,2 моль или $0,2 \cdot 136 = 27,2$ г. Общая масса раствора составит $100 \cdot 1,28 + 12,4 = 140,4$ г и $\omega = 27,2 \cdot 100/140,4 = 19,37\%$ KH_2PO_4 .

Пример 64* Смесь Fe_3O_4 и FeO массой 14,8 г растворили в 93,5 см³ раствора серной кислоты с массовой долей 21 % ($\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$). Определите состав исходной смеси (ω , %).

Решение



$M(\text{FeO}) = 72 \text{ г/моль}$; $M(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 232 \text{ г/моль}$; $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$.

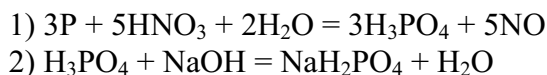
Пусть масса Fe_3O_4 в смеси составит x г, тогда масса оксида железа(II) будет равна $(14,8 - x)$ г. Из уравнения реакции (1) следует, что масса H_2SO_4 составит $4 \cdot 98x / 232 = 1,69x$ г, а из уравнения реакции (2) масса H_2SO_4 составит $98(14,8 - x) / 72 = (20,1 - 1,36x)$ г.

Из условия задачи масса H_2SO_4 ($\omega = 100$ %) будет равна $93,5 \cdot 1,15 \cdot 0,21 = 22,6$ г или $22,6 / 98 = 0,23$ моль. Тогда $22,6 = 1,69x + 20,1 - 1,36x$. Откуда $x = 7,6$ г Fe_3O_4 , масса FeO составит $14,8 - 7,6 = 7,2$ г.

Следовательно: $\omega = 7,6 \cdot 100 / 14,8 = 51,35$ % Fe_3O_4 ;
 $\omega = 7,2 \cdot 100 / 14,8 = 48,65$ % FeO .

Пример 65* При окислении фосфора раствором азотной кислоты с массовой долей 60 % ($\rho = 1,37 \text{ г/см}^3$) получена ортофосфорная кислота на нейтрализацию которой потребовалось 25 см³ раствора NaOH с массовой долей 20 % ($\rho = 1,28 \text{ г/см}^3$), причем образовался дигидрофосфат натрия. Рассчитайте объем азотной кислоты, израсходованный на окисление фосфора.

Решение



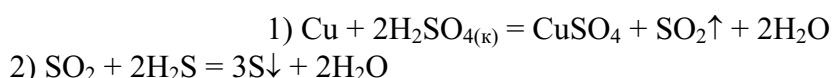
$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$; $M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль}$.

Из условия задачи масса NaOH составит $25 \cdot 1,28 \cdot 0,25 = 8$ г или $8 / 40 = 0,2$ моль. Следовательно, по уравнению (2) в реакцию с 0,2 моль NaOH вступает 0,2 моль H_3PO_4 .

Тогда из уравнения реакции (1) следует, что число молей HNO_3 составит $5/3$ моль H_3PO_4 , то есть $5 \cdot 0,2/3$ моль или $5 \cdot 0,2 \cdot 63/3 = 21$ г, а объем раствора HNO_3 ($\omega = 60$ %) составит $21 \cdot 0,6 / 1,37 = 25,5$ см³.

Пример 66* Рассчитайте концентрацию серной кислоты в массовых долях (%), если при полном растворении меди в горячем растворе этой кислоты массой 78,4 г, выделился газ, при взаимодействии которого с избытком H_2S образуется осадок серы массой 19,2 г. Вычислите массу растворившейся меди, считая, что взаимодействие меди с раствором серной кислоты протекает количественно.

Решение



$M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}$; $M(\text{S}) = 32 \text{ г/моль}$; $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$.

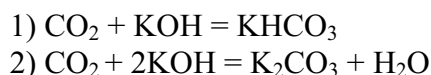
Из условия задачи определим количество серы, образующейся по реакции (2). $\nu(\text{S}) = 19,2 / 32 = 0,6$ моль. Следовательно, количество оксида серы(IV) по реакции (2) составит $0,6/3 = 0,2$ моль.

Из уравнения реакции (1) количество меди составит 0,2 моль или $0,2 \cdot 64 = 12,8$ г, а количество H_2SO_4 равно 0,4 моль или $0,4 \cdot 98 = 39,2$ г.

Тогда $\omega = 39,2 \cdot 100 / 78,4 = 50$ % H_2SO_4 .

Пример 67* Сколько дм³ (н.у.) диоксида углерода потребуется для полного насыщения 150 см³ раствора KOH с массовой долей 16 % ($\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$)? Какие реакции сопровождают поглощение CO_2 ?

Решение

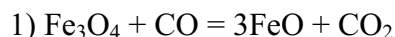


$M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}$.

По условию задачи взят избыток оксида углерода(IV), следовательно, протекает реакция (1). Масса KOH составит $150 \cdot 1,15 \cdot 0,16 = 27,6$ г или $27,6 / 56 = 0,49$ моль. Из уравнения реакции (1) следует, что с 0,49 моль KOH вступает в реакцию 0,49 моль оксида углерода(IV) или $0,49 \cdot 22,4 = 10,98$ дм³.

Пример 68* Каким минимальным объемом раствора КОН с массовой долей 20 % ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$), можно поглотить весь диоксид углерода, выделенный при полном восстановлении железной окалины (Fe_3O_4) массой 23,2 г оксидом углерода(II)?

Решение



или в общем виде



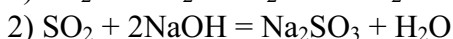
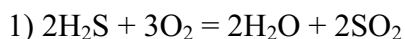
$M(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 232 \text{ г/моль}$; $M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}$.

По условию задачи количество Fe_3O_4 составит $23,2/232 = 0,1$ моль. Из уравнения реакции (3) следует, что количество диоксида углерода будет равно 0,4 моль. Следовательно, по уравнению реакции (4) количество КОН составит 0,4 моль или $0,4 \cdot 56 = 22,4$ г и объем раствора КОН заданной концентрации составит:

$$22,4 \cdot 100 / 1,19 \cdot 20 = 94,12 \text{ см}^3.$$

Пример 69* Сернистый газ, полученный при сжигании H_2S объемом 61,6 дм³ (н.у.) пропущен через 2,0 дм³ раствора NaOH с массовой долей 10 % ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$). Найдите массовую долю (ω , %) полученной соли в растворе.

Решение



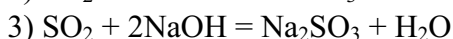
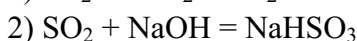
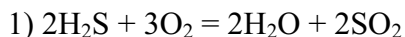
$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$; $M(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 126 \text{ г/моль}$;

$M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль}$.

По условию задачи количество сероводорода составит $61,6/22,4 = 2,75$ моль. Следовательно, по уравнению реакции (1) образуется такое же количество оксида серы(IV) 2,75 моль или $2,75 \cdot 64 = 176,0$ г. Определяем из условия задачи количество NaOH в растворе. Оно составит $2000 \cdot 1,1 \cdot 0,1/40 = 5,5$ моль, т.е. NaOH дан в избытке и реакция протекает по уравнению (2). Из уравнения реакции (2) следует, что количество сульфита натрия равно количеству оксида серы(IV) и составит 2,75 моль или $2,75 \cdot 126 = 346,5$ г. Общая масса раствора составит $2000 \cdot 1,1 + 176 = 2376,0$ г; $\omega = 346,5 \cdot 100 / 2376,0 = 14,6 \%$.

Пример 70* После сжигания смеси H_2S с избытком кислорода ее объем уменьшился на 67,2 дм³. Полученный газ пропустили через 285,7 см³ раствора NaOH с массовой долей 40 % ($\rho = 1,40 \text{ г/см}^3$). Определите состав образовавшейся соли.

Решение



$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$.

В избытке кислорода горение сероводорода протекает по реакции (1). Из этого уравнения реакции следует, что изменение объема газа происходит только за счет кислорода, участвующего в реакции (1). Следовательно, количество кислорода, вступающего в эту реакцию, составит $67,2/22,4 = 3$ моль и образуется $2 \cdot 3/3 = 2$ моль оксида серы(IV).

По условию задачи количество NaOH составит $285,7 \cdot 1,4 \cdot 0,4/40 = 4$ моль. Тогда, соотношение молей оксида серы(IV) с NaOH составляет 1: 2, т.е. реакция протекает по уравнению (3) и состав соли Na_2SO_3 .

Задачи

337 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.

338 Какую массу раствора серной кислоты с массовой долей 50 % следует добавить к 150 см³ воды для получения раствора серной кислоты с массовой долей 20 %?

339 Рассчитайте массу раствора КОН с массовой долей 7,9 %, в котором нужно растворить K₂O массой 47 г для получения раствора КОН с массовой долей 21,0 %.

340 Рассчитайте объемы раствора серной кислоты с массовой долей 93,5 % ($\rho = 1,83$ г/см³) и воды, необходимые для приготовления 100 см³ раствора серной кислоты с массовой долей 15 % ($\rho = 1,10$ г/см³).

341 Какие объемы воды и раствора серной кислоты с массовой долей 80 % ($\rho = 1,74$ г/см³) необходимо взять для приготовления 500 см³ раствора серной кислоты с массовой долей 10 % ($\rho = 1,07$ г/см³).

342 Определите молярную концентрацию раствора КОН, в котором массовая доля КОН составляет 8 % ($\rho = 1,064$ г/см³).

343 Определите массовую долю (%) серной кислоты в 2 н растворе ($\rho = 1,065$ г/см³).

344 Определите массовую долю (ω , %) растворенного вещества в растворах: а) 6М HCl ($\rho = 1,100$ г/см³); б) 10 н H₂SO₄ ($\rho = 1,289$ г/см³); в) 15 н H₃PO₄ ($\rho = 1,289$ г/см³).

345 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 %.

346 Смешали растворы хлорида натрия массами 300 г и 500 г с массовыми долями 20 % и 40 % соответственно. Найдите массовую долю полученного раствора хлорида натрия.

347 Определите массовую долю раствора серной кислоты, полученного смешением растворов серной кислоты массами 247 г и 147 г с массовыми долями 62 % и 18 % соответственно.

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

349 Определите массы растворов NaOH с массовыми долями 12 % и 40 %, необходимые для получения 100 см³ раствора NaOH с массовой долей 25 % ($\rho = 1,275$ г/см³).

350 В 1 дм³ спирта ($\rho = 0,8$ г/см³) растворили сероводород объемом 10 дм³ (н.у.). Определите массовую долю (%) сероводорода в полученном растворе.

351 Какой объем сернистого ангидрида при 290 К и давлении 98,5 кПа следует растворить в 0,5 дм³ воды для получения раствора с массовой долей SO₂ 1,0 %?

352 Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 75 см³ 0,3 н раствора серной кислоты прибавить 125 см³ 0,2 н раствора КОН?

353 Имеется 3,0 н раствор кислоты и 1,5 н раствор щелочи. Какой объем кислоты следует добавить к 2 дм³ щелочи до полной ее нейтрализации?

354 Раствор содержит бромид и хлорид натрия одинаковой концентрации (ω , %). Определите массовые доли (%) этих солей, если для их полного осаждения из раствора массой 1 кг потребовался 1 дм³ раствора нитрата серебра с массовой долей 8 % ($\rho = 1,07$ г/см³).

355 К раствору хлорида кальция объемом 100 см³ ($\omega = 10,6\%$, $\rho = 1,05$ г/см³) добавили раствор карбоната натрия объемом 30 см³ ($\omega = 38,55\%$, $\rho = 1,10$ г/см³). Определите массовые доли соединений, содержащихся в растворе после отделения осадка.

356 Определите массу глауберовой соли (Na₂SO₄•10H₂O), необходимую для ее растворения в воде массой 500 г для получения раствора с массовой долей 5 %, считая на безводную соль.

357 Определите массовую долю (%) FeSO₄ в растворе, полученном при растворении FeSO₄•7H₂O массой 208,5 г в воде массой 129,5 г.

358 Какую массу Na₂CO₃•10H₂O нужно растворить в воде массой 350 г, чтобы получить раствор с массовой долей карбоната натрия 0,1?

359 Какая масса кристаллогидрата CaCl₂•6H₂O потребуется для приготовления раствора массой 1750 г, если его моляльность равна 0,2 моль/кг H₂O?

360* Для полного осаждения меди в виде CuS из 291 см³ раствора CuSO₄ с массовой долей 10% был использован газ, полученный при взаимодействии FeS массой 17,6 г с избытком раствора HCl. Рассчитайте относительную плотность исходного раствора CuSO₄.

361* На нейтрализацию 500 см³ раствора смеси H₂SO₄ + NaHSO₄ затрачено 142,85 см³ раствора NaOH с массовой долей 4 % ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$). После упаривания этого раствора получена глауберова соль (Na₂SO₄•10H₂O) массой 32,2 г. Сколько молей H₂SO₄ и NaHSO₄ содержалось в исходном растворе?

362 В растворе серной кислоты массой 446 г с массовой долей 7,8 % растворили SO₃ массой 250 г. Найдите массовую долю H₂SO₄ в полученном растворе.

363 В производстве аммиачной селитры применяется раствор с массовой долей азотной кислоты 60 %. Выразите концентрацию этого раствора в моль/дм³ ($\rho = 1,373 \text{ г/см}^3$).

364 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) эквивалентную концентрацию; в) массовую долю (%) серной кислоты в полученном растворе.

365 Титр раствора H₂SO₄ равен 0,0049 г/см³. Рассчитайте эквивалентную концентрацию раствора H₂SO₄.

366 На нейтрализацию 60 см³ 0,24 н раствора серной кислоты израсходовано 180 см³ раствора КОН. Рассчитайте эквивалентную концентрацию раствора КОН.

367 Чему равна эквивалентная концентрация раствора NaOH с массовой долей 30 % ($\rho = 1,328 \text{ г/см}^3$)? К 1 дм³ этого раствора прибавили 5 дм³ воды. Вычислите (ω , %) NaOH в полученном растворе.

368 К 3 дм³ раствора азотной кислоты с массовой долей 10 % ($\rho = 1,054 \text{ г/см}^3$) прибавили 5 дм³ раствора той же кислоты с массовой долей 2 % ($\rho = 1,009 \text{ г/см}^3$). Вычислите массовую долю (%), молярную, эквивалентную концентрации и титр полученного раствора.

369 Вычислите эквивалентную 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 дм³ этого раствора?

370 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 1 тонны такого раствора?

371 Какую массу Na₂CO₃•10H₂O следует взять для приготовления 1,2 дм³ 0,2 н раствора карбоната натрия?

372 Рассчитайте массу медного купороса, необходимую для приготовления 2 дм³ 0,25 М раствора CuSO₄.

373 Определите массу карбоната натрия, содержащуюся в 250 см³ 0,2 н раствора.

374 Растворы одного и того же вещества молярной концентрации 1,0; 2,0 и 0,2 моль/дм³ смешаны в объемных отношениях 1 : 2 : 7. Определите молярную концентрацию полученного раствора.

375 Определите эквивалентную концентрацию раствора, полученного при смешении 2,0 дм³ 0,5 н и 0,5 дм³ 2,0 н растворов.

376 Какой объем 2,0 н раствора следует взять для получения 500 см³ 0,5 н раствора?

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

378 Какой объем раствора КОН с массовой долей 12 % ($\rho = 1,11 \text{ г/см}^3$) надо взять для приготовления 250 см³ 2М раствора?

379 Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 90 % ($\rho = 1,81 \text{ г/см}^3$) надо взять, чтобы получить 250 см³ 2М раствора?

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:

$$\begin{aligned} &\text{В } 47,6 \text{ г } \text{H}_2\text{O} \text{ растворяется } 52,4 \text{ г } \text{KNO}_3: \\ &\text{в } 100 \text{ г } \text{H}_2\text{O} \text{ растворяется } x \text{ г } \text{KNO}_3 \\ &x = 100 \cdot 52,4 / 47,6 = 110 \text{ г} \end{aligned}$$

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 дм³ воды растворяется 49 см³ O_2 и 23 см³ 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 $49 \cdot 0,2 = 9,8$ см³ O_2 и $23 \cdot 0,8 = 18,4$ см³ N_2 ; общий объем растворенных газов составит, $9,8 + 18,4 = 28,2$ см³

Находим f % (об.) каждого газа:

$$9,8 \cdot 100 / 28,2 = 34,75 \text{ % (об.) } \text{O}_2 \text{ и } 18,4 \cdot 100 / 28,2 = 65,25 \text{ % (об.) } \text{N}_2.$$

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 потребуется $112 \cdot 100 / 44,8 = 250$ 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 бромид 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 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 Сколько граммов нитрата серебра выпадет в осадок из насыщенного при температуре 80 °С раствора массой 10 г, при охлаждении его до 20 °С? Растворимость AgNO_3 составляет 635 г при 80 °С и 228 г при 20 °С.

Решение Найдем состав исходного раствора. Массовая доля вещества в насыщенном растворе (ω) связана с растворимостью (S) соотношением:

$$\omega = S/(S + 100).$$

При 80 °С

$$\omega (\text{AgNO}_3) = 635/735 = 0,864.$$

$$m (\text{AgNO}_3) = 10 \cdot 0,864 = 8,64 \text{ г.}$$

При охлаждении выпало x г AgNO_3 . Тогда масса конечного раствора равна $(100 - x)$, а массовая доля соли в охлажденном растворе равна:

$$\omega (\text{AgNO}_3) = (8,64 - x)/(100 - x) = 228/328, \text{ откуда: } x = 5,54 \text{ г.}$$

Пример 77* Какая масса кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ выпадет в осадок при охлаждении насыщенного при 60 °С раствора Na_2CO_3 массой 500 г до 0 °С, если растворимость при этих температурах составляет 31,6 и 6,75 г/100 г раствора соответственно?

Решение $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 10\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль}; M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 286 \text{ г/моль}.$$

Пусть масса кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ равна x г. Из условия задачи имеем: при 60 °С в растворе массой 100,0 г содержится карбонат натрия массой 31,6 г или в воде массой $(100 - 31,6) = 68,4$ г. Тогда в растворе массой 500,0 г будет содержаться карбонат натрия массой $31,6 \cdot 500/100 = 158,0$ г и вода массой $(500,0 - 158,0) = 342,0$ г.

Из уравнения реакции следует, что для образования кристаллогидрата массой x г потребуется карбонат натрия массой a г и вода массой $180a/106 = 1,698a$ г. При охлаждении до 0 °С имеем:

$$\text{В } 93,25 \text{ г } \text{H}_2\text{O} \text{ растворяется } 6,75 \text{ г } \text{Na}_2\text{CO}_3;$$

$$\text{в } (342,000 - 1,698a) \text{ г } \text{H}_2\text{O} \text{ растворяется } (158,00 - a) \text{ г } \text{Na}_2\text{CO}_3,$$

$$\text{или } 6,75 \cdot (342,000 - 1,698a) = 93,25(158 - a).$$

Откуда: $a = 151,92$ г карбоната натрия. По реакции из карбоната натрия массой 151,92 г образуется кристаллогидрат массой $151,92 \cdot 286/106 = 409,88$ г.

Пример 78* Какая масса кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ выпадет в осадок при охлаждении насыщенного при 80 °С раствора Na_2SO_4 массой 1026,4 г до 10 °С, если растворимость при этих температурах составляет 28,3 г и 9,0 г соответственно?

Решение $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 10 \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \text{ г/моль}; M(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 322 \text{ г/моль}.$$

Из условия задачи следует, что при 80 °С Na_2SO_4 массой 28,3 г содержится в 128,3 г раствора. Следовательно в 1026,4 г раствора содержится 226,4 г соли и 800 г воды.

Из уравнения реакции следует, что для образования кристаллогидрата массой x г потребуется сульфат натрия массой a г и вода массой $180a/142 = 1,27a$ г. В растворе останется сульфат натрия массой $(226,4 - a)$ г и вода массой $(800 - 1,27a)$ г. С учетом растворимости сульфата натрия при 10 °С получим:

$$\text{В } 100 \text{ г } \text{H}_2\text{O} \text{ растворяется } 9 \text{ г } \text{Na}_2\text{SO}_4;$$

$$\text{в } (800 - 1,27a) \text{ г } \text{H}_2\text{O} \text{ растворяется } (276,4 - a) \text{ г } \text{Na}_2\text{SO}_4,$$

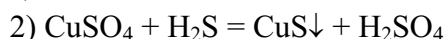
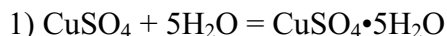
или $9(180 - 1,27a) = 100(226,4 - a)$. Откуда $a = 174,3$ г. Следовательно масса кристаллогидрата, образующегося по реакции составит: $x = 174,3 \cdot 322/142 = 395,3$ г.

Пример 79 Определите объем аммиака, выделившегося при нагревании насыщенного при 0 °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 $63,9 \cdot 503,7 / 163,9 = 208,67$ г, 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 $141,11 \cdot 22,4 / 17 = 185,93$ дм³.

Пример 80* При охлаждении 400 см³ раствора CuSO₄ с массовой долей 20 % ($\rho = 1,2$ г/см³) выкристаллизовалось CuSO₄•5H₂O массой 50 г. Выпавший осадок отфильтровали. Сколько осадка образуется при пропускании через фильтрат H₂S объемом 11,2 дм³ (н.у.)? Сколько CuSO₄ останется в избытке?

Решение



$M(\text{CuSO}_4) = 160$ г/моль; $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250$ г/моль;

$M(\text{CuS}) = 96$ г/моль.

Масса сульфата меди(II) в исходном растворе составит $400 \cdot 1,2 \cdot 0,25 = 120$ г. Для образования кристаллогидрата по реакции (1) потребуется $160 \cdot 50 / 250 = 32$ г CuSO₄. Следовательно в растворе останется $(120 - 32) = 88$ г CuSO₄.

По условию задачи количество сероводорода равно $11,2 / 22,4 = 0,5$ моль. Следовательно по реакции (2) образуется такое же количество, т.е. 0,5 моль CuS или $0,5 \cdot 96 = 48$ г. В реакции (2) будет израсходовано 0,5 моль CuSO₄ или $0,5 \cdot 160 = 80$ г. Таким образом, в растворе после охлаждения и пропускания сероводорода останется $(88 - 80) = 8$ г CuSO₄.

Задачи

380 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?

381 Растворимость NH₄Cl при 50 °С равна 50 г. Определите концентрацию раствора NH₄Cl в массовых долях (%).

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

383 Для очистки методом перекристаллизации калийная селитра массой 500 г растворена при нагревании в воде массой 600 г. Полученный раствор охлажден до 0 °С. Растворимость KNO₃ при 0 °С составляет 17 г. Какую массовую долю (%) составляют при этом потери за счет растворимости соли? Определите выход чистой соли.

384 Растворимость KNO₃ при 35 °С составляет 55 г. Какую массу соли следует взять для приготовления насыщенного при этой температуре раствора массой 60 г?

385 В насыщенном при 90 °С растворе K₂Cr₂O₇ массовая доля соли составляет 45,2 %. Какова растворимость дихромата калия при данной температуре?

386 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.

387 Сколько AgNO₃ 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.

388 Растворимость бромида калия при различных температурах составляет: 20 °С - 6,87 г; 40 °С - 13,25 г; 60 °С - 22,27 г. В каком соотношении следует смешать насыщенные при 20 °С и 60 °С растворы, чтобы получить насыщенный при 40 °С раствор?

389 При некоторой температуре растворимость H₂S в спирте ($\rho = 0,8$ г/см³) выражается объемным соотношением 10 : 1. Найдите массовую долю (%) H₂S в таком растворе.

390 Растворимость в воде O_2 и N_2 выражается соответственно объемным соотношением 1 : 0,048 и 1 : 0,024. Вычислите объемные доли (%) кислорода и азота, содержащихся в воздухе, растворенном в воде.

391 При охлаждении насыщенного при 100 °С раствора $NaNO_3$ до 20 °С выделилась соль массой 120 г. Сколько соли и воды было взято для перекристаллизации, если растворимость $NaNO_3$ при указанных температурах составляет 176 г и 88 г соответственно?

392 При некоторой температуре был растворен NH_4Cl массой 300 г в воде массой 500 г. Вычислите массу хлорида аммония, которая выделится из раствора при охлаждении его до 50 °С. Растворимость NH_4Cl при 50 °С составляет 50 г.

393* Из насыщенного при 16 °С раствора Na_2SO_4 массой 20,2 г получена соль $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ массой 6,2 г. Вычислите растворимость Na_2SO_4 при 16 °С.

394* При охлаждении раствора сульфата меди(II) от 70 °С до 0 °С выделился кристаллогидрат ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) массой 150 г. Какую массу раствора соли надо взять для перекристаллизации, если растворимость $CuSO_4$ при этих температурах составляет 31,4 г и 12,9 г соответственно.

395 Сколько кристаллогидрата $MgSO_4 \cdot 6H_2O$ выпадет при охлаждении насыщенного при 80 °С раствора $MgSO_4$ массой 1642 г до 20 °С, если растворимость при этих температурах составляет 64,2 г и 44,5 г соответственно?

396* Сколько кристаллогидрата $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ выпадает в осадок при охлаждении насыщенного при 90 °С раствора массой 200 г до 30 °С, если растворимость при этих температурах составляет 40 г и 20 г/100 г раствора соответственно?

397 Определите массу медного купороса, который может быть получен из насыщенного при некоторой температуре раствора $CuSO_4$ массой 300 г, если растворимость $CuSO_4$ составляет 20 г/100 г раствора.

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

399 Растворимость $KMnO_4$ при 20 °С составляет 6,3 г на 100 г воды. Определите концентрацию $KMnO_4$ (ω , % и c_m).

5.3 Некоторые физико-химические свойства растворов

Пример 81 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 % водным раствором карбамида $CO(NH_2)_2$.

Решение Для расчета по формуле $P_1 = N_1 P_0$ нужно вычислить мольную долю растворителя N_1 . 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:

$$\nu_2 = 5/60 = 0,083 \text{ моль}; \nu_1 = 95/18 = 5,278 \text{ моль}.$$

Находим мольную долю воды:

$$N_1 = \nu_1 / (\nu_1 + \nu_2) = 5,278 / (5,278 + 0,083) = 5,278 / 5,361 = 0,985.$$

Следовательно:

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

Пример 82 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: $c_m = 54 \cdot 1000 / 180 \cdot 250 = 1,2$ моль / 1000 г воды.

По формуле: $\Delta t_{\text{крист}} = K_{\text{кр}} \cdot c_m$ находим: $\Delta t_{\text{крист}} = 1,86 \cdot 1,20 = 2,23^\circ$.

Следовательно раствор будет кристаллизоваться при - 2,23 °С.

Пример 83 Раствор, содержащий 8 г некоторого вещества в 100 г диэтилового эфира, кипит при 36,86 °С, тогда как чистый эфир кипит при 35,60 °С. Определите молекулярную массу растворенного вещества.

Решение Из условия задачи находим:

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

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

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

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 84 Определите молекулярную массу неэлектролита, если его навеска массой 17,64 г была растворена в воде и объем раствора доведен до 1000 см³. Измеренное осмотическое давление раствора оказалось равным $2,38 \cdot 10^5$ Па при 20 °С.

Решение Подставляя экспериментальные данные в уравнение Вант-Гоффа $M = mRT/PV$ 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 85 Навеска вещества массой 12,42 г растворена в 500 см³ воды. Давление пара полученного раствора при 20 °С равно 3732,7 Па. Давление пара воды при той же температуре равно 3742 Па. Рассчитайте молярную массу растворенного вещества.

Решение Пользуясь законом Рауля $\Delta P/P_0 = v_1/v_2$ и учитывая условия задачи, получим: $\Delta P = 3742 - 3732,7 = 9,3$ 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 $M = m/v_1 = 12,42/0,069 = 180 \text{ г/моль.}$

Пример 86 Чему равно при 0 °С осмотическое давление растворов неэлектролитов молярных концентраций: 0,100; 0,800; 0,025 моль/дм³?

Решение Так как все растворы неэлектролитов молярной концентрации 1 моль/дм³ имеют одинаковое осмотическое давление, равное $22,7 \cdot 10^5$ Па при 0 °С, 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 87 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

$$c_m = 0,85 \cdot 1000 / 136,3 \cdot 125 = 0,050 \text{ моль на } 1000 \text{ г } \text{H}_2\text{O}.$$

Теперь определим понижение температуры кристаллизации без учета диссоциации электролита

(криоскопическая постоянная воды равна 1,86):

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

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

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

Кажущуюся степень диссоциации соли найдем из соотношения:

$$\begin{aligned} \alpha &= (i - 1) / (n - 1) \\ \alpha &= (2,47 - 1) / (3 - 1) = 0,735. \end{aligned} \quad (5.3.1.)$$

Пример 88 При растворении гидроксида натрия массой 12 г в воде массой 100 г температура кипения повысилась на $2,65^\circ$. Определите степень диссоциации (%) гидроксида натрия.

Решение Для сильных электролитов имеем:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = i \cdot K_{\text{эб}} \cdot c_m \quad (5.3.2.)$$

или
$$i = \Delta t_{\text{кип.}} / K_{\text{эб}} \cdot c_m = 2,65 \cdot 40 \cdot 100 / 0,52 \cdot 12 \cdot 1000 = 1,70.$$

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

Задачи

Для решения задач данного раздела использовать значения величин из табл. 7.

400 Чему равно осмотическое давление раствора неэлектролита при 27°C , если в 500 см^3 раствора содержится 0,6 моль вещества?

401 Осмотическое давление раствора мочевины $((\text{NH}_2)_2\text{CO})$ при 0°C равно $6,8 \cdot 10^5$ Па. Найдите ее массу в 1 дм^3 раствора.

402 Неэлектролит массой 11,5 г содержится в 250 см^3 раствора. Осмотическое давление этого раствора при 17°C равно $12,04 \cdot 10^5$ Па. Определите мольную массу неэлектролита.

403 Чему равно давление пара раствора содержащего: а) мочевины массой 2,4 г в воде массой 90,0 г; б) глюкозу массой 27 г в 360 см^3 воды? Давление пара воды при той же температуре равно $157,3\text{ кПа}$.

404 Каким будет давление пара раствора при 65°C , если он содержит сахарозу массой 13,68 г в воде массой 90,00 г, а давление водяного пара при той же температуре равно $25,0\text{ кПа}$?

405 Давление водяного пара при 70 °С равно 31,173 кПа. Найдите понижение давления пара для раствора глюкозы с массовой долей 11,86 %.

406 Давление пара раствора, содержащего 0,05 моль вещества в воде массой 90 г, равно 52,47 кПа при 34 °С. Чему равно давление пара воды при этой температуре?

407 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.

408 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.

409 Вычислите массовую долю (%) водного раствора сахара ($C_{12}H_{22}O_{11}$), зная, что температура кристаллизации раствора равна - 0,93 °С.

410 Вычислите температуру кристаллизации водного раствора мочевины ($(NH_2)_2CO$), содержащего мочевины массой 5 г в воде массой 150 г.

411 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 80,200 °С. Вычислите эбуллиоскопическую константу бензола.

412 Вычислите массовую долю (%) глицерина ($C_3H_8O_3$) в водном растворе, зная, что этот раствор кипит при 100,39 °С.

413 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.

414 Сколько мочевины ($(NH_2)_2CO$) следует растворить в воде массой 250 г, чтобы температура кипения повысилась на 0,26°?

415 При растворении некоторого неэлектролита массой 2,3 г в воде массой 125,0 г температура кристаллизации понижается на 0,372°. Вычислите молярную массу неэлектролита.

416 Какую массу мочевины ($(NH_2)_2CO$) следует растворить в воде массой 75 г, чтобы температура кристаллизации понизилась на 0,465°?

417 Вычислите массовую долю (%) глюкозы ($C_6H_{12}O_6$) в водном растворе, зная, что это раствор кипит при 100,26 °С.

418 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°?

419 Вычислите температуру кипения раствора нафталина ($C_{10}H_8$) в бензоле с массовой долей 5 %. Температура кипения бензола 80,2 °С.

420 Раствор, содержащий некоторый неэлектролит массой 25,65 г в воде массой 300,00 г, кристаллизуется при температуре -0,465 °С. Вычислите молярную массу неэлектролита.

421 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.

422 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?

423 Температура кристаллизации раствора, содержащего некоторый неэлектролит массой 66,3 г в воде массой 500,0 г, равна - 0,558 °С. Вычислите молярную массу неэлектролита.

424 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°?

425 Вычислите температуру кристаллизации раствора этилового спирта (C_2H_5OH) с массовой долей 2%.

426 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.

427 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.

428 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.

- 429 В каких объемных отношениях надо взять воду и этиленгликоль ($\rho = 1,116 \text{ г/м}^3$), чтобы приготовленный из них антифриз замерзал при -20°C ?
- 430 Определите изотонический коэффициент раствора, содержащего КОН массой 2,1 г в воде массой 250,0 г и замерзающего при температуре $-0,519^\circ\text{C}$.
- 431 Раствор, содержащий карбонат натрия массой 0,53 г в воде массой 200,00 г, кристаллизуется при $-0,13^\circ\text{C}$. Вычислите кажущуюся степень диссоциации этой соли.
- 432 Определите степень диссоциации (%) раствора, содержащего хлорид аммония массой 1,07 г в 200 см^3 воды, если температура кипения этого раствора равна $100,09^\circ\text{C}$.
- 433 Какое значение имеет степень диссоциации (%) раствора хлорида кобальта, моляльность которого равна 0,12 моль/кг, если он замерзает при $-0,62^\circ\text{C}$?
- 434 Определите моляльность раствора бинарного электролита, если его водный раствор замерзает при $-0,31^\circ\text{C}$, а степень диссоциации равна 66,5 %.
- 435 Кажущиеся степени диссоциации 0,1 М растворов CaCl_2 и AlCl_3 приблизительно одинаковые. Какой раствор будет замерзать при более низкой и кипеть при более высокой температуре?
- 436 Раствор KCl, моляльность которого равна 1 моль/кг, замерзает при $-3,36^\circ\text{C}$. Определите изотонический коэффициент и степень диссоциации (%).
- 437 Чему равен изотонический коэффициент для растворов бинарных электролитов при следующих значениях степени диссоциации: 1,0 %; 0,5 %; 75,0 %?
- 438 Чему равен изотонический коэффициент 0,1 н раствора сульфата цинка, если экспериментально найденная степень диссоциации равна 40 %.
- 439 Определите концентрацию (моль-ионов) Na^+ и SO_4^{2-} в 250 см^3 раствора, содержащего сульфат натрия массой 3,55 г, считая диссоциацию соли полной.
- 440 Чему равна концентрация (моль-ионов) Fe^{3+} и SO_4^{2-} в 400 см^3 раствора, содержащего сульфат железа(III) массой 1,6 г, если считать диссоциацию соли полной?

5.4 Водородный показатель. Буферные растворы

Пример 89 Концентрация ионов водорода в растворе равна $4 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3$.
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 90 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: $[\text{H}^+] = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3$.

Пример 91 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 :

$$[\text{OH}^-] = 6,31 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3.$$

Пример 92 Определите водородный показатель раствора, в 1 дм^3 которого содержится гидроксид натрия массой 0,1 г. Диссоциацию щелочи считать полной.

Решение Количество NaOH в 1 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 93 Вычислите водородный показатель раствора уксусной кислоты концентрации $0,01 \text{ моль/дм}^3$, степень диссоциации которой равна $4,2 \%$.

Решение Для слабых электролитов имеем:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a c_k}$$

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot c = 0,042 \cdot 0,01 = 4,2 \cdot 10^{-4};$$

$$\text{pH} = -\lg(4,2 \cdot 10^{-4}) = 4 - \lg 4,2 = 4 - 0,6 = 3,4.$$

Пример 94 Определите степень диссоциации (%) и $[\text{H}^+]$ по первой ступени диссоциации $0,1 \text{ М}$ раствора H_2S , если константа диссоциации H_2S по первой ступени равна $6 \cdot 10^{-8}$.

Решение

$$1) \text{H}_2\text{S} = \text{H}^+ + \text{HS}^-$$

$$2) \text{HS}^- = \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$$

$$\alpha = \sqrt{K/c} = \sqrt{6 \cdot 10^{-8} / 0,1} = \sqrt{60 \cdot 10^{-8}} = 7,8 \cdot 10^{-4} \text{ или } 7,8 \cdot 10^{-2} \%;$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{Kc} = \sqrt{6 \cdot 10^{-8} \cdot 0,1} = 7,8 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3.$$

Пример 95 Вычислите pH $0,05 \text{ М}$ раствора KOH .

Решение KOH - сильный электролит. Для сильных электролитов:

$$[\text{OH}^-] = c(\text{KOH}) = 0,05 \text{ моль/дм}^3;$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg(5 \cdot 10^{-2}) = 2 - \lg 5 = 1,3;$$

$$\text{pOH} + \text{pH} = 14; \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,3 = 12,7.$$

Пример 96 Вычислите концентрацию ионов $[\text{H}^+]$ и pH $0,5 \text{ М}$ 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 $[\text{H}^+]$ вычисляют по формуле:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a c_k}.$$

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 97 К 80 см^3 $0,1 \text{ н}$ раствора CH_3COOH прибавили 20 см^3 $0,2 \text{ н}$ раствора CH_3COONa . 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: $80 + 20 = 100 \text{ см}^3$,

$$c_k = n(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot V(\text{CH}_3\text{COOH}) / V_{\text{раствора}} =$$

$$= 0,1 \cdot 80 / 100 = 0,08 \text{ моль/дм}^3,$$

$$c_c = n(\text{CH}_3\text{COONa}) \cdot V(\text{CH}_3\text{COONa}) / V_{\text{раствора}} =$$

$$= 0,2 \cdot 20 / 100 = 0,04 \text{ моль/дм}^3.$$

Для буферных растворов, образованных слабой кислотой и солью этой кислоты $[\text{H}^+]$ находят по формуле:

$$[\text{H}^+] = K_a \cdot c_k / c_c,$$

$$[\text{H}^+] = 1,78 \cdot 10^{-5} \cdot 0,08 / 0,04 = 3,56 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3,$$

$$pH = -\lg[H^+]; pH = -\lg(3,56 \cdot 10^{-5}) = 5 - \lg 3,56 = 4,45.$$

Пример 98 Формиатный буферный раствор имеет $pH = 2,75$. Рассчитайте соотношение концентраций муравьиной кислоты и формиата натрия в этом растворе. $K_d(\text{НСООН}) = 1,77 \cdot 10^{-4}$.

Решение

$$pH = 2,75; [H^+] = 10^{-2,75} = 10^{-3} \cdot 10^{0,25} = 1,77 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3.$$

Из формулы:

$$[H^+] = K_k \cdot c_k / c_c$$

следует, что

$$\begin{aligned} c_k / c_c &= [H^+] \cdot / K_k = \\ &= 1,77 \cdot 10^{-3} / 1,77 \cdot 10^{-4}; \\ c_k : c_c &= 10 : 1. \end{aligned}$$

Пример 99* В 1 дм³ воды при 4 °С растворяется диоксид углерода объемом 1700 см³, причем углекислоту превращается только 6,8 % растворенного вещества. Рассчитайте $[H^+]$, образовавшихся в результате диссоциации углекислоты по первой ступени, если степень диссоциации ее в этих условиях составляет 0,08 %. Диссоциацией воды и диссоциацией H_2CO_3 по второй ступени пренебречь.

Решение

- 1) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$
- 2) $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}^+ + \text{НСО}_3^-$
- 3) $\text{НСО}_3^- = \text{H}^+ + \text{СО}_3^{2-}$

Для слабых электролитов:

$$\alpha = [H^+] / c \text{ или } [H^+] = \alpha \cdot c = 8 \cdot 10^{-2}.$$

Определяем количество H_2CO_3 в 1 дм³ раствора с учетом условия задачи. Оно равно количеству диоксида углерода или $1,7 \cdot 0,068 / 22,4 = 5,1 \cdot 10^{-3}$ моль. Следовательно, $c_{\text{H}_2\text{CO}_3} = 5,1 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³. Тогда

$$[H^+] = 0,08 \cdot 10^{-2} \cdot 5,1 \cdot 10^{-3} = 4 \cdot 10^{-6} \text{ моль/дм}^3.$$

Задачи

441 Сколько граммов гидроксида калия содержится в 10 дм³ раствора, водородный показатель которого равен 11?

442 Водородный показатель (pH) одного раствора равен 2, а другого - 6. В 1 дм³ какого раствора концентрация ионов водорода больше и во сколько раз?

443 Укажите реакцию среды и найдите концентрацию $[H^+]$ и $[OH^-]$ -ионов в растворах, для которых pH равен: а) 1,6; б) 10,5.

444 Вычислите pH растворов, в которых концентрация $[H^+]$ -ионов равна (моль/дм³): а) $2,0 \cdot 10^{-7}$; б) $8,1 \cdot 10^{-3}$; в) $2,7 \cdot 10^{-10}$.

445 Вычислите pH растворов, в которых концентрация ионов $[OH^-]$ равна (моль/дм³): а) $4,6 \cdot 10^{-4}$; б) $8,1 \cdot 10^{-6}$; в) $9,3 \cdot 10^{-9}$.

446 Вычислите молярную концентрацию одноосновной кислоты (HAn) в растворе, если: а) pH = 4, $\alpha = 0,01$; б) pH = 3, $\alpha = 1\%$; в) pH = 6, $\alpha = 0,001$.

447 Вычислите pH 0,01 н раствора уксусной кислоты, в котором степень диссоциации кислоты равна 0,042.

448 Вычислите pH следующих растворов слабых электролитов: а) 0,02 М NH_4OH ; б) 0,1 М HCN ; в) 0,05 н НСООН ; г) 0,01 М CH_3COOH .

449 Чему равна концентрация раствора уксусной кислоты, pH которой равен 5,2?

450 Определите молярную концентрацию раствора муравьиной кислоты (НСООН), если $\alpha = 6\%$, $K_{\text{НСООН}} = 1,86 \cdot 10^{-4}$.

451 Найдите степень диссоциации (%) и $[H^+]$ 0,1 М раствора CH_3COOH , если константа диссоциации уксусной кислоты равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.

- 452 Вычислите $[H^+]$ и pH 0,01 М и 0,05 н растворов H_2SO_4 .
- 453 Вычислите $[H^+]$ и pH раствора H_2SO_4 с массовой долей кислоты 0,5 % ($\rho = 1,00 \text{ г/см}^3$).
- 454 Вычислите pH раствора гидроксида калия, если в 2 дм³ раствора содержится 1,12 г КОН.
- 455 Вычислите $[H^+]$ и pH 0,5 М раствора гидроксида аммония. $K_d(NH_4OH) = 1,76 \cdot 10^{-5}$.
- 456 Вычислите pH раствора, полученного при смешивании 500 см³ 0,02 М CH_3COOH с равным объемом 0,2 М CH_3COOK .
- 457 Определите pH буферной смеси, содержащей равные объемы растворов NH_4OH и NH_4Cl с массовыми долями 5,0 %.
- 458 Вычислите в каком соотношении надо смешать ацетат натрия и уксусную кислоту, чтобы получить буферный раствор с pH = 5.
- 459 В каком водном растворе степень диссоциации наибольшая: а) 0,1 М CH_3COOH ; б) 0,1 М $HCOOH$; в) 0,1 М HCN ?
- 460 Выведите формулу для расчета pH: а) ацетатной буферной смеси; б) аммиачной буферной смеси.
- 461 Вычислите молярную концентрацию раствора $HCOOH$, имеющего pH = 3.

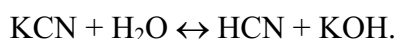
5.5 Гидролиз солей

Пример 100 Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей: а) KCN, б) Na_2CO_3 , в) $ZnSO_4$. Определите реакцию среды растворов этих солей.

Решение а) Цианид калия KCN - соль слабой одноосновной кислоты HCN и сильного гидроксида КОН. При растворении в воде молекулы KCN полностью диссоциируют на катионы K^+ и анионы CN^- . Катионы K^+ не могут связывать ионы OH^- воды, так как КОН - сильный электролит. Анионы же CN^- связывают ионы H^+ воды, образуя молекулы слабого электролита HCN. Соль гидролизуеться по аниону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:

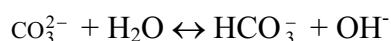


или в молекулярной форме:

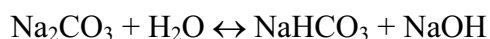


В результате гидролиза в растворе появляется некоторый избыток ионов OH^- , поэтому раствор KCN имеет щелочную реакцию (pH > 7).

б) Карбонат натрия Na_2CO_3 - соль слабой многоосновной кислоты и сильного гидроксида. В этом случае анионы соли CO_3^{2-} , связывая водородные ионы воды, образуют анионы кислой соли HCO_3^- , а не молекулы H_2CO_3 , так как ионы HCO_3^- диссоциируют гораздо труднее, чем молекулы H_2CO_3 . В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени. Соль гидролизуеться по аниону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



или в молекулярной форме:

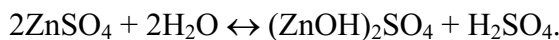


В растворе появляется избыток ионов OH^- , поэтому раствор Na_2CO_3 имеет щелочную реакцию (pH > 7).

в) Сульфат цинка $ZnSO_4$ - соль слабого многокислотного гидроксида $Zn(OH)_2$ и сильной кислоты H_2SO_4 . В этом случае катионы Zn^{2+} связывают гидроксильные ионы воды, образуя катионы основной соли $ZnOH^+$. Образование молекул $Zn(OH)_2$ не происходит, так как ионы $ZnOH^+$ диссоциируют гораздо труднее, чем молекулы $Zn(OH)_2$. В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени. Соль гидролизуеться по катиону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



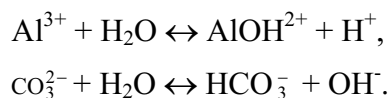
или в молекулярной форме:



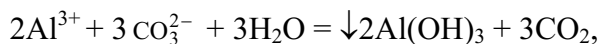
В растворе появляется избыток ионов водорода, поэтому раствор ZnSO_4 имеет кислую реакцию ($\text{pH} < 7$).

Пример 101 Какие продукты образуются при смешивании растворов $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и K_2CO_3 ? Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнение реакции.

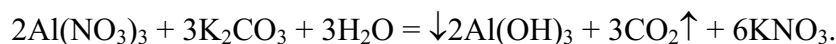
Решение Соль $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ гидролизуеться по катиону, а K_2CO_3 - по аниону:



Если растворы этих солей находятся в одном сосуде, то идет взаимное усиление гидролиза каждой из них, т.к. ионы H^+ и OH^- образуют молекулу слабого электролита H_2O . При этом гидролитическое равновесие сдвигается вправо и гидролиз каждой из взятых солей идет до конца с образованием $\text{Al}(\text{OH})_3$ и $\text{CO}_2(\text{H}_2\text{CO}_3)$. Ионно-молекулярное уравнение:

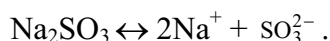


молекулярное уравнение:



Пример 102 Составьте уравнение реакций гидролиза Na_2SO_3 . Определите, в какую сторону сместится равновесие, если к раствору этой соли добавить: а) NaOH ; б) HCl ; в) K_2CO_3 ; г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

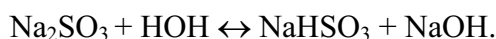
Решение Составим уравнение диссоциации Na_2SO_3 :



Кислотным остатком слабой кислоты здесь является ион SO_3^{2-} , следовательно, ионное уравнение гидролиза будет иметь вид:



молекулярное уравнение гидролиза:



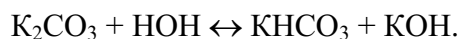
а) Так как в результате гидролиза сульфита натрия создается щелочная среда, согласно принципу Ле-Шателье, при добавлении NaOH равновесие сместится в сторону исходных веществ.

б) При добавлении кислоты ионы H^+ и OH^- образуют воду, следовательно, концентрация OH^- понижается, и равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции.

в) Чтобы определить, в какую сторону сместиться равновесие при добавлении K_2CO_3 , составим уравнение гидролиза этой соли и определим кислотность среды: $\text{K}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow 2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-}$.

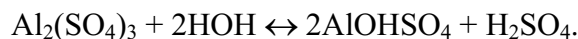
Кислотным остатком слабой кислоты является ион CO_3^{2-} , следовательно, процесс гидролиза можно представить в виде





В результате процесса гидролиза K_2CO_3 , также как и в случае гидролиза Na_2SO_3 , образуются свободные ионы OH^- , следовательно, согласно принципу Ле-Шателье, добавление K_2CO_3 к раствору Na_2SO_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 гидроксидов OH^- образуют воду:



При этом содержание OH^- в системе понизится, следовательно, согласно принципу Ле-Шателье, произойдет смещение равновесия в сторону продуктов реакции.

Задачи

462 Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: а) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2SO_3 ; б) FeCl_3 , Na_2CO_3 и KCl ; в) AlCl_3 , K_2CO_3 и NaNO_3 ; г) K_2S , ZnSO_4 и NaCl ; д) NaClO , ZnCl_2 и K_2SO_4 ; е) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, KCN и NaNO_3 ; ж) Na_3PO_4 , CuSO_4 и CH_3COOK ; з) BaS , FeSO_4 и NaCN ; и) K_2SO_3 , NH_4NO_3 и KCl . Какое значение pH имеют растворы этих солей (больше или меньше 7)?

463 Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов: а) Na_2S и AlCl_3 ; б) K_2SO_3 и $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; в) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ и K_2CO_3 ; г) FeCl_3 и Na_2S .

464 Какая из двух солей при равных условиях подвергается в большей степени гидролизу: а) K_2CO_3 или K_2S ; б) FeCl_3 или FeCl_2 ; в) Na_3BO_3 или Na_3PO_4 ; г) MgCl_2 или ZnCl_2 ; д) KCN или CH_3COOK ; е) K_3PO_4 или K_3BO_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
H_2CO_3	I	$4,30 \cdot 10^{-7}$	H_2S	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	$1,82 \cdot 10^{-11}$	H_3PO_4	I	$7,60 \cdot 10^{-3}$
	III	$1,36 \cdot 10^{-12}$		II	$5,90 \cdot 10^{-8}$
H_3BO_3	I	$6,00 \cdot 10^{-10}$		III	$3,50 \cdot 10^{-13}$

Mg(OH) ₂	II	2,50•10 ⁻³	Zn(OH) ₂	II	4,90•10 ⁻⁷
HCN	I	7,00•10 ⁻¹⁰	CH ₃ COOH H	I	1,80•10 ⁻⁵
HCOOH	I	1,80•10 ⁻⁴	H ₂ SO ₃	I	1,70•10 ⁻²
HNO ₂	I	5,10•10 ⁻⁴		II	6,20•10 ⁻⁸
NH ₄ OH		1,80•10 ⁻⁵			

465 К раствору Al₂(SO₄)₃ добавили следующие вещества: а) H₂SO₄; б) Na₂CO₃. В каких случаях гидролиз Al₂(SO₄)₃ усилится? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

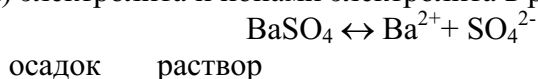
466 К раствору ZnCl₂ добавили следующие вещества: а) HCl; б) KOH; в) K₂CO₃. В каких случаях гидролиз ZnCl₂ усилится? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

467 К раствору FeCl₃ добавили следующие вещества: а) HCl; б) NaOH; в) Na₂CO₃. В каких случаях гидролиз FeCl₃ усилится? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

468 К раствору Zn(NO₃)₂ добавили следующие вещества: а) HNO₃; б) Na₂SO₃; в) Cu(NO₃)₂. В каких случаях гидролиз Zn(NO₃)₂ усилится? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

5.6 Производство 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 (а), то константа равновесия последнего процесса выразится следующим уравнением:

$$K = a(\text{Ba}^{2+}) \cdot a(\text{SO}_4^{2-}) / a(\text{BaSO}_4).$$

Знаменатель этой дроби, т.е. активность твёрдого сульфата бария, есть величина постоянная, тогда произведение $K \cdot a(\text{BaSO}_4)$, 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:

$$a(\text{Ba}^{2+}) \cdot a(\text{SO}_4^{2-}) = \text{ПР}(\text{BaSO}_4).$$

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 BaSO₄ имеет порядок 10⁻⁵ и произведение растворимости BaSO₄ может быть записано в следующей форме:

$$\text{ПР}(\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}].$$

В общем виде для электролита типа A_mB_n :

$$PP = [A^{n+}]^m \cdot [B^{m-}]^n,$$

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	$1,1 \cdot 10^{-12}$
$AgCl$	$1,8 \cdot 10^{-10}$
$BaCO_3$	$4,9 \cdot 10^{-9}$
$BaSO_4$	$1,8 \cdot 10^{-10}$

Продолжение табл. 9

Соединение	ПР
$BaCrO_4$	$2,0 \cdot 10^{-10}$
$CaCO_3$	$4,8 \cdot 10^{-9}$
$CaCrO_4$	$7,0 \cdot 10^{-9}$
CaC_2O_4	$2,6 \cdot 10^{-9}$
$CaSO_4$	$9,1 \cdot 10^{-6}$
$Ca_3(PO_4)_2$	$2,0 \cdot 10^{-29}$
$Mg(OH)_2$	$5,0 \cdot 10^{-12}$
PbI_2	$1,1 \cdot 10^{-9}$
$PbCl_2$	$1,7 \cdot 10^{-5}$
$PbCrO_4$	$1,8 \cdot 10^{-14}$
$PbSO_4$	$2,2 \cdot 10^{-8}$
$Pb_3(PO_4)_2$	$7,9 \cdot 10^{-43}$
$SrSO_4$	$3,2 \cdot 10^{-7}$

Пример 103 Растворимость гидроксида магния $Mg(OH)_2$ при 18 °С равна $1,7 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³. Найдите произведение растворимости $Mg(OH)_2$ при этой температуре.

Решение При растворении каждого моля $Mg(OH)_2$ в раствор переходит 1 моль ионов Mg^{2+} и вдвое больше ионов OH^- . Следовательно, в насыщенном растворе $Mg(OH)_2$:

$$[Mg^{2+}] = 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3; [OH^-] = 3,4 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3.$$

Откуда:

$$PP(Mg(OH)_2) = [Mg^{2+}][OH^-]^2 = 1,7 \cdot 10^{-4} (3,4 \cdot 10^{-4})^2 = 1,96 \cdot 10^{-11}.$$

Пример 104 Произведение растворимости иодида свинца при 20 °С равно $8 \cdot 10^{-9}$. Вычислите растворимость соли (моль/дм³ и г/дм³) при указанной температуре.

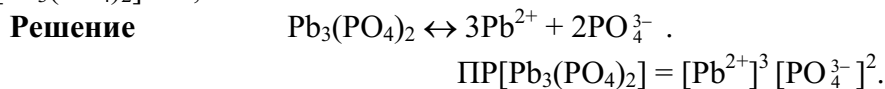
Решение Обозначим искомую растворимость через x (моль/дм³). Тогда в насыщенном растворе PbI_2 содержится x моль/дм³ ионов Pb^{2+} и $2x$ моль/дм³ ионов I^- . Откуда:

$$PP(PbI_2) = [Pb^{2+}][I^-]^2 = x(2x)^2 = 4x^3,$$

$$x = \sqrt[3]{\text{ПР}(\text{PbI}_2)/4} = \sqrt[3]{8 \cdot 10^{-9}/4} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3.$$

Поскольку молярная масса PbI_2 равна 461 г/моль, то растворимость PbI_2 , выраженная в г/дм³, составит $1,3 \cdot 10^{-3} \cdot 461 = 0,6 \text{ г/дм}^3$.

Пример 105 Вычислите растворимость $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ и выразите ее в моль/дм³ и г/дм³, если $\text{ПР}[\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2] = 1,50 \cdot 10^{-32}$.



Растворимость малорастворимого вещества состава A_aB_b равна:

$$\sqrt[a+b]{\text{ПР}(\text{A}_a\text{B}_b)/a^a b^b} \quad (5.6.1.)$$

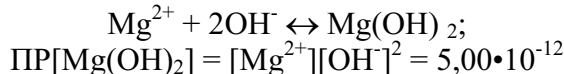
тогда растворимость $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ составит:

$$\sqrt[3+2]{\text{ПР}[\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2]/3^3 \cdot 2^2} = \sqrt[5]{1,50 \cdot 10^{-32}/108} = \sqrt[5]{1,38 \cdot 10^{-34}} = 1,68 \cdot 10^{-7} \text{ моль/дм}^3.$$

Чтобы выразить растворимость в г/дм³ следует полученную величину (моль/дм³) умножить на молярную массу $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$, т.е. на 811 г/моль. Тогда растворимость $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ составит: $1,68 \cdot 10^{-7} \cdot 811 = 1,37 \cdot 10^{-4} \text{ г/дм}^3$.

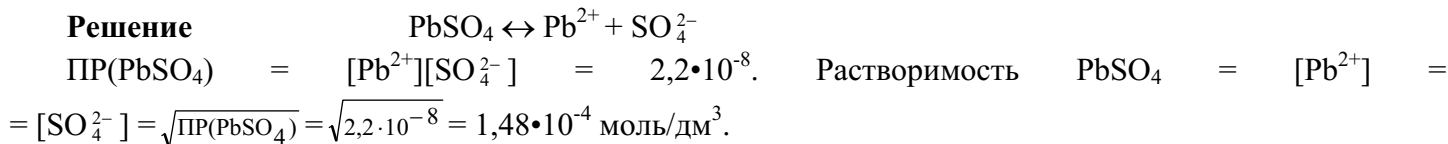
Пример 106 Может ли образоваться осадок $\text{Mg}(\text{OH})_2$, если смешать равные объемы 0,5 М раствора MgCl_2 и 0,1 М раствора NaOH ?

Решение При сливании двух равных объемов суммарный объем раствора увеличится вдвое, а концентрация уменьшится вдвое, то есть концентрация раствора MgCl_2 будет равной $0,5/2 = 0,25$ моль/дм³, а концентрация NaOH - равной $0,1/2 = 0,05$ моль/дм³.



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 $\text{ПР} = 5,00 \cdot 10^{-12}$, находим, что рассчитанное произведение концентраций ионов превышает $\text{ПР}[\text{Mg}(\text{OH})_2]$, т. е. раствор пересыщен и осадок должен образоваться.

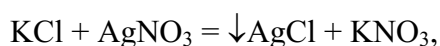
Пример 107 Вычислите растворимость PbSO_4 и выразите ее в моль/дм³ и г/дм³, если $\text{ПР}(\text{PbSO}_4) = 2,20 \cdot 10^{-8}$.

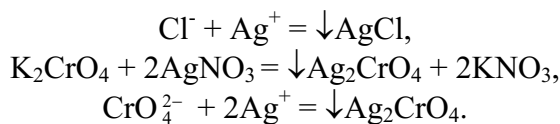


$\text{M}(\text{PbSO}_4) = 303 \text{ г/моль}$. Растворимость PbSO_4 составит:
 $1,48 \cdot 10^{-4} \cdot 303 = 4,48 \cdot 10^{-2} \text{ г/дм}^3$.

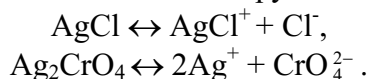
Пример 108* К смеси соединений, $\text{KCl} + \text{K}_2\text{CrO}_4$, с концентрацией анионов $1 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³ прибавляют по каплям раствор AgNO_3 до образования осадка. Составьте уравнение протекающих реакций в молекулярном и ионном виде. Напишите уравнение диссоциации полученных малорастворимых соединений. Какое из этих соединений будет осаждаться в первую очередь? Рассчитайте массу воды, которая потребуется для растворения при комнатной температуре 1,0 г каждого из полученных соединений.

Решение При добавлении нитрата серебра AgNO_3 к смеси хлорида калия KCl и хромата калия K_2CrO_4 протекают следующие реакции:





Полученные малорастворимые соединения диссоциируют следующим образом:



Запишем выражения для произведений растворимости полученных соединений и найдем их табличные значения:

$$\begin{aligned}\text{ПР}(\text{AgCl}) &= [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = 1,78 \cdot 10^{-10}, \\ \text{ПР}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) &= [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = 1,10 \cdot 10^{-12}.\end{aligned}$$

Решим уравнения относительно $[\text{Ag}^+]$:

$$\begin{aligned}[\text{Ag}^+] &= \text{ПР}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) / [\text{Cl}^-] = 1,78 \cdot 10^{-10} / 10^{-3} = 1,78 \cdot 10^{-7} \text{ (моль/дм}^3\text{)}, \\ [\text{Ag}^+] &= \sqrt{\frac{\text{ПР}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)}{[\text{CrO}_4^{2-}]}} = \sqrt{\frac{1,1 \cdot 10^{-12}}{10^{-3}}} = 3,3 \cdot 10^{-5} \text{ (моль/дм}^3\text{)}.\end{aligned}$$

В первую очередь осаждается AgCl , т.к. в этом случае при меньшей концентрации ионов серебра ($1,78 \cdot 10^{-7}$ моль/дм³) по сравнению с Ag_2CrO_4 ($3,3 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³) достигается величина произведения растворимости.

По величинам ПР солей находим концентрацию соответствующих солей в растворе.

Обозначим через x , моль/дм³, концентрацию ионов хлора, тогда концентрация ионов серебра будет равняться также x , моль/дм³, и выражение для произведения растворимости AgCl можно записать в виде $x^2 = 1,78 \cdot 10^{-10}$, откуда следует, что $x = 1,3 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³. Следовательно, концентрация хлорида серебра ($M(\text{AgCl}) = 143,5$ г/моль) будет равна $1,3x \cdot 10^{-5}$ моль/дм³, или $1,3 \cdot 143,5 \cdot 10^{-5} = 1,86 \cdot 10^{-3}$ (г/дм³).

Обозначим через y , моль/дм³, концентрацию хромат-ионов, тогда концентрация ионов серебра будет $2y$, и выражение для произведения растворимости Ag_2CrO_4 можно записать в виде:

$$[2y]^2 \cdot [y] = 1,1 \cdot 10^{-12},$$

откуда $y = 0,65 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³.

Следовательно, концентрация хромата серебра ($M(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 331,73$ г/моль) равна:

$$0,65 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3, \text{ или } 0,65 \cdot 10^{-4} \cdot 331,73 = 2,2 \cdot 10^{-2} \text{ (г/дм}^3\text{)}.$$

Если в каждом 1,0 дм³ воды может раствориться только $1,86 \cdot 10^{-3}$ г хлорида серебра, то объем воды для растворения 1,0 г AgCl , можно найти из пропорции:

$$\begin{aligned}1,86 \cdot 10^{-3} \text{ г} &\text{ — } 1,0 \text{ дм}^3, \\ 1,0 \text{ г} &\text{ — } x \text{ дм}^3 \\ x &= 537,6 \text{ дм}^3.\end{aligned}$$

Аналогично найдем объем воды, в котором растворяется 1,0 г Ag_2CrO_4 :

$$\begin{aligned}2,2 \cdot 10^{-2} \text{ г} &\text{ — } 1,0 \text{ дм}^3, \\ 1,0 \text{ г} &\text{ — } x \text{ дм}^3 \\ x &= 45,5 \text{ дм}^3.\end{aligned}$$

Задачи

Для решения задач данного раздела использовать значения величин ПР из табл. 9.

- 469 Какая из двух солей больше растворима и во сколько раз: CaSO_4 или BaSO_4 ; BaCO_3 или SrCO_3 ; PbJ_2 или PbCl_2 ?
- 470 Почему в фильтрате после промывания осадка CaCO_3 появляется муть при добавлении раствора $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ и не происходит этого при добавлении раствора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$?
- 471 В какой последовательности будут выпадать осадки, если к растворам, содержащим одинаковые концентрации ионов Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} постепенно прибавлять раствор Na_2SO_4 ?
- 472 Останется ли прозрачным фильтрат из-под осадка PbCl_2 , если к нему добавить раствор KI ?
- 473 При какой концентрации (моль/дм³) CrO_4^{2-} -ионов начнется образование осадка PbCrO_4 из 0,1 М раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.
- 474 Смешали 100 см³ 0,5 М раствора NaCl и 50 см³ 0,5 М раствора AgNO_3 . Найдите массу образующегося осадка.
- 475 Какой объем 0,1 н раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$ потребуется для осаждения Ca^{2+} -ионов из раствора $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ массой 489 г с массовой долей растворённого вещества равной 5 %?
- 476 Выпадет ли осадок BaSO_4 , если к 100 см³ 0,2 М раствора H_2SO_4 добавить такой же объём 0,2 н раствора BaCl_2 ?
- 477 В насыщенном растворе PbI_2 концентрация I^- -ионов равна $1,3 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³. Определите концентрацию (моль/дм³) Pb^{2+} -ионов в этом растворе.
- 478 Определите концентрацию (моль/дм³) каждого иона в насыщенном растворе Ag_2CO_3 .
- 479 В 10 дм³ насыщенного раствора $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ содержится 3,00 г соли. Вычислите растворимость этой соли (моль/дм³).
- 480 При комнатной температуре растворимость PbI_2 и $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ соответственно равна $6,5 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³ и $1,7 \cdot 10^{-3}$ г/дм³. Определите произведение растворимости этих солей.
- 481 В 1 см³ насыщенного раствора CaSO_4 содержится соль массой 0,408 мг. Найдите произведение растворимости этой соли.
- 482 Во сколько раз уменьшится растворимость AgCl в 0,01 М растворе NaCl по сравнению с его растворимостью в воде?
483. Во сколько раз уменьшится растворимость BaSO_4 в 0,1 М раствора H_2SO_4 по сравнению с его растворимостью в чистой воде?
- 484 Осадок BaSO_4 массой 0,5 г промыли 100 см³ воды. Вычислите потери BaSO_4 (г), если считать промывные воды над осадком насыщенным раствором.
- 485 Определите потери в массовых долях (%) за счет растворимости осадка $\text{Mg}(\text{OH})_2$ массой 0,2 г при промывании его 250 см³ воды.
- 486 Определите массу CaCO_3 , которая перейдет в раствор при промывании осадка массой 0,3 г 250 см³ воды. Вычислите потери в массовых долях (%) за счет растворимости.

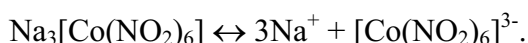
5.7 Растворы комплексных соединений

Пример 109 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.

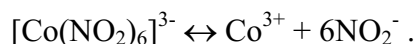
Решение Ионом-комплексобразователем будет являться Co^{3+} (кобальт d-элемент). Лигандами будут ионы NO_2^- , так как ионы Na^+ не могут быть лигандами и входить во внутреннюю сферу комплексного иона.

Так как координационное число 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:

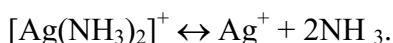


Выражение для константы нестойкости:

$$K_H = [\text{Co}^{3+}][\text{NO}_2^-]^6/[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}].$$

Пример 110 Вычислите концентрацию ионов серебра в растворе комплексной соли $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ концентрации $0,1 \text{ моль/дм}^3$ содержащем, кроме того $0,5 \text{ моль/дм}^3$ аммиака. Константа нестойкости иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ равна $5,9 \cdot 10^{-8}$.

Решение Уравнение диссоциации комплексного иона:



$$K_H([\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+) = [\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2/[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = 5,9 \cdot 10^{-8}.$$

Избыточное количество аммиака сильно смещает равновесие диссоциации влево, поэтому концентрацией аммиака, получающейся в результате диссоциации комплексного иона, можно пренебречь и считать $[\text{NH}_3] = 0,5 \text{ моль/дм}^3$. Концентрация комплексного иона по условию задачи составляет $1 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3$. 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 111 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 Fe^{2+} . Нейтральный атом железа имеет электронную структуру: $4s^23d^64p^04d^0$; а ион Fe^{2+} имеет следующую электронную конфигурацию: $4s^03d^64p^04d^0$, или в виде квантовых ячеек:

3d					4s	4p			4d			
↑ ↓	↑	↑	↑	↑								

Лиганды 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 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 Fe^{2+} связан с лигандами NH_3 . Их особенность заключается в том, что они, связываясь с комплексообразователем, вызывают перераспределение электронов на его орбиталях:

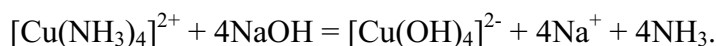
3d					4s	4p			4d				
↑	↑	↑	×	×	×	×	×	×					
↓	↓	↓											

Поэтому в данном случае в образовании связей с лигандами участвуют следующие орбитали комплексообразователя: две орбитали 3d, одна орбиталь 4s, три орбитали 4p. В рамках МВС комплексный ион $[\text{FeF}_6]^{4-}$ называют внешне-орбитальным, а комплекс $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ - внутриорбитальным, что связано с особенностями распределения электронов комплексообразователя 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 112 На раствор, содержащий комплексный ион $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ подействовали 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	$K_{\text{н}}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^{1+}$	$5,9 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^{1-}$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^{1-}$	$1,3 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-18}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{CuCl}_4]^{2-}$	$8,5 \cdot 10^{-2}$
$[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$	$7,6 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	$2,6 \cdot 10^{-29}$
$[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$7,7 \cdot 10^{-18}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,0 \cdot 10^{-35}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$3,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$9,8 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,8 \cdot 10^{-14}$
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$7,1 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,0 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-16}$

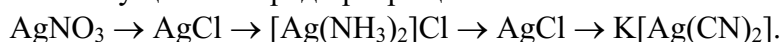
Задачи

Для решения задач данного раздела использовать значения величин $\hat{E}_i$ из табл. 10.

487 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.

488 Хлорид серебра и гидроксид меди(II) растворяются в растворах аммиака. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций.

489 Осуществите ряд превращений:



- 490 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.
- 491 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.
- 492 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?
- 493 Даны цианидные комплексы $\text{Co}(\text{II})$, $\text{Hg}(\text{II})$ и $\text{Cd}(\text{II})$. Используя величины констант нестойкости докажите в каком растворе, содержащем эти ионы при равной молярной концентрации ионов CN^- больше? Напишите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов.
- 494 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 Ag^+ больше?
- 495 Вычислите массу осадка, образующегося при взаимодействии трех молей $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ с избытком раствора AgNO_3 .
- 496 При прибавлении раствора 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?
- 497 Какой объем (н.у.) газообразного аммиака потребуется для растворения гидроксида меди(II) массой 8,0 г?
- 498 При реакции окисления раствора H_2O_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 cm^3 (н.у.). Определите массу израсходованных веществ: а) H_2O_2 ; б) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.
- 499 Сколько граммов AgNO_3 потребуется для осаждения ионов хлора из 0,01 моль $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$?
- 500 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 cm^3 0,1 н раствора комплексной соли (вся вода связана внутрисферно).
- 501 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:
- $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + 2\text{NO}_2^- = [\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^- + 2\text{CN}^-$;
 - $[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^- + 2\text{CN}^- = [\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + 2\text{NO}_2^-$.
- 502* Какой объем 0,05 М раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ пойдет на титрование 25 cm^3 0,1 М раствора ZnSO_4 , если в результате реакции образуется $\text{K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$?
- 503* Допишите приведенные ниже уравнения реакций. Укажите, к какому типу относится каждая из них и чем определяется ее направленность:
- $\text{K}_2[\text{CuCl}_4] + \text{NH}_3 \rightarrow \dots$;
 - $\text{Fe}^{3+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightarrow \dots$;
 - $\text{H}_2\text{S} + [\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2 \rightarrow \text{NiS} + \dots$;
 - $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$
- 504 Подкисленный раствор 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 KI в присутствии H_2SO_4 .

6 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ (ОВР)

6.1 Степень окисления (окислительное число).

Окисление и восстановление

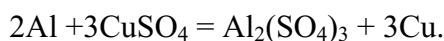
Степень окисления (о.ч.) элемента в соединении – это электрический заряд данного атома, вызванный смещением валентных электронов к более электроотрицательному атому.

Для вычисления степени окисления элемента в соединении следует исходить из следующих положений: 1) степени окисления элемента в простых веществах принимаются равными 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 (NaH, CaH₂ и т.п.), где его степень окисления равна -1; 5) степень окисления кислорода в соединениях равна -2, за исключением пероксидов (-1) и фторида кислорода OF₂ (+2).

Исходя из сказанного, легко, например, установить, что в соединениях NH₃, N₂H₄, NH₂OH, N₂O, NO, HNO₂, NO₂ и HNO₃ степень окисления азота соответственно равна -3, -2, -1, +1, +2, +3, +4, +5.

Окислительно-восстановительные реакции – 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**.

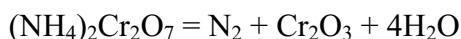


В рассмотренной реакции взаимодействуют два вещества, одно из которых служит окислителем (CuSO₄), а другое - восстановителем (алюминий). Такие реакции относятся к реакциям **межмолекулярного окисления-восстановления**. Реакция:



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 (K₂S), и в роли восстановителя, окисляясь до степени окисления +4 (K₂SO₃). 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 113 Определите степень окисления хлора в KClO₃.

Решение Неизвестная степень окисления атома хлора в KClO₃ 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 114 Определите степень окисления хрома в K₂Cr₂O₇.

Решение Используя выше приведенные рассуждения, находим, что на два атома хрома в молекуле K₂Cr₂O₇ приходится 12 положительных зарядов, а на один + 6. Следовательно, окислительное число хрома +6.

Пример 115 Какие окислительно-восстановительные свойства могут проявлять следующие соединения Na₂S, S, SO₂, H₂SO₄?

Решение В Na_2S окислительное число серы -2 , т.е. сера имеет законченную электронную конфигурацию и не способна к присоединению, а способна только к потере электронов. Следовательно, Na_2S в окислительно-восстановительных реакциях проявляет только восстановительные свойства.

В S и SO_2 сера имеет незаконченную конфигурацию внешнего энергетического уровня ($6\bar{e}$ у S^0 и $2\bar{e}$ у 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 H_2SO_4 сера имеет высшую положительную степень окисления ($+6$) и не способна отдавать электроны. Следовательно, H_2SO_4 может проявлять только окислительные свойства.

6.2 Методика составления уравнений ОВР

Используют два метода: электронного баланса и полуреакций (электронно-ионный).

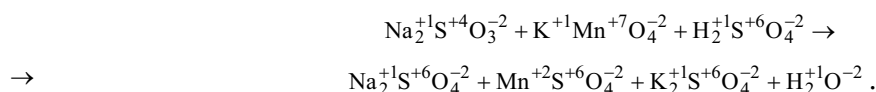
При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций с использованием метода электронного баланса следует:

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.



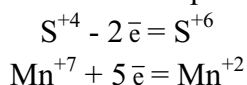
2 Определить окислительные числа элементов до и после реакции:



3 Определить окислитель и восстановитель. Сера в Na_2SO_3 повышает свою степень окисления, т.е. теряет электроны, в процессе реакции окисляется, значит Na_2SO_3 - восстановитель.

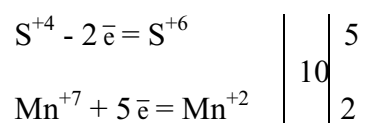
Марганец в KMnO_4 понижает свою степень окисления, т.е. присоединяет электроны, в процессе реакции восстанавливается, значит KMnO_4 - окислитель.

4 Составить электронный баланс, для этого записать в левой части начальное состояние серы и марганца, а в правой - конечное и определить число потерянных S^{+4} и принятых Mn^{+7} электронов:



Общее число электронов, отданных всеми атомами восстановителя, должно быть равно общему числу электронов, принятых всеми атомами окислителя.

Определить общее число потерянных и принятых электронов (общее наименьшее кратное). Оно равно 10. 10 электронов теряют 5 атомов серы и присоединяют 2 атома марганца.

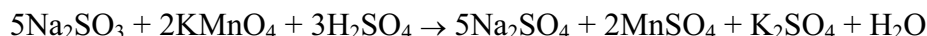


5 Перенести эти коэффициенты в уравнение реакции к окисленным и восстановленным формам восстановителя и окислителя:

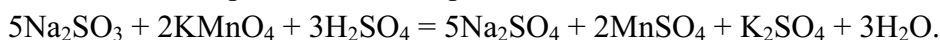


6 Подобрать и расставить коэффициенты для молекул других соединений, участвующих в реакции.

Определив количество кислотных остатков SO_4^{2-} , пошедших на солеобразование MnSO_4 и K_2SO_4 (оно равно 3), поставить коэффициент к H_2SO_4 :



и по количеству моль-атомов водорода в H_2SO_4 определить количество моль H_2O :



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 H_2O , ионы H^+ или OH^- .

4 Уравнять суммарное число зарядов в обеих частях каждой полуреакции; для этого прибавить к левой или правой части полуреакции необходимое число электронов.

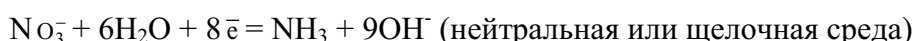
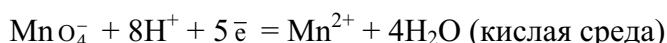
5 Подобрать множители (основные коэффициенты) для полуреакций так, чтобы число электронов, отдаваемых при окислении, было равно числу электронов, принимаемых при восстановлении.

6 Сложить уравнения полуреакций с учетом найденных основных коэффициентов.

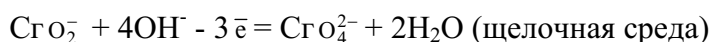
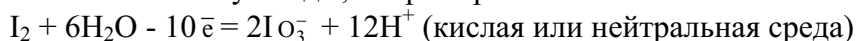
7 Расставить коэффициенты в уравнении реакции.

Метод полуреакций (электронно-ионный)

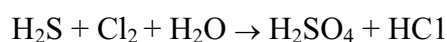
Следует иметь в виду, что в водных растворах связывание избыточного кислорода и присоединение кислорода восстановителем происходят по-разному в кислой, нейтральной и щелочной средах. В кислых растворах избыток кислорода связывается ионами водорода с образованием молекул воды, а в нейтральных и щелочных - 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:

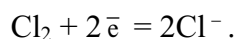


П р и м е р 116 Закончите уравнение реакций окисления сероводорода хлорной водой, протекающей по схеме:

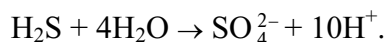


Решение В ходе реакции степень окисления хлора понижается от 0 до -1 (Cl_2 восстанавливается), а серы - повышается от -2 до +6 (S^{-2} окисляется).

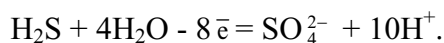
Уравнение полуреакции восстановления хлора:



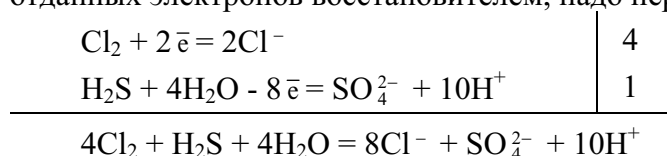
При составлении уравнения полуреакции окисления S^{2-} исходим из схемы: $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$. В ходе этого процесса атом серы связывается с четырьмя атомами кислорода, источником которых служат четыре молекулы воды. При этом образуется восемь ионов H^+ ; кроме того, два иона H^+ высвобождаются из молекулы H_2S . Следовательно, всего образуется десять ионов водорода:



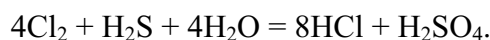
Левая часть схемы содержит только незаряженные частицы, а суммарный заряд ионов в правой части схемы равен +8. Следовательно, имеет место равенство:



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 117* Закончите уравнение реакции, протекающей по схеме:



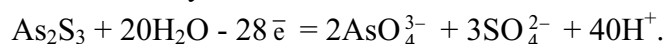
Решение В ходе реакции окисляются ионы мышьяка и серы: степень окисления мышьяка повышается от +3 до +5, а серы - от -2 до +6. При этом одна молекула As_2S_3 превращается в два иона AsO_4^{3-} и три иона SO_4^{2-} :



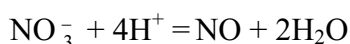
Источником кислорода, необходимого для протекания этого процесса, служат в кислой среде молекулы воды. Для образования двух ионов AsO_4^{3-} требуется восемь молекул воды, а для образования трех ионов SO_4^{2-} - еще двенадцать. Следовательно, всего в полуреакции окисления примут участие двадцать молекул воды, причем образуются сорок ионов водорода:



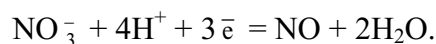
В левой части схемы заряженных частиц нет, а суммарный заряд частиц правой части равен +28; таким образом, при окислении одной молекулы As_2S_3 отдается 28 электронов. Окончательно получаем уравнение полуреакции окисления в следующем виде:



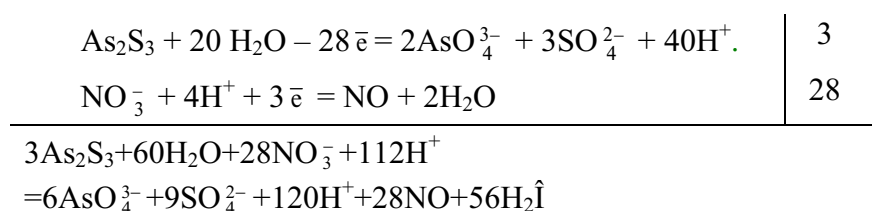
При составлении уравнения полуреакции восстановления NO_3^- исходим из схемы: $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}$. В ходе этого процесса высвобождаются два атома кислорода, которые в кислой среде образуют две молекулы воды:



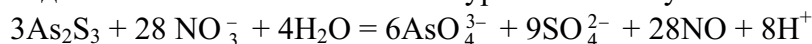
Суммарный заряд ионов в левой части схемы равен +3, а правая часть заряженных частиц не содержит. Следовательно, в процессе восстановления принимают участие три электрона:



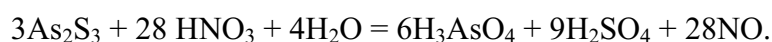
Отношение чисел электронов, участвующих в процессах окисления и восстановления, равно 28 : 3. Поэтому, суммируя уравнения полуреакций, первое из них умножаем на 3, а второе — на 28:



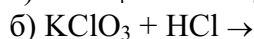
После приведения подобных членов в обеих частях уравнения получаем:



или в молекулярной форме:

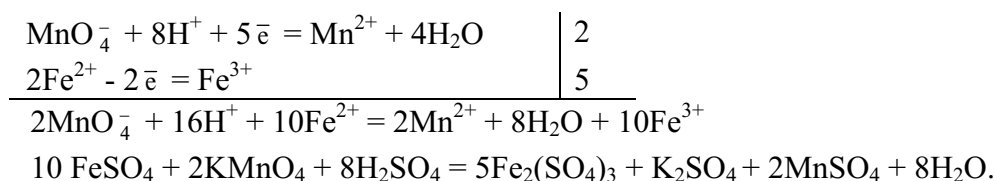
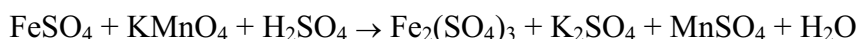


Пример 118 Используя метод полуреакций, составьте полные уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций:

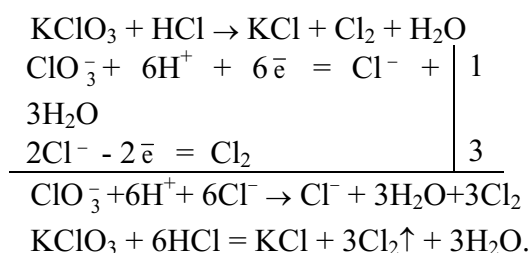


Решение

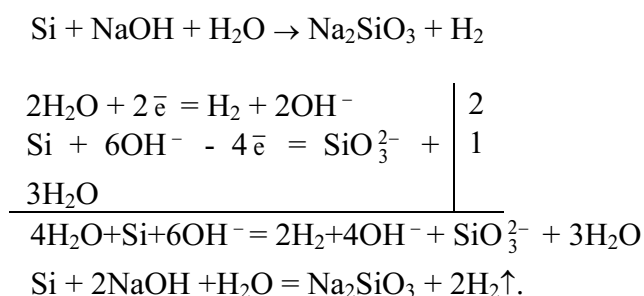
а) MnO_4^- - окислитель, восстанавливается в кислой среде до Mn^{2+} ; Fe^{2+} - восстановитель, окисляется до Fe^{3+} .



б) ClO_3^- - окислитель, восстанавливается до Cl^- ; Cl^- - восстановитель, окисляется до Cl_2 :

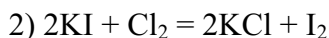


в) H_2O - окислитель, восстанавливается до H_2 ; Si - восстановитель, окисляется в щелочной среде до SiO_3^{2-} :



Пример 119 Рассчитайте содержание 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 KI массой 83 г.

Решение



$M(\text{KMnO}_4) = 158$ г/моль; $M(\text{KI}) = 166$ г/моль.

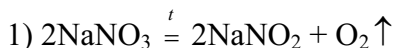
Из уравнений реакций (1,2) следует, что 2 моль $\text{KMnO}_4 \rightarrow 5$ моль $\text{Cl}_2 \rightarrow 10$ моль KI , т.е. 1 моль $\text{KMnO}_4 \rightarrow 5$ моль KI .

$\nu(\text{KI}) = 83/166 = 0,5$ моль. С данным количеством KI вступит в реакцию 0,1 моль KMnO_4 или $0,1 \cdot 158 = 15,8$ г.

Откуда $\omega = 15,8 \cdot 100/25 = 63,2\%$.

Пример 120 При нагревании смеси нитратов натрия и свинца образовался PbO массой 22,3 г и выделился газ объемом 6,72 дм³ (н.у.). Рассчитайте массу смеси исходных веществ.

Решение



$M(\text{NaNO}_3) = 85$ г/моль; $M(\text{PbO}) = 223$ г/моль;

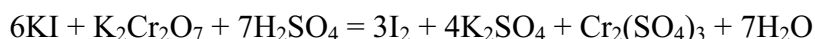
$M(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 331$ г/моль.

Количество оксида свинца(II) равно $\nu = 22,3/223 = 0,1$ моль. Из уравнения реакции (2) следует, что 2 моль $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2$ моль PbO , поэтому $\nu(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 0,1$ моль или $0,1 \cdot 331 = 33,1$ г.

Объем газов NO_2 и O_2 , выделяющихся по реакции (2) составит $0,25 \cdot 22,4 = 5,6$ дм³. Следовательно, по реакции (1) выделится кислород объемом $6,72 - 5,60 = 1,12$ дм³, что составляет $1,12/22,4 = 0,05$ моль. В состав смеси входит 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 121 К раствору иодида калия в кислой среде добавлено 200 см³ 0,6 н раствора дихромата калия. Какая масса иода выделилась?

Решение

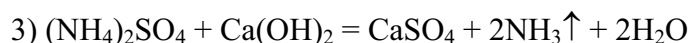
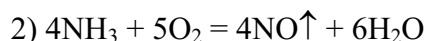
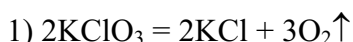


$M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 294$ г/моль; $M_3(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 294/6 = 49$ г/моль.

Масса $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в 200 см³ 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 I_2 , тогда из 0,02 моль $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ выделится 0,06 моль I_2 или $0,06 \cdot 254 = 15,24$ г.

Пример 122* * Какую массу KClO_3 следует взять для получения кислорода необходимого для реакции каталитического окисления аммиака, образующегося при нагревании раствора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ массой 500 г ($\omega = 13,2 \%$) и $\text{Ca}(\text{OH})_2$ массой 100 г, содержащий примесь карбоната кальция ($\omega = 3,5 \%$).

Решение



$M(\text{KClO}_3) = 122,5$ г/моль; $M((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 132$ г/моль;

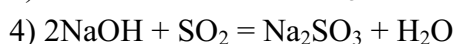
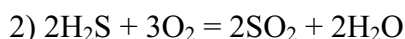
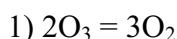
$M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74$ г/моль.

Из условия задачи следует, что масса сульфата аммония в растворе составит $500 \cdot 13,2/100 = 66$ г или $66/132 = 0,5$ моль. Масса гидроксида кальция составит $96,5 \cdot 100/100 = 96,5$ г или $96,5/74 = 1,3$ моль.

Из уравнения реакции (3) следует, что 1 моль $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow 2$ моль NH_3 , поэтому образуется аммиака $2 \cdot 0,5 = 1$ моль. Из уравнения реакции (2) следует: 1 моль $\text{NH}_3 \rightarrow 5/4$ моль O_2 ; а из уравнения реакции (1) 2 моль $\text{KClO}_3 \rightarrow 3$ моль O_2 . Тогда для получения $5/4$ моль O_2 потребуется KClO_3 $5/6$ моль или $5 \cdot 122,5/6 = 103$ г.

Пример 123 Объем газа, образовавшегося при полном разложении озона, больше объема, занимаемого чистым озоном на $4,48$ дм³. Полученный после полного разложения озона газ смешали с H_2S объемом $8,96$ дм³ и сожгли. Продукты реакции растворили в $28,6$ см³ раствора NaOH с массовой долей 40 % ($\rho = 1,40$ г/см³). Рассчитайте количество и состав полученной соли. Определите объем разложившегося озона.

Решение



$M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль; $M(\text{NaHSO}_3) = 104$ г/моль.

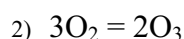
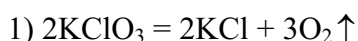
Из уравнения реакции (1) следует: 2 моль $\text{O}_3 \rightarrow 3$ моль O_2 , то есть объем смеси увеличивается на 1 моль или $22,4$ дм³. Отсюда объем разложившегося озона равен $2 \cdot 4,48/22,4 = 8,96$ дм³ или $8,96/22,4 = 0,4$ моль. Из $0,4$ моль O_3 образуется $0,6$ моль O_2 или $0,6 \cdot 22,4 = 13,44$ дм³.

По реакции (2) 3 моль $\text{O}_2 \rightarrow 2$ моль SO_2 , т.е. $13,44 \cdot 2/3 = 8,96$ дм³ или $0,4$ моль SO_2 .

По условию задачи масса NaOH в растворе составит $28,6 \cdot 1,4 \cdot 40/100 = 16$ г или $16/40 = 0,4$ моль. Из данных задачи и уравнений (3,4) следует, что образуется NaHSO_3 в количестве $0,4$ моль или $0,4 \cdot 104 = 41,6$ г.

Пример 124 * Через озонатор пропустили кислород, полученный при разложении бертолетовой соли массой $24,5$ г, при этом 5 % кислорода превратилось в озон. Определите состав озонированного кислорода.

Решение



$M(\text{KClO}_3) = 122,5$ г/моль.

Количество KClO_3 равно $24,5/122,5 = 0,2$ моль. Из уравнения реакции (1) следует, что 2 моль $\text{KClO}_3 \rightarrow 3$ моль O_2 , т.е. $0,2 \cdot 3/2 = 0,3$ моль или $0,3 \cdot 22,4 = 6,72$ дм³ O_2 .

Из уравнения реакции (2) следует, что 3 моль $\text{O}_2 \rightarrow 2$ моль O_3 , то есть $2 \cdot 0,3/3 = 0,2$ моль. С учетом условия задачи образуется озона в количестве $0,2 \cdot 5/100 = 0,01$ моль или $0,01 \cdot 22,4 = 0,224$ дм³. На получение $0,01$ моль озона по уравнению реакции (2) расходуется $3/2$ моль кислорода или $3 \cdot 0,01 = 0,015$ моль или $0,015 \cdot 22,4 = 0,336$ дм³.

Объем озонированного воздуха составит $6,720 - 0,336 + 0,224 = 6,608$ дм³. Тогда $\omega(\text{O}_3) = 0,224 \cdot 100/6,608 = 3,39$ %, $\omega(\text{O}_2) = 100 - 3,39 = 96,61$ %.

Пример 125* Смесь оксидов азота(II) и (IV) объемом $5,6$ дм³ (н.у.) была смешана с кислородом объемом $2,016$ дм³ (н.у.) и после реакции пропущена через раствор, содержащий гидроксид калия массой 30 г. Определите состав исходной смеси газов в объемных процентах и вычислите массовые доли веществ в растворе, приняв, что конечная масса раствора составила 1 кг и что после пропускания газов через раствор образовался остаток газов объемом $0,56$ дм³ (н.у.), не вступивших в реакцию.

Решение



$M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}$; $M(\text{KNO}_3) = 101 \text{ г/моль}$;

$M(\text{KNO}_2) = 85 \text{ г/моль}$.

Количество исходной смеси газов составит $5,6/22,4 = 0,25 \text{ моль}$. Объем NO в смеси с учетом реакции (1) и условия задачи составит: $2V_{\text{O}_2} + V_{\text{NO}_{(\text{осм})}} = 2 \cdot 2,016 + 0,560 = 4,592 \text{ дм}^3$ или $4,592/22,4 = 0,205 \text{ моль}$.

Объем NO₂ в смеси составит $5,600 - 4,592 = 1,008 \text{ дм}^3$ или $1,008/22,4 = 0,045 \text{ моль}$. Тогда $\varphi(\text{NO}) = 4,592 \cdot 100/5,600 = 82\%$ и $\varphi(\text{NO}_2) = 100 - 82 = 18\%$.

Общее количество NO₂ составит $0,045 + 2 \cdot 2,016/22,4 = 0,045 + 0,180 = 0,225 \text{ моль}$. Количество KOH равно $30/56 = 0,536 \text{ моль}$ (избыток).

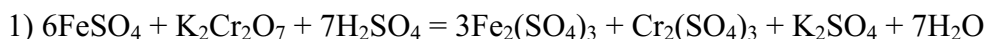
По уравнению реакции (2) получим: $\nu(\text{KNO}_2) = \nu(\text{KNO}_3) = 1/2\nu(\text{NO}_2) = 0,1125 \text{ моль}$. Следовательно, масса нитрита калия равна $0,1125 \cdot 85 = 9,56 \text{ г}$ и $\omega = 0,00956$, масса нитрата калия равна $0,1125 \cdot 101 = 11,36 \text{ г}$ и $\omega = 0,01136$. Избыток KOH составит $0,536 - 0,225 = 0,311 \text{ моль}$ или $0,311 \cdot 56 = 17,40 \text{ г}$ и $\omega = 0,0174$.

Эквивалентная масса окислителя равна мольной массе окислителя, делённой на число электронов, принимаемых одним молем окислителя.

Эквивалентная масса восстановителя равна мольной массе восстановителя, деленной на число электронов, потерянных одним молем восстановителя.

Пример 126 Сколько граммов FeSO₄ можно окислить в присутствии H₂SO₄ с помощью 0,25 н раствора K₂Cr₂O₇ объемом 100 см³?

Решение



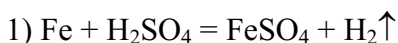
$M_3(\text{FeSO}_4) = M/1 = 152 \text{ г/моль}$.

Пусть объем раствора FeSO₄ равен 100 см³, тогда $n(\text{FeSO}_4) = 100 \cdot 0,25/100 = 0,25 \text{ моль/дм}^3$.

Содержание FeSO₄ в этом растворе составит $0,25 \cdot 152 \cdot 100/1000 = 3,8 \text{ г}$.

Пример 127 Навеску руды массой 0,2133 г растворили в серной кислоте без доступа воздуха. Образующийся сульфат железа(II) оттитровали 0,1117 н раствором KMnO₄ объемом 17,20 см³. Определите содержание железа в руде (ω , %).

Решение

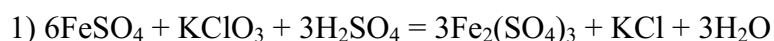


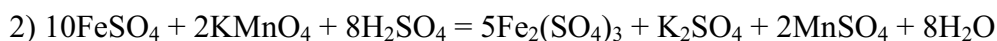
$M_3(\text{Fe}) = 55,85/1 = 55,85 \text{ г/моль}$.

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 128* К 2,50 см³ раствора KClO₃ ($\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$) прибавили 25,00 см³ 0,12 н раствора FeSO₄, избыток которого оттитровали 0,11 н раствором KMnO₄ объемом 5,00 см³. Рассчитайте содержание KClO₃ (ω , %) в исходном растворе.

Решение





По формуле $V_1 \cdot n_1 = V_2 \cdot n_2$, определяем объем 0,12 н раствора FeSO_4 , который прореагировал с 5,00 см³ 0,11 н раствора KMnO_4 :

$$V_1 \cdot 0,12 = 5,0 \cdot 0,11; \quad V_1 = 4,58 \text{ см}^3.$$

На реакцию (1) израсходовано $(25 - 4,58) = 20,42 \text{ см}^3$ 0,12 н раствора FeSO_4 . Тогда $2,5 \cdot n_1 = 20,42 \cdot 0,12$. $n_1 = n(\text{KClO}_3) = 0,98 \text{ моль/дм}^3$. Так как $M_0(\text{KClO}_3) = M/6 = 20,4 \text{ г/моль}$, то содержание KClO_3 в 2,5 см³ раствора составит $0,98 \cdot 20,41 \cdot 25/1000 = 0,05 \text{ г}$ или $\omega = (0,05 \cdot 100/2,5 \cdot 1,02)100 \% = 1,96 \%$.

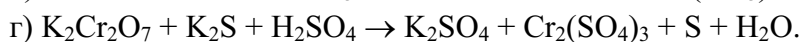
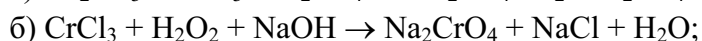
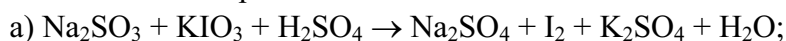
Задачи

505 Укажите, какие из указанных веществ могут проявлять только окислительные свойства, только восстановительные свойства, проявляют окислительно-восстановительную двойственность: а) MnO_2 , KMnO_4 , P_2O_5 , Na_2S ; б) K_2SO_3 , HNO_3 , H_2S , NO_2 ; в) Cr , Na_2CrO_4 , KCrO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; г) NH_3 , KClO_2 , N_2 , KNO_3 , K_2MnO_4 .

506 Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс - окисления или восстановления - происходит при следующих превращениях:



507 Реакции выражаются схемами:



Расставьте коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях. Укажите окислитель и восстановитель. Какое вещество окисляется, какое восстанавливается?

508 Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить превращения: а) углерод $\rightarrow$ карбид кальция $\rightarrow$ гидроксид кальция $\rightarrow$ хлорная известь $\rightarrow$ хлор $\rightarrow$ хлорат калия $\rightarrow$ кислород; б) сероводород $\rightarrow$ сера $\rightarrow$ диоксид серы $\rightarrow$ сернистая кислота $\rightarrow$ сульфит натрия $\rightarrow$ сульфат натрия.

509 Какие сложные вещества можно получить, имея в распоряжении: а) кремний, водород, кислород, натрий; б) азот, кислород, серебро и водород. Напишите уравнения реакций и назовите полученные продукты.

510 Напишите химические реакции, которые могут происходить между веществами: алюминием, диоксидом серы, дихроматом калия, щелочью и серной кислотой.

511 Какие химические соединения можно получить, осуществляя реакции между железом, серой и кислородом, а также с продуктами этих реакций. Напишите уравнения и условия протекания реакций.

512 Какую массу твердого дихромата калия надо взять, чтобы приготовить 600 см³ 0,4 н раствора для реакций: а) обмена; б) окисления-восстановления?

513 Какую массу кристаллического перманганата калия надо взять для приготовления 500 см³ 0,04 н раствора, предназначенного для окислительно-восстановительного титрования в кислой среде.

514 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 дм³ (н.у.). Назовите металл?

515 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 см³ раствора бромида калия с массовой долей 40 % ($\rho = 1,34 \text{ г/см}^3$).

516 К 400 см³ 0,8 н раствора сульфата железа(II) приготовленного из расчета его обменного эквивалента, добавлено 1600 см³ воды. Определите эквивалентную концентрацию сульфата железа(II), как восстановителя, в полученном растворе.

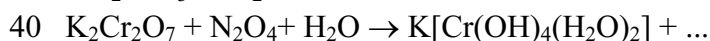
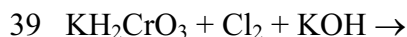
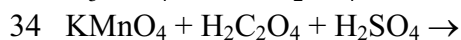
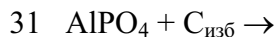
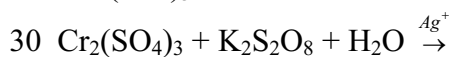
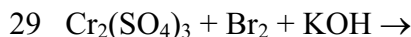
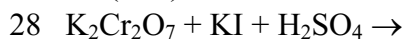
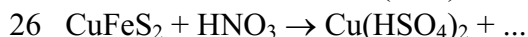
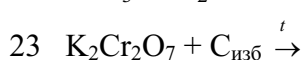
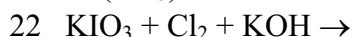
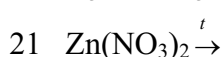
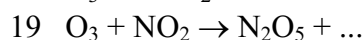
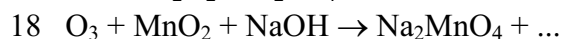
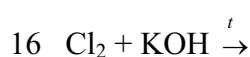
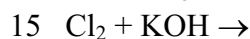
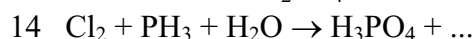
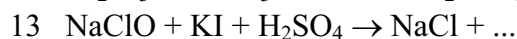
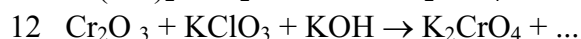
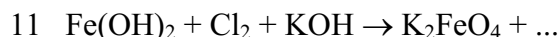
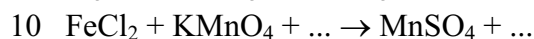
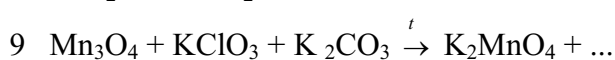
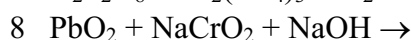
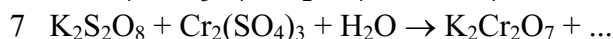
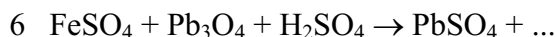
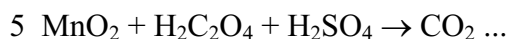
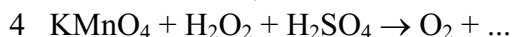
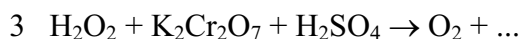
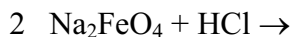
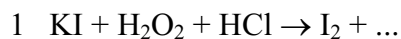
517 На титрование 40 см³ раствора нитрита калия в кислой среде израсходовано 32 см³ 0,5 н раствора перманганата калия. Вычислите эквивалентную концентрацию и титр раствора нитрита калия.

518 Какая масса сульфата железа(II) содержится в растворе, если при его окислении перманганатом калия в кислой среде получено 100 см³ 0,5 н раствора сульфата железа(III)?

519 При окислении в кислой среде 20 см³ раствора сульфита натрия потребовалось 16,8 см³ 0,5 н раствора перманганата калия. Определите массу сульфита натрия в исходном растворе.

520 Смесь оксидов железа(II и III) массой 8,0 г растворили в избытке серной кислоты. Для реакции с полученным раствором затратили KMnO₄ (ω = 5 %) массой 31,6 г. Определите состав смеси (ω, %).

521* Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте коэффициенты. Укажите окислитель и восстановитель.



- 42 $\text{Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \rightarrow$
- 43 $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
- 44 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow \text{CrO}_3 +$
- 45 $\text{PbS} + \text{HNO}_{3(\text{разб.})} \rightarrow \text{S} + \dots$
- 46 $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_{3(\text{разб.})} \rightarrow$
- 47 $\text{KClO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow$
- 48 $\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 49 $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 50 $\text{FeCO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \dots$
- 51 $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{NaBrO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 52 $\text{Zn} + \text{KClO}_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 53 $\text{KNO}_3 + \text{Al} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 54 $\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
- 55 $\text{MnO}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 56 $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 57 $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_{2(\text{тв})} + \text{K}_2\text{CO}_{3(\text{тв})} + \text{O}_2 \xrightarrow{t}$
- 58 $\text{KI}_{(\text{тв})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$
- 59 $\text{FeSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 60 $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 61 $\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
- 62 $(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 63 $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 64 $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 65 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 66 $\text{CrCl}_3 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow$
- 67 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KI} \rightarrow$
- 68 $\text{NaNO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 69 $\text{NH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow$
- 70 $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 +$

522 При нагревании KClO_3 часть ее разлагается с выделением кислорода, а часть с образованием перхлората и хлорида калия. Определите массу и состав остатка, если при нагревании KClO_3 массой 44,1 г выделился кислород массой 9,6 г.

523 Колба с хлорной водой массой 250 г выставлена на солнечный свет. Выделившийся газ собран, его объем оказался равным 0,112 дм³ (н.у.) Определите массовую долю (ω , %) исходного раствора хлора.

524 Определите массу бромной воды, которая необходима для окисления сульфата железа(II) массой 15,2 г в сернистом растворе, если при 20 °С в воде массой 100,0 г растворяется бром массой 3,6 г?

525* Диоксид серы пропустили через раствор NH_3 массой 180 г с массовой долей 6,8%. Определите количество образовавшейся соли, если известно, что исходным количеством диоксида серы можно восстановить дихромат натрия массой 52,4 г, подкисленного H_2SO_4 .

526 При растворении стали, массой 3 г содержащей серу в виде сульфида, образовавшейся сероводород отогнали и поглотили раствором иода. Определите содержание серы в стали (ω , %), если с H_2S прореагировало 15 см³ 0,01 М раствора I_2 .

527 При обжиге минерала, состоящего из двух элементов, получили оксид, содержащий металл(III) с массовой долей 70 % и газообразный оксид, содержащий элемент(IV) с массовой долей 50 %, который количественно реагирует с дихроматом калия массой 117,6 г в сернистой среде. Для восстановления металла из полученного оксида необходимо затратить алюминий массой 16,2 г. Назовите минерал, определите его массу. Ответ подтвердите расчетами.

528 Газ, полученный при сжигании сероводорода в избытке кислорода, прореагировал с 250 см³ раствора гидроксида натрия с массовой долей 25 % ($\rho = 1,28 \text{ г/см}^3$) с образованием кислой соли. Рассчитайте объем израсходованного сероводорода.

529* Смесь трех газов смешали в замкнутом сосуде и взорвали. Какая кислота образовалась при этом и какова ее концентрация (ω , %) в растворе, если известно, что первый газ получен при действии избытка раствора соляной кислоты на цинк массой 42,8 г; второй - разложением нитрата натрия массой 51,0 г и третий - при реакции взаимодействия избытка раствора соляной кислоты с диоксидом марганца массой 5,2 г?

530 Используя метод полуреакций расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций:

- 1 $\text{NaOCl} + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NaCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 2 $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 3 $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 4 $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 5 $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow \text{I}_2 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 6 $\text{NaHSO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$
- 7 $\text{FeS}_2 + \text{HNO}_{3(\text{конц})} \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

531* Восстановите левую часть уравнений.

- 1 $\rightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 7\text{KCl} + 5\text{H}_2\text{O};$
- 2 $\rightarrow 2\text{MnSO}_4 + 5\text{I}_2 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O};$
- 3 $\rightarrow 5\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O};$
- 4 $\rightarrow \text{NO} + \text{FeCl}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O};$
- 5 $\rightarrow \text{I}_2 + 2\text{KNO}_3 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}.$

532 При обжиге минерала, состоящего из двух элементов, получили оксид металла(III), содержащий кислород с массовой долей 30 % и газообразный оксид, содержащий элемент(IV) с массовой долей 50 %, который при поглощении его избытком раствора NaOH образует соль массой 50,4 г. Для восстановления оксида металла(III) необходим оксид углерода(II) объемом 6,72 дм³ (н.у.). Определите формулу минерала и его массу.

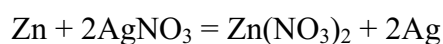
533 Через раствор NaOH объемом 36,7 см³ ($\omega = 20$ %; $\rho = 1,2$ г/см³) пропустили газ, полученный при взаимодействии меди массой 10 г с раствором HNO₃ объемом 50 см³ ($\omega = 81$ %; $\rho = 1,45$ г/см³). Определить состав веществ в растворе (ω , %).

6.3 Электродные потенциалы. Гальванические элементы

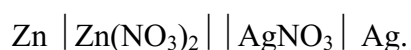
Если окислительно-восстановительную реакцию осуществить так, чтобы процессы окисления и восстановления были пространственно разделены, и создать возможность перехода электронов от восстановителя к окислителю по проводнику (внешней цепи), то во внешней цепи возникнет направленное перемещение электронов - 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:



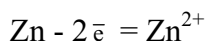
изображается следующим образом:



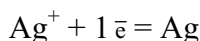
Эта же схема может быть изображена в ионной форме:



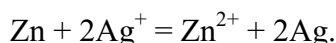
В данном случае металлические электроды непосредственно участвуют в происходящей реакции. На аноде цинк окисляется



и в форме ионов переходит в раствор, а на катоде серебро восстанавливается



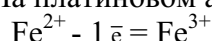
и в виде металла осаждается на электроде. Складывая уравнения электродных процессов (с учетом числа принимаемых и отдаваемых электронов), получаем суммарное уравнение реакции:



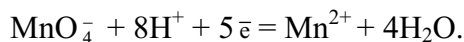
В других случаях металл электрода не претерпевает изменений в ходе электронного процесса, а участвует лишь в передаче электронов от восстановленной формы вещества к его окисленной форме. Так, в гальваническом элементе



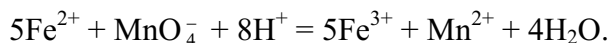
роль инертных электронов играет платина. На платиновом аноде окисляется железо(II)



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 нём реакции, называется **электродвижущей силой** E (э.д.с.) элемента. Если реакция осуществляется в стандартных условиях ($c = 1$ моль/дм³, $t = 25$ °C, $P = 1$ атм = 10^5 Па = 760 мм.рт.ст.), то наблюдаемая при этом э.д.с. называется **стандартной электродвижущей силой** E^0 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. Так, для рассмотренного выше серебряно – цинкового элемента э.д.с. выражается разностью

$$E = \varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} - \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}},$$

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 °C

Реакция	φ^0 , В	Реакция	φ^0 , 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	$\text{H}^{+} + \bar{e} = 1/2\text{H}_2$	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 129 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/дм³. 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/дм³, 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 130 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 Zn^{2+}/Zn (-0,76 В) и Pb^{2+}/Pb (-0,13 В), а затем рассчитываем значения φ по уравнению Нернста:

$$\varphi = \varphi^{\circ} + (0,059/n) \lg c,$$

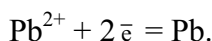
где φ° - стандартный электродный потенциал; n - число электронов, принимающих участие в процессе; c - концентрация (при точных вычислениях - активность) гидратированных ионов металла в растворе, моль/дм³. То есть:

$$\begin{aligned} \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} &= -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 0,1 = -0,76 + 0,030(-1) = -0,79 \text{ В} \\ \varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} &= -0,13 + \frac{0,059}{2} \lg 0,02 = -0,13 + 0,030(-1,7) = -0,18 \text{ В}. \end{aligned}$$

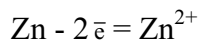
Находим э.д.с. (E) элемента:

$$E = \varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} - \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,18 - (-0,79) = 0,61 \text{ В}.$$

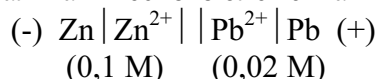
Поскольку $\varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} > \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$, то на свинцовом электроде будет происходить восстановление, т.е. он будет служить катодом:



На цинковом электроде будет протекать процесс окисления



т.е. этот электрод будет анодом. Схема гальванического элемента имеет следующий вид:



Пример 131 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 Ag^+/Ag равен 0,80 В. Обозначив потенциал левого электрода через φ_1 , а правого - через φ_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:

$$E = \varphi_2 - \varphi_1 = 0,74 - 0,62 = 0,12 \text{ В}.$$

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 132 Стандартный электродный потенциал никеля больше, чем кобальта. Изменится ли это соотношение, если измерить потенциал никеля в растворе его ионов с концентрацией 0,001 моль/дм³, а потенциалы кобальта - в растворе с концентрацией 0,1 моль/дм³?

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 133 Магниевую пластинку опустили в раствор его соли. При этом электродный потенциал магния оказался равным -2,41 В. Вычислите концентрацию ионов магния (моль/дм³).

Решение Подобные задачи также решаются на основании уравнения Нернста (см. пример 6.3.2):

$$-2,41 = -2,37 + (0,059/2) \cdot \lg c,$$

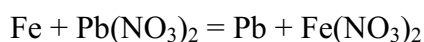
$$-0,04 = 0,0295 \cdot \lg c,$$

$$\lg c = -0,04/0,0295 = -1,3559 = 2,6441,$$

$$c(\text{Mg}^{2+}) = 4,4 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3.$$

Пример 134 После погружения железной пластинки массой 8 г в раствор нитрата свинца(II) объемом 50 см³ ($\rho = 1,23 \text{ г/см}^3$) с массовой долей 15% масса соли уменьшилась втрое. Какой стала масса пластинки?

Решение



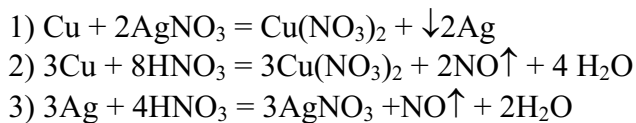
$$M(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 331 \text{ г/моль}; M(\text{Pb}) = 207 \text{ г/моль}; M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}.$$

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 Pb^{2+} составит $0,0278/3 = 0,0092$ моль-ионов, а перешло на пластинку $0,0278 - 0,0092 = 0,0186$ моль-ионов или $0,0186 \cdot 207 = 3,85 \text{ г}$.

Перешло в раствор 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 135 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 ($\rho = 1,20$ г/см³) с массовой долей 32 %, необходимый для растворения медного стержня после выдерживания его в растворе нитрата серебра.

Решение



$M(\text{Cu}) = 64$ г/моль; $M(\text{Ag}) = 108$ г/моль; $M(\text{HNO}_3) = 63$ 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 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 HNO_3 . По реакции (3) на растворение 0,85 моль серебра потребуется $4 \cdot 0,85/3 = 1,13$ моль HNO_3 .

Всего на растворение меди и серебра потребуется $16,475 + 1,130 = 17,605$ моль или $17,605 \cdot 63 = 1109,12$ г HNO_3 . В расчете на раствор данной концентрации масса раствора кислоты составит $1109,12 \cdot 100/32 = 3466,00$ г. Объем кислоты равен $3466,00/1,20 = 2888,3$ см³.

Задачи

Для решения задач данного раздела использовать значения величин φ_0 из таблицы 11.

534 Какие внешние изменения будут наблюдаться, если в три пробирки с раствором медного купороса внести соответственно небольшие кусочки металлического алюминия, свинца, серебра?

535 Увеличится, уменьшится или останется без изменения масса цинковой пластинки при взаимодействии ее с растворами: а) CuSO_4 ; б) MgSO_4 ; в) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; г) AgNO_3 ; д) NiSO_4 ; е) BaCl_2 ? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

536 При какой концентрации ионов Zn^{2+} (моль/дм³) потенциал цинкового электрода будет на 0,015 В меньше его стандартного электродного потенциала?

537 При какой концентрации ионов Cr^{3+} (моль/дм³) значение потенциала хромового электрода становится равным стандартному потенциалу цинкового электрода?

538 Марганцевый электрод в растворе его соли имеет потенциал -1,23 В. Вычислите концентрацию (моль/дм³) ионов Mn^{2+} .

539 Рассчитайте электродные потенциалы магния в растворе хлорида магния при концентрациях (моль/дм³): а) 0,1; б) 0,01; в) 0,001.

540 При какой концентрации ионов Cu^{2+} (моль/дм³) значение потенциала медного электрода становится равным стандартному потенциалу водородного электрода?

541 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.

542 После того как железную пластинку выдержали в растворе сульфата меди(II), ее масса изменилась на 1,54 г. Определите объем раствора азотной кислоты ($\rho = 1,50$ г/см³) с массовой долей 96 %, необходимый для снятия меди с пластинки.

543 Масса железного стержня после выдерживания в растворе нитрата меди(II) увеличилась на 1,6 г и составила 23,2 г. Рассчитайте массу железного стержня до погружения в раствор нитрата меди, а также массу меди после реакции.

544* Железная пластинка массой 10,0 г опущена в раствор хлорида неизвестного металла. После полного осаждения металла масса железной пластинки составила 10,1 г. Кадмиевая пластинка такой же массы (10,0 г), опущенная в такой же раствор, после осаждения на ней металла имела массу 9,4 г.

Хлорид какого металла содержался в растворе? Определите массовую долю (%) хлорида металла, если объем исходного раствора составил 100 см^3 ($\rho = 1,10 \text{ г/см}^3$).

545 Какая масса технического железа, содержащего 18% примесей, потребуется для вытеснения из раствора сульфата никеля(II) никеля массой 7,42 г.

546 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.

547 Из каких полужелементов следует составить гальванический элемент с целью получения максимальной э.д.с.: а) Cu^{2+}/Cu и Pb^{2+}/Pb ; б) Cr^{3+}/Cr и Fe^{2+}/Fe ; в) Ni^{2+}/Ni и Pb^{2+}/Pb ?

548 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 $[\text{Cu}^{2+}] = 0,01 \text{ моль/дм}^3$.

549 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.

550 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.

551 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?

552 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 $0,01 \text{ моль/дм}^3$?

553 Составьте схему работы гальванического элемента, образованного железом и свинцом, погруженными в 0,005 М растворы их солей. Рассчитайте э.д.с. этого элемента.

554 Вычислите э.д.с. гальванического элемента, образованного магнием и цинком, погруженными в растворы их солей концентраций $1,8 \cdot 10^{-5}$ и $2,5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3$ соответственно и сравните с э.д.с. гальванического элемента, состоящего из магниевой и цинковых пластин, опущенных в растворы солей с концентрацией $[\text{Mg}^{2+}] = [\text{Zn}^{2+}] = 1 \text{ моль/дм}^3$.

555 Какие химические процессы протекают на электродах при зарядке и разрядке железо-никелевого аккумулятора?

556 Какие химические процессы протекают на электродах при зарядке и разрядке свинцового аккумулятора?

557 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.

558 Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов двух гальванических элементов, в одном из которых никель является катодом, а в другом - анодом.

559 Железная и серебряная пластины соединены внешним проводником и погружены в раствор серной кислоты. Составьте схему данного гальванического элемента и напишите электронные уравнения процессов, происходящих на электродах.

560* 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 посеребренной пластинки, и какова концентрация оставшегося раствора нитрата серебра.

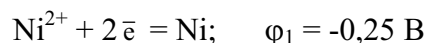
561* В раствор, содержащий нитрат меди(II) массой 14,1 г и нитрат ртути(II) массой 14,6 г, погружили кадмиевую пластинку массой 50 г. Рассчитайте увеличение массы пластины (%) после полного выделения меди и ртути из раствора.

6.4 Электролиз

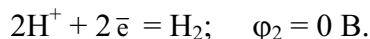
Электролизом называется совокупность процессов, протекающих при прохождении постоянного электрического тока через систему, состоящую из двух электродов и расплава или раствора электролита.

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:



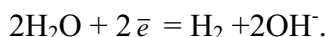
так и иона водорода:



Но поскольку $\varphi_1 < \varphi_2$, то в этих условиях на катоде будет выделяться водород.

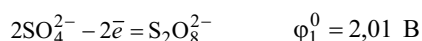
Иным будет катодный процесс при электролизе нейтрального водного раствора соли никеля при $[H^+] = 10^{-7} \text{ моль/дм}^3$. Здесь потенциал водородного электрода $\varphi_3 = -0,41 \text{ В}$. В этом случае при концентрации иона никеля (1 моль/дм^3) $\varphi_1 > \varphi_3$ на катоде будет выделяться 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:

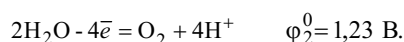


При значениях электродного потенциала металла, близких к $-0,41 \text{ В}$, возможно, в зависимости от концентрации соли металла и условий электролиза, как восстановление металла, так и выделение водорода (или совместное протекание обоих процессов).

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:

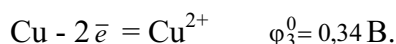


так и вода:



Поскольку $\varphi_2^0 < \varphi_1^0$, 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:



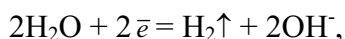
Этот процесс характеризуется более низким значением электродного потенциала, чем остальные возможные анодные процессы ($\varphi_3^0 < \varphi_1^0$ и $\varphi_3^0 < \varphi_2^0$). Поэтому при указанных условиях на аноде будет происходить окисление меди.

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 136 Напишите уравнения процессов, происходящих при электролизе водного раствора сульфата натрия с инертным анодом.

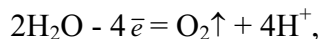
Решение Стандартный электродный потенциал системы $Na^+ + \bar{e} = Na$ ($-2,71 \text{ В}$) значительно отрицательнее потенциала водородного электрода в нейтральной водной среде ($-0,41 \text{ В}$). Поэтому на

катоде будет происходить электрохимическое восстановление воды, сопровождающееся выделением водорода



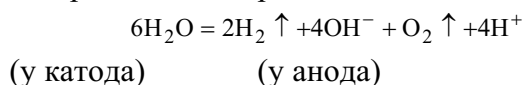
а ионы Na^+ , приходящие к катоду, будут накапливаться в прилегающей к нему части раствора (катодное пространство).

На аноде будет происходить электрохимическое окисление воды, приводящее к выделению кислорода

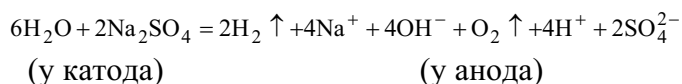


поскольку отвечающий этой системе стандартный электродный потенциал (1,23 В) значительно ниже, чем стандартный электродный потенциал (2,01 В), характеризующий систему $2\text{SO}_4^{2-} - 2\bar{e} = \text{S}_2\text{O}_8^{2-}$. Ионы SO_4^{2-} , движущиеся при электролизе к аноду, будут накапливаться в 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 Na^+ в катодном пространстве и ионов 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, подвергшаяся 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:

$$m = M_3It/F, \quad (6.4.1)$$

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 (96500 Кл/моль), т.е. количество электричества, необходимое для осуществления электрохимического превращения одного эквивалента вещества.

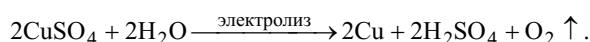
Пример 137 Напишите электронные уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе водного раствора сульфата меди(II). Какая масса меди выделится на катоде и какой объем кислорода выделится на аноде в течение 1 часа и силе тока равной 4А?

Решение Электролиз раствора сульфата меди(II):

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

(+) А: $\text{SO}_4^{2-}, \text{H}_2\text{O}$.

Катионы металлов ($\text{Cu}^{2+} - \text{Au}^{3+}$), имеющие большое значение φ^0 при электролизе полностью восстанавливаются. Следовательно, на катоде: $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}^0$; на аноде окисляются молекулы воды $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+$, т.к. 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:

$$m(\text{Cu}) = 31,77 \cdot 4 \cdot 3600 / 96500 = 4,74 \text{ г.}$$

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_{O_2} - объем кислорода, дм^3 ; $V_3(\text{O}_2)$ - эквивалентный объем кислорода, $5,6 \text{ дм}^3$. Тогда:

$$V_{\text{O}_2} = V_3(\text{O}_2) \cdot It / 96500 = 5,6 \cdot 4 \cdot 3600 / 96500 = 0,84 \text{ дм}^3.$$

Пример 138 При пропускании тока через последовательно включенные электролизеры с растворами AgNO_3 , CuSO_4 , 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 тоже количество электричества, то на электродах выделяются эквивалентные количества веществ:

$$v(\text{Cu}) = v(\text{Zn}) = v(\text{Ag}) = m(\text{Ag})/M_3(\text{Ag}) = 1,118/108 = 0,0103 \text{ моль};$$

$$m(\text{Cu}) = v(\text{Cu}) \cdot M_3(\text{Cu}) = 0,0103 \cdot 32 = 0,331 \text{ г};$$

$$m(\text{Zn}) = v(\text{Zn}) \cdot M_3(\text{Zn}) = 0,0103 \cdot 32,5 = 0,339 \text{ г.}$$

Пример 139 При электролизе раствора 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:

$$\eta = (m_{\text{пр}}/m_{\text{теор}})100 \% \quad (6.4.2)$$

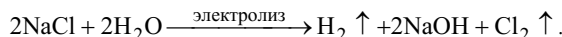
$$m_{\text{теор}} = (m_{\text{пр}}/\eta)100 = 0,1200/0,9 = 0,1333 \text{ г.}$$

Из уравнения (6.4.1.) находим силу тока:

$$I = m(\text{Zn}) \cdot 96500 / 32,5 \cdot 768 = 0,523 \text{ А.}$$

Пример 140 При электролизе водного раствора хлорида натрия ($\omega = 20 \%$) массой 500 г выделился водород объемом $1,12 \text{ дм}^3$ (н.у.). Найдите массы электролитов в растворе после электролиза.

Решение Уравнение электролиза водного раствора хлорида натрия:



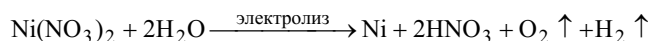
Масса хлорида натрия равна $m = 500 \cdot 0,2 = 100$ г. Согласно формуле (6.4.1) имеем:

$$V(\text{H}_2) = Q \cdot V_3(\text{H}_2) / 96500, \text{ отсюда } Q = V(\text{H}_2) \cdot 96500 / V_3(\text{H}_2) = 1,12 \cdot 96500 / 11,2 = 9650 \text{ Кл.}$$

$m(\text{NaCl}) = 9650 \cdot 58,5 / 96500 = 5,85$ г; $m(\text{NaOH}) = 40 \cdot 9650 / 96500 = 4,0$ г. Оставшаяся масса хлорида натрия равна $100,0 - 5,85 = 94,15$ г; $m(\text{H}_2\text{O}) = 9 \cdot 9650 / 96500 = 0,9$ г.

Пример 141 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):



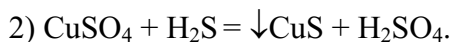
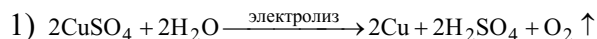
$$M(\text{Ni}) = 59 \text{ г/моль}; M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль.}$$

Количество никеля, выделенного на катоде равно $14,75/59 = 0,25$ моль. Следовательно, по реакции образуется 0,5 моль HNO_3 или $0,5 \cdot 63 = 31,5$ г. Количество кислорода составит 0,25 моль $0,25 \cdot 22,4 = 5,6$ дм³ или 8,0 г. Такой же объем водорода выделяется на катоде, т.е. 5,6 дм³ или 0,5 г. Масса раствора составит $91,50 - 14,75 - 8,50 = 68,25$ г.

Откуда $\omega(\text{HNO}_3) = 31,50 \cdot 100 / 68,25 = 46,5 \%$.

Пример 142* После электролиза 200 см³ водного раствора CuSO_4 ($\rho = 1,25$ г/см³) масса раствора уменьшилась на 4,0 г. Оставшийся раствор прореагировал с H_2S объемом 1,12 дм³ (н.у.). Определите массовую долю (%) растворенного вещества в исходном растворе.

Решение



$M(\text{CuSO}_4) = 160$ г/моль; $M(\text{Cu}) = 64$ г/моль.

Количество H_2S равно $1,12/22,4 = 0,05$ моль. Следовательно, по реакции (2) количество CuSO_4 равно 0,05 моль или $160 \cdot 0,05 = 8$ г. После электролиза останется 8 г CuSO_4 .

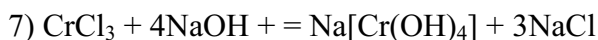
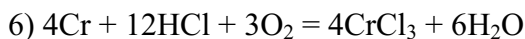
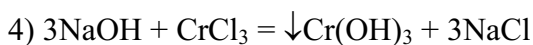
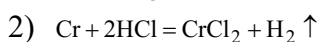
Уменьшение массы раствора при электролизе происходит за счет осаждения на катоде меди и выделения кислорода на аноде. Масса раствора сульфата меди(II) равна $200 \cdot 1,25 = 250$ г. Согласно реакции (1) 2 моль $\text{CuSO}_4 \rightarrow 2$ моль $\text{Cu} \rightarrow 1$ моль O_2 или 10 г $\text{CuSO}_4 \rightarrow 4$ г $\text{Cu} \rightarrow 1$ г O_2 , т.е. при разложении 10 г сульфата меди(II) масса раствора уменьшится на 5 г. Для уменьшения массы раствора на 4 г следует подвергнуть электролизу $10 \cdot 4/5 = 8$ г CuSO_4 .

Общая масса сульфата меди(II) в растворе составит $8 + 8 = 16$ г.

Поэтому $\omega(\text{CuSO}_4) = 16 \cdot 100 / 250 = 6,4 \%$.

Пример 143* Хром, полученный при электролизе раствора нитрата хрома(III) обработали соляной кислотой, после чего раствор оставили на воздухе. Затем к этому раствору постепенно прилили раствор NaOH до полного растворения выпавшего вначале осадка. При этом израсходовано 114,3 см³ раствора NaOH с массовой долей 40 % ($\rho = 1,40$ г/см³). Напишите уравнения реакций и рассчитайте массу выделенного на катоде хрома. Определите объем (н.у.) выделившегося газа на аноде.

Решение

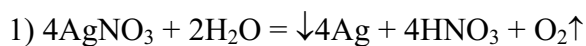


$M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль; $M(\text{Cr}) = 52$ г/моль.

Количество NaOH в растворе составит $114,3 \cdot 1,40 \cdot 0,4 / 40 = 1,6$ моль. Из уравнений реакций (6, 7) следует, что 1 моль $\text{Cr} \rightarrow 1$ моль $\text{CrCl}_3 \rightarrow 4$ моль NaOH , т.е. в реакцию с 1,6 моль NaOH вступает 0,4 моль хрома или $0,4 \cdot 52 = 20,8$ г. Следовательно, на катоде выделится 20,8 г хрома. Количество кислорода определяем из уравнения реакции (1): оно равно 0,3 моль или $0,3 \cdot 22,4 = 6,72$ дм³ кислорода.

Пример 144* Электролиз 400 г раствора нитрата серебра ($\omega = 8,5 \%$) продолжали до тех пор, пока масса раствора не уменьшилась на 25 г. Вычислите массовые доли соединений в растворе, полученном после окончания электролиза, и массы веществ, выделившихся на инертных электродах.

Решение Уравнение электролиза водного раствора AgNO_3 :

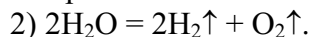


$M(\text{AgNO}_3) = 170 \text{ г/моль}$; $M(\text{Ag}) = 108 \text{ г/моль}$; $M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль}$.

$$v(\text{AgNO}_3) = 400 \cdot 0,085 / 170 = 0,2 \text{ моль.}$$

При полном электролитическом разложении данного количества соли выделяется 0,2 моль Ag массой $0,2 \cdot 108 = 21,6 \text{ г}$ и 0,05 моль O_2 массой $0,05 \cdot 32 = 1,6 \text{ г}$. Общее уменьшение массы раствора за счет серебра и кислорода составит $21,6 + 1,6 = 23,2 \text{ г}$.

При электролизе образовавшегося раствора азотной кислоты разлагается вода:



Потеря массы раствора за счет электролиза воды составляет $25 - 23,2 = 1,8 \text{ г}$. Количество разложившейся воды равно $1,8 / 18 = 0,1 \text{ моль}$. На электродах выделилось 0,1 моль H_2 массой $0,1 \cdot 2 = 0,2 \text{ г}$ и $0,1 / 2 = 0,05 \text{ моль}$ O_2 массой $0,05 \cdot 32 = 1,6 \text{ г}$. Общая масса кислорода, выделившегося на аноде в двух процессах, равна $1,6 + 1,6 = 3,2 \text{ г}$.

В оставшемся растворе содержится азотная кислота в количестве 0,2 моль или $0,2 \cdot 63 = 12,6 \text{ г}$. Масса раствора после окончания электролиза равна $400 - 25 = 375 \text{ г}$. Массовая доля азотной кислоты: $\omega(\text{HNO}_3) = 12,6 / 375 = 0,0336 \text{ г}$ или 3,36 %.

Задачи

562 В какой последовательности будут восстанавливаться катионы при электролизе водного раствора, содержащего ионы Cr^{3+} , Pb^{2+} , Hg^{2+} , Mn^{2+} , если молярная концентрация соответствующих им солей одинакова, а напряжение на катодах достаточно для восстановления каждого из них?

563 Напишите уравнения реакций катодного и анодного процессов, протекающих на графитовых электродах при электролизе водных растворов: а) нитрата свинца(II); б) серной кислоты.

564 В каких случаях при электролизе водных растворов солей: а) на катоде выделяется водород; б) на аноде выделяется кислород; в) состав электролита не изменяется?

565 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?

566 Вычислите массу водорода и кислорода, образующихся при прохождении тока силой 3 А в течение 1 ч через раствор NaNO_3 .

567 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).

568 При прохождении через раствор электролита тока силой 0,5 А за 1 ч выделяется 0,55 г металла. Определите эквивалентную массу металла.

569 Напишите электронные уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе растворов: а) CuSO_4 с медным анодом; б) NiSO_4 с никелиевым анодом; в) AgNO_3 с серебряным анодом.

570 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?

571 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?

572 При электролизе водного раствора нитрата серебра в течение 50 мин при токе силой 3 А на катоде выделилось серебро массой 9,6 г. Определите выход по току (η , %).

573 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.

574 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 (ω , %) в растворе.

575 При электролизе водного раствора хлорида калия на катоде выделился водород объемом $13,44 \text{ дм}^3$ (н.у.). Газ, выделившийся на аноде, полностью окислил раскаленную медную проволоку массой $38,4 \text{ г}$. Определите мольную массу меди.

576 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?

577 При электролизе водных растворов сульфата магния и хлорида меди(II), соединенных последовательно с источником тока, на одном из катодов выделился водород массой $0,25 \text{ г}$. Вычислите массу веществ, выделившихся на других электродах.

578 Какая масса серной кислоты, образуется в анодном пространстве при электролизе водного раствора сульфата натрия, если на аноде выделился кислород объемом $1,12 \text{ дм}^3$ (н.у.)? Вычислите массу вещества, выделившегося на катоде.

579 Электролиз водного раствора сульфата цинка проводили в течение 5 ч , при этом на аноде выделился кислород объемом 6 дм^3 (н.у.). Вычислите силу тока (электроды инертные).

580 Электролиз водного раствора нитрата серебра проводили при токе силой 2 А 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?

581 Электролиз водного раствора сульфата некоторого металла проводили при токе силой 6 А в течение 45 мин , в результате чего на катоде выделился металл массой $5,49 \text{ г}$. Вычислите эквивалентную массу металла.

582 Как изменится масса серебряного анода, если электролиз водного раствора нитрата серебра проводили при токе силой 2 А в течение $33 \text{ мин } 20 \text{ с}$? Составьте электронные уравнения процессов, происходящих при электролизе водного раствора нитрата серебра.

583 Электролиз водного раствора иодида натрия проводили при токе силой 6 А в течение $2,5 \text{ ч}$. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах, вычислите массу веществ, выделяющихся на электродах.

584 Составьте электронные уравнения процессов, происходящих при электролизе водного раствора нитрата серебра с серебряным анодом. Масса анода уменьшается на $5,4 \text{ г}$. Определите расход электричества при этом.

585 При электролизе водного раствора сульфата меди(II) при токе силой $2,5 \text{ А}$ в течение 15 мин выделилась медь массой $0,72 \text{ г}$. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах с медным и угольным анодами. Вычислите выход по току (η , %).

586 При электролизе расплава неизвестного вещества массой 8 г на аноде выделился водород объемом $11,2 \text{ дм}^3$ (н.у.). Что это за вещество? Можно ли провести электролиз его водного раствора?

587 При электролизе с инертными электродами 150 см^3 раствора хлорида калия с массовой долей 5% ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$) током силой 8 А в течение $1 \text{ ч } 40 \text{ мин}$ у анода выделился газ объемом $4,48 \text{ дм}^3$ (н.у.). Определите концентрацию щелочи в образовавшемся растворе (ω , %).

588 Через раствор сульфата цинка(II) в течение $45,03 \text{ мин}$ пропускали постоянный ток. Определите силу тока, если известно, что на катоде и аноде выделились одинаковые объемы газов, а масса одного электрода увеличилась на $1,1 \text{ г}$. Электроды инертные.

589 Электролиз 200 см^3 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?

590 Через электролизер, заполненный водным раствором хлорида калия пропустили постоянный ток (электроды инертные), в результате чего масса раствора уменьшилась на $3,5 \text{ г}$. Для нейтрализации оставшегося раствора был израсходован раствор серной кислоты ($\omega = 8 \%$) массой $20,0 \text{ г}$. Какова масса газообразных продуктов, образовавшихся при электролизе?

591 После электролиза водного раствора хлорида калия масса его уменьшилась на $2,16 \text{ г}$. Оставшаяся смесь прореагировала полностью с раствором соляной кислоты ($\omega = 10 \%$) массой $12,6 \text{ г}$. Составьте уравнения электродных процессов и найдите массу каждого продукта, образовавшегося при электролизе.

592 При электролизе водного раствора хлорида натрия на катоде выделился водород объемом $13,44 \text{ дм}^3$ (н.у.). Газ, выделившийся на аноде пропущен через горячий раствор едкого калия, при этом образовались хлорид и хлорат калия. Рассчитайте массу образовавшихся солей.

593 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.

594 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 ?

595* Через последовательно соединенные электролизеры пропустили ток до полного протекания в них соответствующих реакций. Определите количества веществ, образующихся в электролизерах, если первый электролизер заполнен раствором сульфата меди(II) с массовой долей 18% ($\rho = 1,20 \text{ г/см}^3$) объемом $74,1 \text{ см}^3$, а второй - раствором хлорида натрия с массовой долей 26 % ($\rho = 1,20 \text{ г/см}^3$) объемом $75,0 \text{ см}^3$.

596* После термического разложения смеси KCl и KClO_3 массой 197 г в присутствии MnO_2 получили твердый остаток массой 149 г, расплав которого подвергли электролизу. Определите массу кремния, способного прореагировать с газом, выделившимся на аноде.

7 ХИМИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

7.1 s - элементы периодической системы Д. И. Менделеева

Жесткость воды выражается суммой миллиэквивалентов ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , содержащихся в 1 дм^3 воды (мэкв/дм³). Один миллиэквивалент жесткости отвечает содержанию $20,04 \text{ мг/дм}^3 \text{ Ca}^{2+}$ или $12,16 \text{ мг/дм}^3 \text{ Mg}^{2+}$.

Пример 145 Вычислите жесткость воды, если в 1 м^3 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 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ $M_3 = 162/2 = 81 \text{ г/моль}$, а для $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ $M_3 = 146/2 = 73 \text{ г/моль}$.

Содержание солей в 1 дм^3 воды:

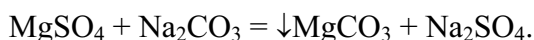
$$\begin{aligned} 222/1000 &= 0,222 \text{ г } \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2; \\ 175/1000 &= 0,175 \text{ г } \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2. \end{aligned}$$

Жесткость, обусловленная наличием данных солей:

$$\begin{aligned} \text{Ж}(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) &= 0,222 \cdot 1000/81 = 2,7 \text{ мэкв/дм}^3; \\ \text{Ж}(\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2) &= 0,175 \cdot 1000/73 = 2,4 \text{ мэкв/дм}^3; \\ \text{Ж} &= 2,7 + 2,4 = 5,1 \text{ мэкв/дм}^3. \end{aligned}$$

Пример 146 Сколько MgSO_4 по массе содержится в 1 м^3 воды, если жесткость этой воды составляет 5 мэкв/дм^3 . Какую массу Na_2CO_3 следует добавить к воде, чтобы устранить данную жесткость.

Решение $M_3(\text{MgSO}_4) = 120/2 = 60 \text{ г/моль}$. Масса соли в 1 м^3 воды составит $5 \cdot 1000 \cdot 60 = 300000 \text{ мг} = 300 \text{ г}$.



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^3 раствора:

$$5 \cdot 1000 = 5000 \text{ мэкв} = 5 \text{ экв}.$$

Следовательно, для устранения жесткости воды требуется 5 экв Na_2CO_3 , или $5 \cdot M_3(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5 \cdot 53 = 265$ г.

Пример 147 Вычислите жесткость воды, зная, что в 500 дм^3 ее содержится 202,5 г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Решение В 1 дм^3 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^3 (81 г/моль - эквивалентная масса $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$). Следовательно, жесткость воды составит 5 мэкв/ дм^3 .

Пример 148 Сколько граммов CaSO_4 содержится в 1 м^3 воды, если жесткость, обусловленная присутствием этой соли, равна 4 мэкв ?

Решение Молярная масса CaSO_4 136,14 г/моль; эквивалентная масса равна $136,14 : 2 = 68,07$ г/моль.

В 1 м^3 воды с жесткостью 4 мэкв содержится $4 \cdot 1000 = 4000$ мэкв, или $4000 \cdot 68,07 = 272280$ мг = 272,28 г CaSO_4 .

Пример 149 Какую массу соды надо добавить к 500 дм^3 воды, чтобы устранить ее жесткость, равную 5 мэкв/ дм^3 ?

Решение В 500 дм^3 воды содержится $500 \cdot 5 = 2500$ мэкв солей, обуславливающих жесткость воды. Для устранения жесткости следует прибавить $2500 \cdot 53 = 132500$ мг = 132,5 г соды (53 г/моль - эквивалентная масса Na_2CO_3).

Пример 150 Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что на титрование 100 см^3 этой воды, содержащей гидрокарбонат кальция, потребовался 0,08 н раствор HCl объемом $6,25 \text{ см}^3$.

Решение Вычисляем нормальность раствора гидрокарбоната кальция (n_1) по формуле:

$$V_1 n_1 = V_2 n_2.$$

Или

$$n_1 \cdot 100 = 6,25 \cdot 0,08; \quad n_1 = 0,005 \text{ моль/дм}^3.$$

Таким образом, в 1 дм^3 исследуемой воды содержится $0,005 \cdot 1000 = 5$ мэкв Ca^{2+} - ионов. Карбонатная жесткость воды составит 5 мэкв/ дм^3 .

Приведенные примеры решают, применяя формулу:

$$Ж = m/M_3 V, \quad (7.1.1)$$

где Ж - жесткость воды, мэкв/ дм^3 ; m - масса вещества, обуславливающего жесткость воды или применяемого для ее устранения, мг; M_3 - эквивалентная масса этого вещества, г/моль; V - объем воды, дм^3 .

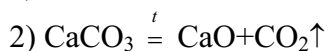
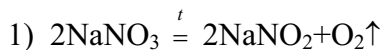
Решение примера 147 По формуле (7.1.1) получим: $Ж = 202500 / 81 \cdot 500 = 5$ мэкв/ дм^3 (81 - эквивалентная масса $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, равная половине его молярной массы).

Решение примера 148 По формуле (7.1.1) получим:

$$m = 4 \cdot 68,07 \cdot 1000 = 272280 \text{ мг} = 272,280 \text{ г } \text{CaSO}_4.$$

Пример 151* При полном термическом разложении смеси нитрата натрия и карбоната кальция получили смесь газов объемом $11,2 \text{ дм}^3$ (н.у.) с плотностью по водороду равной 16,5. Определите массу исходной смеси.

Решение



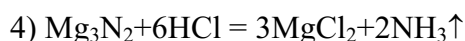
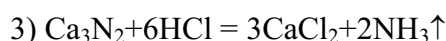
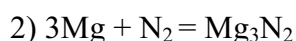
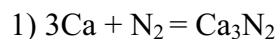
$M(\text{CO}_2) = 44$ г/моль; $M(\text{O}_2) = 32$ г/моль; $M(\text{CaCO}_3) = 100$ г/моль;
 $M(\text{NaNO}_3) = 85$ г/моль.

Из условия задачи найдем $M_{\text{газов}} = 16,5 \cdot 2 = 33$ г/моль. Пусть x - объем кислорода, выделяющегося по реакции (1). Тогда $(11,2 - x)$ - объем диоксида углерода, образующийся по реакции (2). Следовательно: $32x + 44(11,2 - x) = 33 \cdot 11,2$. Откуда $x = 10,27$ дм³ кислорода; объем диоксида углерода равен $11,20 - 10,27 = 0,93$ дм³.

Количество кислорода $10,27/22,4 = 0,4584$ моль, диоксида углерода - $0,93/22,4 = 0,0415$ моль. Из уравнений реакций (1, 2) следует, что разлагается 0,9168 моль нитрата натрия или $0,9168 \cdot 85 = 77,928$ г и 0,0415 моль карбоната кальция или $0,0415 \cdot 100 = 4,150$ г. Общая масса смеси веществ составит $77,928 + 4,150 = 82,078$ г.

Пример 152* Сплав магния и кальция массой 19,2 г прокалили в токе азота. Полученные продукты обработали сначала соляной кислотой, а потом избытком раствора щелочи. При этом выделился газ объемом 8,96 дм³ (н.у.). Определите состав сплава в массовых долях (ω , %).

Решение



$M(\text{Ca}) = 40$ г/моль; $M(\text{Mg}) = 24$ г/моль.

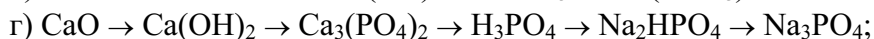
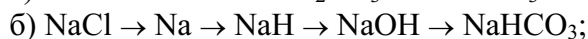
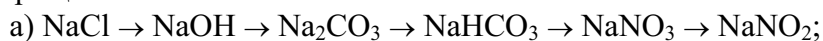
Пусть масса кальция в сплаве равна x г, тогда масса магния составит $(19,2 - x)$ г. Из уравнений (1, 3) следует, что 3 моль $\text{Ca} \rightarrow 2$ моль NH_3 , а из уравнений (2, 4): 3 моль $\text{Mg} \rightarrow 2$ моль NH_3 . Объем аммиака составит:

$$2 \cdot 22,4x/3 \cdot 40 + 2 \cdot 22,4(19,2 - x)/3 \cdot 24 = 8,96. \text{ Откуда } x = 12 \text{ г.}$$

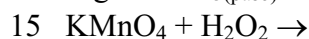
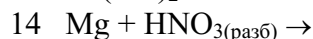
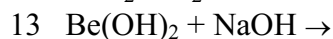
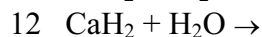
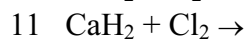
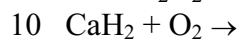
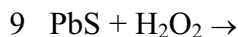
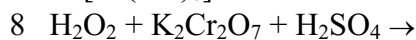
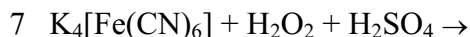
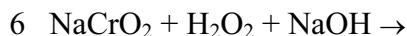
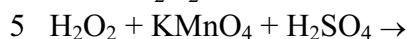
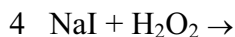
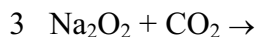
Тогда $\omega(\text{Mg}) = 12 \cdot 100/19,2 = 62,5$ %, а $\omega(\text{Ca}) = 37,5$ %.

Задачи

597 Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения:



598 Закончите уравнения реакций:



599 Какой объем займет водород (н.у.), полученный из пакета, содержащего гидрид лития массой 40 кг?

600 Сплав лития и магния растворили в разбавленной соляной кислоте. Определите состав сплава в массовых долях (%), если масса выделившегося газа составила 10 % от массы сплава.

601 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?

602 Взаимодействием кальцинированной соды массой 10,0 т с гашеной известью получена каустическая сода массой 6,7 т. Определите выход продукта (%).

603 Какую массу карбоната натрия надо прибавить к 800 дм³ воды, чтобы устранить жесткость, равную 6 мэкв/дм³?

604 Вычислите карбонатную жесткость воды, зная что для реакции с гидрокарбонатом магния, содержащимся в 500 см³ воды требуется 20 см³ 0,12 н. раствора HCl.

605 В 1 дм³ воды содержатся ионы Mg²⁺ и Ca²⁺ массой 38 мг и 108 мг соответственно. Вычислите общую жесткость воды.

606 Определите жесткость воды, если для ее умягчения на 100 дм³ потребовался гидроксид кальция массой 7 г.

607 Вычислите карбонатную жесткость воды, если для реакции с гидрокарбонатом кальция содержащимся в 200 см³ воды, требуется 15 см³ 0,08 н. раствора соляной кислоты.

608 Жесткость воды, в которой растворен только гидрокарбонат кальция, равна 4 мэкв/дм³. Какой объем 0,1 н раствора соляной кислоты потребуется для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 75 см³ этой воды?

609 В 1 м³ воды содержится сульфат магния массой 140 г. Вычислите жесткость этой воды.

610 Вода, содержащая только гидрокарбонат магния, имеет жесткость 3,5 мэкв/дм³. Какая масса гидрокарбоната магния содержится в 200 дм³ воды?

611 К 1 м³ жесткой воды прибавили карбонат натрия массой 132,5 г. На сколько понизилась жесткость?

612 Чему равна жесткость воды, если для ее устранения к 50 дм³ воды потребовалось прибавить карбонат натрия массой 21,2 г?

613 Рассчитайте жесткость воды, содержащей в 1 дм³: а) хлорида кальция массой 1,0 г; б) 0,01 моль гидрокарбоната кальция; в) гидрокарбонат магния массой 102 мг.

614 В 50 дм³ воды содержится гидрокарбонат магния массой 4,5 г. Вычислите карбонатную жесткость воды.

615 Жесткость некоторого образца воды обусловлена только гидрокарбонатом кальция. При кипячении 10 дм³ такой воды в осадок выпал карбонат кальция массой 3 г. Чему равна жесткость воды?

616 Требуется уменьшить карбонатную жесткость воды с 14 до 6 мэкв/дм³. Какую массу гидроксида кальция необходимо затратить для умягчения 1000 м³ такой воды?

617 Растворимость сульфата кальция составляет $8 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³. Рассчитайте жесткость воды, обусловленную растворимостью CaSO₄.

618 Чему равна жесткость воды, если на титрование 100 см³ ее израсходовано: а) 2 мэкв HCl; б) 6 см³ 0,1 н раствора HCl; в) 12 см³ 0,04 н раствора HCl?

619 Жесткость некоторого образца воды обуславливается только сульфатом магния. При обработке 100 см³ образца воды карбонатом натрия в осадок выпал карбонат магния массой 25,2 мг. Чему равна жесткость воды?

620 Временная жесткость воды равна 6,32 мэкв/дм³. При кипячении 24 дм³ этой воды выделилась смесь карбоната и гидрокарбоната кальция массой 8,56 г. Вычислите массу каждого компонента в смеси.

621 На титрование 50 см³ воды израсходовано 8 см³ 0,05 н раствора трилона Б. Определите жесткость воды и рассчитайте массу хлорида кальция, содержащегося в 5 дм³ такой воды.

622 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.

623 При обработке смеси гашеной извести, карбоната и сульфата кальция массой 31,0 г соляной кислотой выделился газ объемом 2,24 дм³ (н.у.) и остался твердый остаток массой 13,6 г. Определите массу каждого компонента в смеси.

624 При нагревании смеси кальция и его оксида с углеродом выделился газ объемом 4,48 дм³ (н.у.) и образовался твердый остаток массой 19,2 г. Определите массу кальция и оксида кальция в смеси.

625 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.

626 При взаимодействии простого вещества массой 1,5 г с водой, выделился водород объемом 0,923 дм³ при 27 °С и давлении 10⁵ Па. Определите это вещество.

627 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 дм³ (н.у.). Определите, какое соединение было взято?

628 Определите массовую долю (%) разложившегося карбоната стронция, если при прокаливании 10,0 кг технического продукта его масса уменьшилась на 1,7 кг.

629 При прокаливании гипса массой 30,00 г теряется вода массой 6,28 г. Какова формула кристаллогидрата?

630 При растворении известняка массой 0,5 г в соляной кислоте был получен диоксид углерода объемом 75 см³ при 296 К и давлении 10⁵ Па. Вычислите массовую долю (%) карбоната кальция в известняке.

631 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?

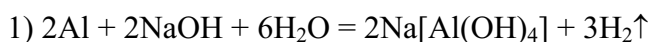
632 При растворении сплава магния и алюминия массой 3,0 г в разбавленной серной кислоте получили сульфаты магния и алюминия массой 17,4 г. Определите массовые доли алюминия и магния в сплаве.

633 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 (ω, %).

7.2 р - элементы периодической системы Д. И. Менделеева

Пример 153* Масса воздушного шара 2,5 т, максимальная масса поднимаемого им груза 7,5 т. Водород для заполнения шара получен при взаимодействии алюминия с раствором NaOH. Какая масса алюминия потребуется для получения водорода, требуемого для заполнения воздушного шара?

Решение

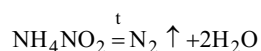


Плотность воздуха при 0 °С и давлении 760 мм рт. ст. равна 1,29 г/дм³, а плотность водорода равна 0,09 г/дм³.

Пусть искомая величина V - объем водорода, необходимый для заполнения воздушного шара, м³. Тогда $(1,29 - 0,09)V = 10000$ кг, где $(1,29 - 0,09)$ кг/м³ - подъемная сила шара. Отсюда $V = 10000/1,2 = 8333$ м³. Водород получается по уравнению реакции (1) и его количество составляет $8333/22,4 = 372$ кмоль. Количество алюминия по реакции составит $2/3$ моль $\text{H}_2 = 2 \cdot 372/3 = 248$ кмоль или $248 \cdot 27 = 6696$ кг.

Пример 154 Навеску NH_4NO_2 нагрели в запаянной ампуле объемом V см³, 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:



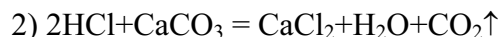
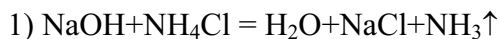
$M(\text{NH}_4\text{NO}_2) = 64$ г/моль.

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 155* Уравновешены два сосуда с растворами NaOH и HCl. В первый сосуд добавили хлорид аммония массой 10,7 г. Какую массу карбоната кальция надо добавить во второй сосуд, чтобы они снова уравновесились? Считайте, что газы выделяются из растворов полностью.

Решение



$M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5$ г/моль; $M(\text{CaCO}_3) = 100$ г/моль;

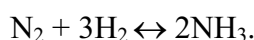
$M(\text{NH}_3) = 17$ г/моль; $M(\text{CO}_2) = 44$ г/моль.

$\nu(\text{NH}_4\text{Cl}) = 10,7/53,5 = 0,2$ моль. Пусть масса CaCO_3 равна x г. По реакции (1) выделится 0,2 моль NH_3 или $0,2 \cdot 17 = 3,4$ г. Тогда масса раствора в сосуде с NaOH составит $(10,7 - 3,4) = 7,3$ г.

По реакции (2) масса CO_2 , полученная из x г CaCO_3 составит $44x/100$ г. Следовательно $44x/100 + 7,3 = x$; откуда $x = 13,035$ г.

Пример 156 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.

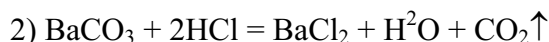
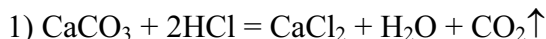
РЕШЕНИЕ



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 157 На чашках весов уравновешены два сосуда с разбавленным раствором HCl. В один сосуд добавили 1,0 г CaCO_3 . Сколько BaCO_3 следует добавить во второй сосуд, чтобы не нарушилось равновесие весов?

РЕШЕНИЕ



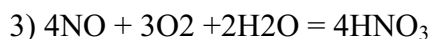
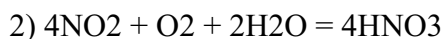
$M(\text{CaCO}_3) = 100$ г/моль; $M(\text{CO}_2) = 44$ г/моль;

$M(\text{BaCO}_3) = 197$ г/моль.

$\nu(\text{CaCO}_3) = 1,0/100 = 0,01$ моль или $0,01 \cdot 44 = 0,44$ 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; BaCO_3 образуется $0,44x/1,97$ г CO_2 : $x = 0,44x/1,97 + 0,56$; откуда $x = 0,72$ г.

Пример 158* К монооксиду азота объемом 10 см^3 , находящемуся в пробирке над водой, добавлен такой же объем кислорода. Каков окончательный объем газа и каков его состав, если продуктом реакции является азотная кислота?

РЕШЕНИЕ

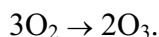


Объем оксида азота(II) равен 10 см^3 или $0,01 \text{ дм}^3$, количество оксида азота(II) $0,01/22,4 = 4,464 \cdot 10^{-4}$ моль. Объем кислорода равен $0,01 \text{ дм}^3$ или $0,01/22,4 = 4,464 \cdot 10^{-4}$ моль. NO и O_2 вступят в реакцию (1) 3/4 моль NO = $3,348 \cdot 10^{-4}$ моль.

Останется кислород в количестве $4,464 \cdot 10^{-4} - 3,348 \cdot 10^{-4} = 1,116 \cdot 10^{-4}$ моль или $1,116 \cdot 10^{-4} \cdot 22,4 = 0,0025 \text{ дм}^3$ или $2,5 \text{ см}^3$.

Пример 159 Вычислите давление газовой смеси, полученной в результате полного озонирования воздуха объемом 1,0 дм³ (н.у.)

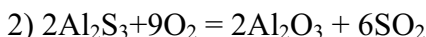
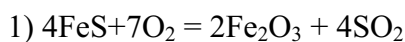
Решение



В воздухе объемом 1 дм³ содержится кислород объемом 0,21 дм³. По уравнению реакции образуется озон объемом $2 \cdot 0,21/3 = 0,14$ дм³. Объем воздуха сократится на $0,21 - 0,14 = 0,07$ дм³ и станет равным $1 - 0,07 = 0,93$ дм³. Давление конечной смеси будет равно: $0,93 \cdot 1/1 = 0,93$ атм.

Пример 160 При сжигании смеси сульфидов алюминия и железа(II) массой 4,00 г получили диоксид серы массой 3,65 г. Определите состав исходной смеси (ω , %).

Решение



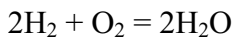
$M(\text{FeS}) = 88$ г/моль; $M(\text{Al}_2\text{S}_3) = 150$ г/моль; $M(\text{SO}_2) = 64$ г/моль.

Пусть масса FeS в смеси – x г; тогда $m(\text{Al}_2\text{S}_3)$ составит $(4 - x)$ г. Масса SO_2 по реакции (1) будет $a = 64 \cdot x/88$ г, а масса SO_2 по реакции (2) будет $b = 3 \cdot 64 \cdot (4 - x)/150$ г.

Следовательно, $a + b = 64x/88 + (4 - x)3 \cdot 64/150 = 3,65$, $x = 2,66$ г FeS. $\omega(\text{FeS}) = 2,66 \cdot 100/4 = 66,5$ %, $\omega(\text{Al}_2\text{S}_3) = 33,5$ %.

Пример 161* Воду, полученную при сжигании водорода в избытке кислорода, смешали с 5,0 см³ раствора серной кислоты с массовой долей 80 % ($\rho = 1,73$ г/см³). При этом концентрация кислоты уменьшилась на 0,5 %. Объем исходной газовой смеси равен 350 см³ (н.у.). Определите состав исходной газовой смеси в объемных долях (%) и ее плотность по азоту.

Решение



$M(\text{H}_2) = 2$ г/моль; $M(\text{O}_2) = 32$ г/моль; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль.

Масса раствора серной кислоты $5 \cdot 1,73 = 8,65$ г, а масса H_2SO_4 в растворе составит $5 \cdot 1,73 \cdot 0,8 = 6,92$ г. Конечная концентрация раствора серной кислоты по условию задачи будет равна $80,0 - 0,5 = 79,5$ %, т.е. масса раствора после смешения составит $6,92 \cdot 100/79,5 = 8,72$ г. Увеличение массы раствора произошло за счет воды массой $8,72 - 8,65 = 0,07$ г. Следовательно, по реакции образуется 0,07 г воды или $0,07/18 = 0,0039$ моль, что составляет $0,0039 \cdot 22,4 = 87$ см³.

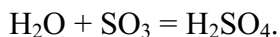
Объем водорода, вступившего в реакцию составит 87 см³. С учетом условия задачи объем кислорода составит $350 - 87 = 263$ см³. $\varphi(\text{H}_2) = 87 \cdot 100/350 = 24,87$ %; $\varphi(\text{O}_2) = 100,00 - 24,87 = 75,13$ %. Средняя молярная масса смеси равна $(24,87 \cdot 2 + 75,13 \cdot 32)/100 = 24,55$ г/моль. Плотность смеси по азоту составит $D = 24,55/28 = 0,88$.

Пример 162* Какую массу олеума с массовой долей 30 % нужно добавить к раствору серной кислоты с массовой долей 40 % массой 131,0 г для получения олеума с массовой долей 5 %?

Решение

$M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль; $M(\text{SO}_3) = 80$ г/моль; $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль.

Пусть масса олеума ($\omega = 30$ %) составляет x г, тогда масса SO_3 в нем составит $a = 30x/100 = 0,3x$ г. Масса воды в 131,0 г раствора серной кислоты ($\omega = 40$ %) равна $131,0 \cdot 0,6 = 78,6$ г или $78,6/18 = 4,37$ моль.



Для реакции потребуется 4,37 моль SO_3 или $4,37 \cdot 80 = 349,4$ г.

Следовательно, для получения олеума ($\omega = 5\%$) останется $(0,3x - 349,4)$ г SO_3 , а масса олеума ($\omega = 5\%$) составит сумму масс олеума ($\omega = 30\%$) - x г и раствора серной кислоты ($\omega = 40\%$) - $131,0$ г, т.е. $(x + 131,0)$ г. Из пропорции:

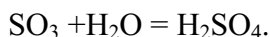
$$\begin{aligned} 100 \text{ г олеума} & \text{— } 5 \text{ г } \text{SO}_3 \\ (x + 131,0) \text{ г олеума} & \text{— } (0,3x - 349,4) \text{ г } \text{SO}_3 \\ x & = 1423,8 \text{ г олеума } (\omega = 30\%). \end{aligned}$$

Пример 163* Какую массу оксида серы(VI) надо растворить в растворе H_2SO_4 ($\omega = 91,0\%$) массой 100 г, чтобы получить олеум ($\omega = 30\%$).

Решение

$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль; $M(\text{SO}_3) = 80$ г/моль.

Олеум - это раствор SO_3 в 100% H_2SO_4 . Процесс получения олеума разобьем на две стадии. Сначала найдем, сколько надо добавить SO_3 , чтобы 91% серная кислота превратилась в 100% .



В исходной серной кислоте содержалось $100 \cdot 0,09 = 9$ г H_2O , что составляет $9/18 = 0,5$ моль. Для реакции с таким количеством воды необходимо $0,5$ моль SO_3 или $0,5 \cdot 80 = 40$ г; при этом образуется $0,5$ моль H_2SO_4 или $0,5 \cdot 98 = 49$ г. Общая масса 100% серной кислоты после добавления 40 г SO_3 станет равна $91 + 49 = 140$ г. Для получения 30% раствора SO_3 в серной кислоте к 140 г H_2SO_4 надо добавить x г SO_3 , тогда масса олеума станет равна $(140 + x)$ г, а массовая доля SO_3 составит

$$\omega(\text{SO}_3) = x/(140 + x) = 0,3,$$

откуда $x = 60$ г. Общая масса добавленного SO_3 равна $40 + 60 = 100$ г.

Пример 164* Смешали олеум с массовой долей 35% массой 80 г с 75 см^3 раствора серной кислоты с массовой долей 40% ($\rho = 1,30 \text{ г/см}^3$). Плотность полученного раствора составила $1,73 \text{ г/см}^3$. Определите концентрацию полученного раствора в массовых долях (%) и моль/дм³.

Решение



$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль; $M(\text{SO}_3) = 80$ г/моль.

Масса SO_3 в олеуме ($\omega = 35\%$) массой 80 г составит $80 \cdot 0,35 = 28$ г или $28/80 = 0,35$ моль. Следовательно, по реакции образуется $0,35$ моль H_2SO_4 или $0,35 \cdot 98 = 34,3$ г.

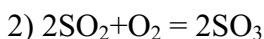
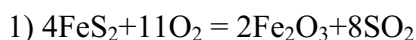
Масса H_2SO_4 в олеуме ($\omega = 35\%$) массой 80 г составит $(80 - x)$ г или $80 - 28 = 52$ г.

Масса H_2SO_4 в 75 см^3 раствора серной кислоты с массовой долей 40% составит $75 \cdot 1,30 \cdot 0,40 = 39$ г. Общая масса H_2SO_4 будет равна $34,3 + 52,0 + 39,0 = 125,3$ г при общей массе раствора $80 + 75 \cdot 1,30 = 177,5$ г, $\omega = 125,3 \cdot 100 / 177,5 = 70,6\%$.

Для определения молярной концентрации полученного раствора серной кислоты определим массу 1 дм^3 (1000 см^3) раствора ($\rho = 1,73 \text{ г/см}^3$). Она будет равна 1730 г. Тогда $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,706 \cdot 1730 / 98 = 12,46$ моль/дм³.

Пример 165* Определите массу пирита (FeS_2), необходимую для получения такого количества SO_3 , чтобы при растворении последнего в растворе серной кислоты с массовой долей 91% массой 500 г получить олеум с массовой долей $12,5\%$.

Решение



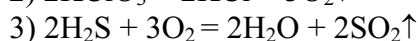
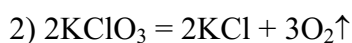
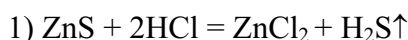
$M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль; $M(\text{SO}_3) = 80$ г/моль; $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль;
 $M(\text{FeS}_2) = 120$ г/моль.

Масса воды в 100 г раствора серной кислоты ($\omega = 91\%$) составит $100 - 91 = 9,0$ г или $9/18 = 0,5$ моль. Из уравнения реакции (3) следует, что 1 моль $\text{SO}_3 \rightarrow 1$ моль $\text{H}_2\text{O} \rightarrow 1$ моль H_2SO_4 или 0,5 моль H_2O прореагирует с 0,5 моль SO_3 или $0,5 \cdot 80 = 40$ г и образуется 0,5 моль H_2SO_4 или $0,5 \cdot 98 = 49$ г. Тогда общая масса H_2SO_4 составит $91 + 49 = 140$ г. Для получения олеума ($\omega = 12,5\%$) на 140 г потребуется: $12,5 \cdot 140 / 87,5 = 20$ г.

Таким образом, всего SO_3 расходуется $(40 + 20) = 60$ г или $60/80 = 0,75$ моль. Из уравнений реакций (2, 3) следует, что на образование 0,75 моль SO_3 расходуется FeS_2 $0,75/2 = 0,375$ моль или $0,375 \cdot 120 = 45$ г.

Пример 166 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

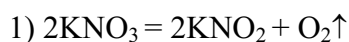


$M(\text{ZnS}) = 97 \text{ г/моль}$.

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 O_2 или 2 моль $\text{ZnS} \rightarrow 3$ моль 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 167* Какой концентрации в массовых долях (%) получится кислота, если весь хлороводород, полученный из смеси хлорида и нитрата калия массой 200 г, растворить в воде объемом $233,6 \text{ см}^3$? Известно, что при прокаливании смеси хлорида и нитрата калия массой 200 г образуется твердый остаток массой 187,2 г.

Решение



$M(\text{KNO}_3) = 101 \text{ г/моль}$; $M(\text{KNO}_2) = 85 \text{ г/моль}$;

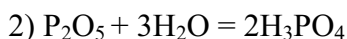
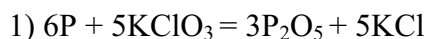
$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}$; $M(\text{KCl}) = 74,5 \text{ г/моль}$.

Пусть масса нитрата калия в смеси составляет x г, тогда из уравнения реакции (1) масса нитрита калия составит a г, т.е. $a = 85x/101 = 0,84x$.

По условию задачи имеем: $(200 - x) + 0,84x = 187,2$ или $x = 80 \text{ г KNO}_3$. Тогда масса хлорида калия составит $200 - 80 = 120$ г. Из уравнения реакции (2) следует: 1 моль $\text{KCl} \rightarrow 1$ моль HCl , т.е. из 120 г KCl образуется $120 \cdot 36,5/74,5 = 58,8 \text{ г HCl}$. После растворения 58,8 г HCl в воде масса раствора составит $58,8 + 233,6 = 292,4 \text{ г}$ или $\omega = 58,8 \cdot 100/292,4 = 20\%$.

Пример 168* Какое количество фосфора и бертолетовой соли было израсходовано, если при растворении образующегося при их взаимодействии P_2O_5 в 400 см^3 раствора фосфорной кислоты с массовой долей 85 % ($\rho = 1,70 \text{ г/см}^3$), концентрация фосфорной кислоты увеличилась на 9,2 %?

Решение



$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль}$; $M(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г/моль}$;

$M(\text{KClO}_3) = 122,5 \text{ г/моль}$; $M(\text{P}) = 31 \text{ г/моль}$.

Масса H_3PO_4 в растворе составит $400 \cdot 1,7 \cdot 0,85 = 578$ г. Если по уравнению реакции (1) образуется x г P_2O_5 , то по уравнению реакции (2) образуется a г H_3PO_4 : $a = 2 \cdot 98x / 142 = 1,38x$.

Масса раствора H_3PO_4 после растворения в нем P_2O_5 составит $(400 \cdot 1,7 + x)$ г. По условию задачи после растворения P_2O_5 (ω , %) полученного раствора составит $85,0 + 9,2 = 94,2$ % или

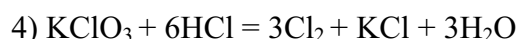
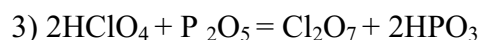
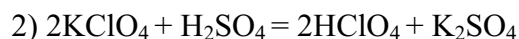
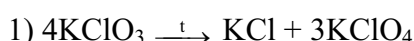
$$100 \text{ г раствора} — 94,2 \text{ г } \text{H}_3\text{PO}_4$$

$$(400 \cdot 1,7 + x) \text{ г раствора} — (578 + 1,38x) \text{ г } \text{H}_3\text{PO}_4,$$

откуда $x = 142$ г P_2O_5 или $142/142 = 1$ моль. Из уравнения реакции (1) следует, что количество KClO_3 равно $5/3$ моль или $122,5 \cdot 5/3 = 204,1$ г, количество фосфора равно 2 моль или $2 \cdot 31 = 62$ г.

Пример 169 При нагревании бертолетовой соли в отсутствии 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 P_2O_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 Cl_2 , количество KClO_3 равно $12,25/122,5 = 0,1$ моль. Следовательно, количество хлора равно 0,3 моль или $0,3 \cdot 22,4 = 6,72$ дм³.

Задачи

634 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;

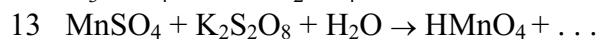
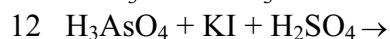
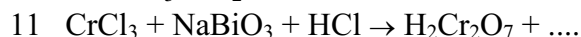
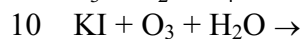
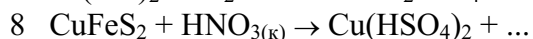
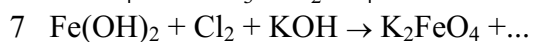
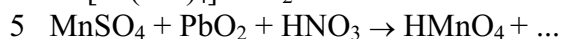
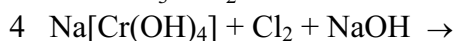
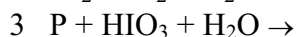
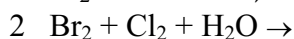
в) $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}$;

г) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$;

д) $\text{P} \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4$;

е) $\text{FeS} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$.

635 Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты:





636 Какие химические соединения можно получить, имея в распоряжении: а) CH_4 , O_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$; б) C_2H_2 , Cl_2 , Fe , H_2O ; в) NaOH , HCl , SiO_2 , 1-бутен; г) C_2H_4 , H_2O , H_2SO_4 ; д) Zn , P , O_2 ; е) S , H_2 , O_2 , Na ? Напишите уравнения реакций и условия их протекания. Назовите полученные продукты.

637 Определите состав сплава (ω , %), если сплав меди с алюминием массой 1,0 г обработали избытком раствора NaOH . Остаток промыли и растворили в азотной кислоте. Раствор выпарили и прокалили. Масса остатка после прокаливания составила 0,4 г.

638 Для получения алюминия массой 1,0 т были израсходованы угольные электроды массой 0,9 т. Во сколько раз это превышает теоретический расход, если считать, что на аноде образуется CO ?

639 Какую массу гидроксида цинка нужно добавить к гидроксиду алюминия массой 15,6 г, чтобы при прокаливании полученной смеси масса продуктов прокаливания составила 80 % первоначальной массы смеси?

640 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.

641 При растворении смеси алюминия, меди и магния массой 11,5 г в соляной кислоте выделился газ объемом 7,00 дм^3 , измеренный при 273 К и давлении $0,8 \cdot 10^5$ Па. Нерастворившийся остаток растворили в концентрированной азотной кислоте. При этом выделился газ объемом 4,48 дм^3 (н.у.). Вычислите массу каждого металла в исходной смеси.

642 Смесь кальция и алюминия массой 18,8 г прокалили без доступа воздуха с избытком графита. Продукт реакции обработали $\text{HCl}_{(\text{разб})}$. При этом выделилось 11,2 дм^3 газа (н.у.). Определите состав смеси (ω , %).

643 Смесь порошков алюминия и Na_2CO_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 (ω , %).

644* Смесь алюминия и оксида неизвестного металла(II) массой 39 г обработали избытком раствора щелочи. Выделившийся газ после сжигания на воздухе привел к образованию воды массой 27 г. Для растворения твердого вещества, оставшегося после обработки смеси раствором щелочи, потребовалось 25,2 см^3 раствора соляной кислоты с массовой долей 36,5 % ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$). Назовите оксид неизвестного металла.

645* При действии избытка раствора щелочи на смесь двух металлов(II и III) массой 11,75 г выделился газ объемом 6,72 дм^3 (н.у.). Нерастворившийся остаток массой 6,35 г полностью растворился в горячей концентрированной серной кислоте, при этом выделился газ объемом 2,24 дм^3 (н.у.). Определите, из каких металлов состояла смесь, если известно, что гидроксид металла(III) обладает амфотерными свойствами.

646* В замкнутом цилиндре при давлении 160 атм находятся 160 кмоль смеси оксида углерода(II) и кислорода в соотношении объемов 1:3. Вычислите молярный состав и давление газов после того, как 50 % оксида углерода(II) вступит в реакцию. Температура в цилиндре постоянная.

647 При кипячении водного раствора пищевой соды образуется водный раствор карбоната натрия. Рассчитайте ω (%) гидрокарбоната натрия в исходном растворе, если после кипячения получен раствор Na_2CO_3 ($\omega = 5,83$ %).

648 Из чугунных стружек массой 2,8510 г после соответствующей обработки был получен оксид кремния(IV) массой 0,0824 г. Вычислите массовую долю (%) кремния в этом образце чугуна.

649 Какая масса оксида кремния(IV) вступит в реакцию восстановления в доменной печи при выплавке чугуна массой 1400 т, содержащего 4 % кремния?

650 Имеется смесь кремния и карбоната кальция. Определите ее состав, если известно, что при обработке раствором гидроксида натрия этой смеси выделился газ объемом 22,4 дм^3 (н.у.), а при обработке такой же массы смеси соляной кислотой - 0,1 моль газа.

651 В результате взаимодействия раствора HClO_3 массой 6 г с избытком раствора соляной кислоты образовался хлор объемом 14,2 дм^3 (н.у.). Вычислите массовую долю (%) HClO_3 в растворе.

652 Какое количество соды, известняка и кремнезема нужно взять для получения нормального стекла массой 1 кг, содержащего в массовых долях: Na_2O - 13,0 %; CaO - 11,7 %; SiO_2 - 75,3 %?

653 Один из сортов стекла для выработки столовой посуды имеет следующий состав в массовых долях: Na_2O - 16 %; CaO - 9 %; SiO_2 - 75 %. Сколько оксида натрия и диоксида кремния приходится в этом сорте стекла на 1 моль CaO ?

654 Какой объем раствора HNO_3 ($\omega = 10$ %, $\rho = 1,05$ г/см³) потребуется для растворения меди массой 2,5 г.

655 К раствору нитрата аммония объемом 90,1 см³ ($\omega = 12,0$ %; $\rho = 1,11$ г/см³) добавили раствор КОН массой 75 г ($\omega = 25,0$ %). Раствор выпарили, остаток прокалили. Рассчитайте массу веществ в твердом остатке после прокаливания.

656 Какой объем (н.у.) воздуха необходим для полного сгорания: а) фосфора массой 5 г; б) фосфина массой 5 г?

657 Какой объем (н.у.) займет аммиак, полученный из смеси хлорида аммония массой 50 г и гашеной извести массой 70 г?

658 Какая масса аммиака потребуется для получения азотной кислоты массой 1 т, если производственные потери составляют 40 %?

659 Техническая мочевина, применяемая в качестве удобрения содержит около 85 % $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$. Какова массовая доля (%) азота в этой мочеvine?

660 Определите массовую долю (%) азота в азотных удобрениях: а) чилийская селитра; б) аммиачная селитра; в) сульфат аммония; г) цианамид кальция.

661 Вычислите объем раствора H_2SO_4 ($\omega = 98$ %, $\rho = 1,84$ г/см³), который теоретически необходим для окисления меди массой 10 г.

662 Для полного хлорирования смеси порошков железа и меди массой 3,0 г. потребовалось 1,12 дм³ хлора (н.у.). Определите, какие массы H_2SO_4 ($\omega = 83,3$ %) и HCl ($\omega = 36,5$ %) прореагируют с 3,0 г этой смеси на холоде. Рассчитайте массовые доли металлов в этой смеси.

663 В замкнутом сосуде при давлении 400 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.

664 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 г, который растворился в кислоте. Какое вещество сгорело? Определите его массу.

665 При обработке фосфида металла(II) массой 9,1 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 г, хорошо растворимый в кислотах. Определите металл.

666 В газометре имеется кислород объемом 20 дм³. В струе кислорода, подаваемой из газометра, сгорел аммиак объемом 12 дм³ (н.у.). Какие газы образовались? Определите их объемы. Какой объем кислорода остался в газометре?

667 При окислении простого вещества А азотной кислотой выделился NO объемом 33,6 дм³ (н.у.) и образовался раствор, при нейтрализации которого раствором NaOH с массовой долей 25 % ($\rho = 1,28$ г/см³) получили фосфат натрия. Определите массу исходного вещества А. Рассчитайте объем израсходованного раствора NaOH и массу образовавшегося фосфата натрия.

668 При среднем урожае пшеницы за один сезон выносятся с 1 га азот массой 75 кг. Какой массой нитрата аммония можно возместить эти потери, если около 20 % азота, необходимого для питания растений, возвращается в почву в результате естественных процессов?

669 Какая масса нитрита натрия потребуется для восстановления в кислой среде перманганата калия, содержащегося в 250 см³ 0,5 н раствора?

670 Массовая доля фосфата кальция в образце фосфорита равна 77 %. Какой массовой доле P_2O_5 это соответствует?

671 В колхозе из расчета на один гектар внесли под яровую пшеницу удобрения: аммиачную селитру, суперфосфат, хлорид калия массами 150, 300, 100 кг соответственно. Содержание усвояемого P_2O_5 в суперфосфате составляет 30 %. Какую массу это составляет в пересчете на связанный азот, дигидрофосфат кальция и оксид калия?

672 К раствору хлорида аммония объемом 101,0 см³ ($\omega = 20$ %; $\rho = 1,06$ г/см³) добавили раствор NaOH объемом 125,0 см³ ($\omega = 18$ %; $\rho = 1,2$ г/см³) и полученный раствор прокипятили. Вычислите ω (%) веществ, содержащихся в растворе, если потерями воды можно пренебречь.

673 Известный металл(II) массой 13 г обработали разбавленным раствором азотной кислоты. К полученному раствору добавили избыток раствора KOH, при этом выделился газ объемом 1,12 дм³ (н.у.). Какой металл был растворен в азотной кислоте?

674 В замкнутом сосуде объемом 1,12 дм³ прокалили нитрат свинца(II) массой 3,31 г. Первоначальное давление в сосуде равно 1 атм. Рассчитайте давление в сосуде после прокаливания соли и охлаждения до первоначальной температуры. Объемом твердых веществ пренебречь.

675 В замкнутом сосуде объемом 200 см³ находится черный порох массой 5,4 г. Какое приблизительно будет давление в сосуде после разложения пороха? Температура в сосуде постоянна.

676 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 г. Рассчитайте массу разложившегося при нагревании нитрата свинца.

677 Смешали 500 см³ раствора фосфорной кислоты с массовой долей 40 % ($\rho = 1,254 \text{ г/см}^3$) и 750 см³ раствора фосфорной кислоты с массовой долей 8 % ($\rho = 1,042 \text{ г/см}^3$). Рассчитайте эквивалентную концентрацию полученного раствора фосфорной кислоты.

678* Через смесь водорода, кислорода и хлора объемом 22,4 дм³ (н.у.) пропустили электрическую искру. После охлаждения продуктов реакции в сосуде обнаружили газ и жидкость. На нейтрализацию жидкости потребовался NaOH массой 1,6 г. Оставшийся после реакции газ в сосуде полностью прореагировал с нагретым оксидом меди(II), причем масса последнего уменьшилась на 0,96 г. Определите состав смеси в объемных долях (%).

679 В закрытом сосуде объемом 3,36 дм³, наполненном кислородом, прокалили карбонат железа(II) массой 11,6 г. Первоначальное давление в сосуде равно 1 атм. Рассчитайте давление в сосуде после прокаливания и охлаждения смеси до исходной температуры. Объемом твердых веществ пренебречь.

680 При взаимодействии газа, полученного при обжиге сульфида железа(II) массой 17,6 г и пирита массой 24,0 г с раствором NaOH, образовалась кислая соль. Рассчитайте объем израсходованного раствора NaOH с массовой долей 25 % ($\rho = 1,28 \text{ г/см}^3$).

681 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 г. Рассчитайте количества гидросульфита натрия и сульфида железа(II), вступивших в реакцию.

682 Газ, полученный при обжиге пирита массой 1,2 т на воздухе пропускают через раствор сульфата железа(III), содержащего указанную соль массой 20,0 г. После окончания поглощения газа, раствор разбавлен до одного литра. Определите концентрацию (моль/дм³) веществ в полученном растворе.

683 В закрытом сосуде смешали сероводород и диоксид серы каждый объемом 2,8 дм³ (н.у.). Определите массу выделившейся серы и давление в сосуде после реакции, если первоначальное давление было равно 1 атм.

684* В закрытом сосуде объемом 1000 см³ находятся 200 см³ раствора серной кислоты с массовой долей 20 % ($\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$) и цинк массой 0,65 г. Каково будет давление в сосуде после реакции (температура постоянна)? Изменением объема раствора и твердого вещества пренебречь.

685 В комнате с температурой 25 °С поместили стаканы с дистиллированной водой и раствором серной кислоты с массовой долей 80 %. Что можно сказать о температуре стаканов через некоторое время?

686 При прохождении смеси равных объемов диоксида серы и кислорода над катализатором при 40 °С вступило в реакцию 60 % диоксида серы. Вычислите состав полученной смеси (ϕ , %), если температура и давление постоянны.

687 Какой объем раствора серной кислоты ($\omega = 93\%$, $\rho = 1,83 \text{ г/см}^3$) можно получить из пирита (FeS₂) массой 800 т, содержащего 25 % примесей, если производственные потери составляют 5 %?

688* Какой объем раствора олеума с массовой долей 20% ($\rho = 1,89 \text{ г/см}^3$) необходимо прибавить к 15 см³ раствора серной кислоты с массовой долей 60 % ($\rho = 1,50 \text{ г/см}^3$) для получения олеума с массовой долей 5 %?

689.* Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 40% ($\rho = 1,30 \text{ г/см}^3$) необходимо прибавить к раствору олеума с массовой долей 30% массой 170 г для получения олеума с массовой долей 10 %.

690* При обжиге минерала, состоящего из двух элементов, получили оксид металла(III), содержащий кислород с массовой долей 30 % и газообразный оксид, содержащий элемент (IV) с массовой долей 50 %, который при поглощении его избытком раствора NaOH образует соль массой 50,4 г. Для восстановления оксида металла(III) необходим оксид углерода(II) объемом 6,72 дм³ (н.у.). Определите формулу минерала и его массу.

691 Из галита (минерала содержащего хлорид натрия) массой 350 г при обработке перманганатом калия в кислой среде получен хлор объемом 14,7 дм³ при 286 °С и давлении 4 атм. Определите содержание хлорида натрия (ω, %) в галите.

692 Хлор, полученный из хлористого водорода выделившегося при обработке технической поваренной соли массой 200,0 г концентрированным раствором серной кислоты, полностью прореагировал с хромом массой 20,8 г. Определите содержание хлорида натрия в техническом образце (ω, %).

693 Хлор объемом 2,24 дм³ (н.у.) количественно прореагировал с 44,4 см³ раствора бромида калия (ρ = 1,34 г/см³). Рассчитайте концентрацию раствора бромида калия (ω, %).

694 При разложении иодида металла(IV) массой 0,197 г до чистого металла на нагретой до 2000 °С вольфрамовой проволоке масса ее увеличилась на 0,030 г. Иодид какого металла был взят?

695 При взаимодействии диоксида марганца с 331,82 см³ раствора соляной кислоты (ω = 20%, ρ = 1,10 г/см³) выделяется газ. Какой объем воды может быть насыщен этим газом при 0 °С (1 объем воды при 0 °С растворяет 4,61 дм³ газа)? Что будет происходить с водным раствором этого газа при стоянии на солнечном свете?

696 К раствору, содержащему бромид калия массой 1,600 г прибавили бром - сырец массой 5,000 г, содержащего примесь хлора. После упаривания смеси был получен твердый остаток массой 1,155 г. Определите массовую долю (%) хлора в препарате брома.

697 Колба с хлорной водой массой 100 г выставлена на солнечный свет. Выделившийся газ собран, его объем оказался равным 0,448 дм³ (н.у.). Определите массовую долю (%) хлора в хлорной воде.

698 При помощи каких газов из раствора иодида калия можно выделить свободный иод? Какой объем каждого газа необходим для получения иода массой 25,4 г?

699 В каком объеме воды необходимо растворить хлороводород, образующийся при слабом нагревании хлорида натрия массой 234 г с концентрированным раствором серной кислоты, чтобы получить раствор соляной кислоты с массовой долей 20 %?

700* Газовую смесь, предназначенную для синтеза хлороводорода с плотностью по водороду равной 20, объемом 2,4 дм³ (н.у.) пропустили через раствор массой 200 г, содержащий смесь бромида и иодида калия массой 18 г. Хлор и соли прореагировали полностью. Определите содержание (ω, %) бромида и иодида калия в растворе.

701 Смесь, состоящую из хлора и водорода объемами 2,0 дм³ и 1,0 дм³ (н.у.) соответственно, оставили на свету. Через некоторое время 30 % хлора вступило в реакцию. Определите объемный состав газовой смеси после реакции.

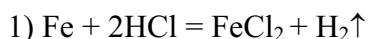
702* Определите состав смеси хлоридов натрия и калия, если известно, что при нагревании этой смеси массой 4,15 г с избытком серной кислоты было получено газообразное вещество, которое при растворении в воде массой 22,80 г дало кислый раствор. Определите массовую долю (%) растворенного вещества, если при действии на него избытка цинковой пыли выделился газ объемом 0,672 дм³ (н.у.).

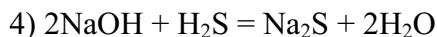
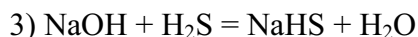
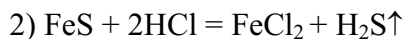
703 Хлороводород объемом 246 дм³, измеренный при 27 °С и давлении 1 атм, растворен в воде объемом 1,0 дм³. Вычислите содержание (ω, %) хлороводорода в полученном растворе. Какой объем хлора при 27 °С и давлении 1 атм можно получить с помощью этого объема хлороводорода при взаимодействии его с диоксидом марганца?

7.3 d - элементы периодической системы Д. И. Менделеева

Пример 170 Определите количество смеси железа с его сульфидом, при обработке которого разбавленной кислотой получен газ объемом 3,984 дм³ (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





$M(\text{H}_2\text{S}) = 34 \text{ г/моль}$; $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$; $M(\text{NaHS}) = 56 \text{ г/моль}$.

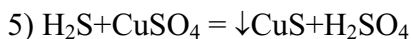
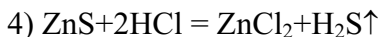
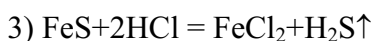
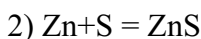
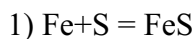
Молярная масса смеси газов равна $2,6 \cdot 4 = 10,4 \text{ г/моль}$. Из условия задачи следует, что масса газа составит $3,984 \cdot 10,4 / 22,4 = 1,85 \text{ г}$.

Пусть объем H_2S составит $x \text{ дм}^3$, тогда объем водорода составит $(3,984 - x) \text{ дм}^3$. Из равенства $34x / 22,4 + (3,984 - x) \cdot 2 / 22,4 = 1,85$ находим $x = 1,04 \text{ дм}^3 \text{ H}_2\text{S}$ или $1,04 / 22,4 = 0,0464 \text{ моль}$. Тогда объем водорода равен $3,984 - 1,040 = 2,944 \text{ дм}^3$ или $2,944 / 22,4 = 0,13 \text{ моль}$.

Из уравнений реакций (1,2) следует, что количество железа равно количеству водорода, т.е. $0,13 \text{ моль}$, а количество FeS равно количеству H_2S , т.е. $0,0464 \text{ моль}$. Масса гидроксида натрия в растворе составит $0,04 \cdot 50 = 2,0 \text{ г}$ или $2,0 / 40 = 0,05 \text{ моль}$. Следовательно, при пропускании H_2S в раствор гидроксида натрия протекает реакция (3) и образуется $0,464 \text{ моль NaHS}$ или $0,0464 \cdot 56 = 2,8 \text{ г}$.

Пример 171 При нагревании смеси железа и цинка массами $11,2 \text{ г}$ и $26,0 \text{ г}$ 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% ($\rho = 1,10 \text{ г/см}^3$) израсходованный на поглощение образовавшегося газа.

Решение

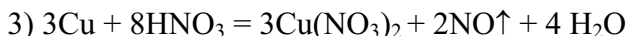
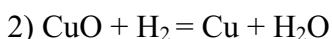
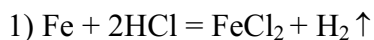


$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}$; $M(\text{Zn}) = 65 \text{ г/моль}$; $M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль}$.

Находим количество железа и цинка $11,2 / 56 = 0,2 \text{ моль Fe}$, $26 / 65 = 0,4 \text{ моль Zn}$. Тогда из уравнений реакций (1,2) количество FeS равно $0,2 \text{ моль}$, а ZnS - $0,4 \text{ моль}$. Количество H_2S , образующегося по реакции (3,4) равно $0,2 + 0,4 = 0,6 \text{ моль}$. Следовательно, по реакции (5) образуется и израсходуется такое же количество, т.е. $0,6 \text{ моль CuSO}_4$ или $0,6 \cdot 160 = 96 \text{ г}$. Объем раствора сульфата меди(II) с массовой долей 10% составит: $96 \cdot 100 / 10 \cdot 1,1 = 872,7 \text{ см}^3$.

Пример 172* Газ, образовавшийся при действии $38,84 \text{ см}^3$ раствора соляной кислоты с массовой долей $7,3 \%$ ($\rho = 1,03 \text{ г/см}^3$) на железо массой $1,12 \text{ г}$, пропущен через трубку, содержащую оксид меди(II) массой $1,60 \text{ г}$. Какие вещества, образовались в трубке и какой объем раствора азотной кислоты с массовой долей $32,0 \%$ ($\rho = 1,20 \text{ г/см}^3$) потребуется для их растворения?

Решение



$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}$; $M(\text{CuO}) = 80 \text{ г/моль}$; $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}$;

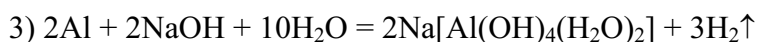
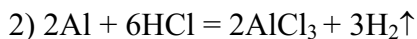
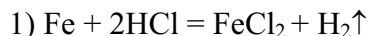
$M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль}$.

Масса HCl в растворе составит $38,8 \cdot 1,03 \cdot 0,073 = 2,92 \text{ г}$ или $2,92 / 36,5 = 0,08 \text{ моль}$. Из условия задачи количество железа равно $1,12 / 56 = 0,02 \text{ моль}$ и CuO - $1,6 / 80 = 0,02 \text{ моль}$. Так как HCl $0,08 \text{ моль}$,

т.е. избыток, то в реакции (1) участвует 0,02 моль железа и образуется 0,02 моль водорода. Из уравнения реакции (2) количество меди равно количеству CuO, т.е. 0,02 моль или $0,02 \cdot 64 = 1,28$ г Cu. Следовательно, в реакции (3) участвует 0,02 моль меди или $\frac{8}{3}$ HNO₃, т.е. $0,02 \cdot \frac{8}{3} = 0,0533$ моль HNO₃, что составляет $0,0533 \cdot 63 = 3,36$ г. С учетом условия задачи потребуется раствора азотной кислоты ($\omega = 32\%$) $3,36 \cdot 100/32 = 10,5$ г или $10,5/1,2 = 8,75$ см³.

Пример 173 Смесь железа, алюминия и меди массой 5,0 г обработали избытком раствора соляной кислоты, при этом выделился водород объемом 1,900 дм³ (н.у.). При действии на эту смесь массой 3,0 г концентрированным раствором NaOH получили водород объемом 0,672 дм³ (н.у.). Определите состав исходной смеси (ω , %).

Решение



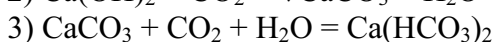
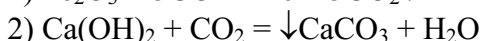
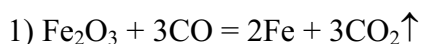
$M(\text{Al}) = 27$ г/моль; $M(\text{Fe}) = 56$ г/моль; $M(\text{Cu}) = 64$ г/моль.

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 $\frac{2}{3}$ 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 $5,0 \cdot 0,54/3 = 0,9$ г Al или $0,9/27 = 0,0333$ моль.

Количество водорода, выделившегося по реакции (2) составит $\frac{3}{2}$ моль Al или $0,0333 \cdot \frac{3}{2} = 0,05$ моль, а объем водорода равен $0,05 \cdot 22,4 = 1,12$ дм³. Тогда объем водорода, выделившийся по реакции (1) составит $1,90 - 1,12 = 0,78$ дм³ 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 174* Для восстановления оксида железа(III) до металлического железа потребовался оксид углерода(II) объемом 0,896 дм³ (н.у.). Образовавшийся в результате реакции газ поглотили раствором, содержащим гидроксид кальция массой 2,22 г. Определите исходное количество оксида железа(III) и количества веществ, образовавшихся в результате поглощения газа раствором гидроксида кальция.

Решение



$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160$ г/моль; $M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74$ г/моль;

$M(\text{CaCO}_3) = 100$ г/моль; $M(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 162$ г/моль.

Из условия задачи и уравнения (1) рассчитываем объем CO₂, он равен 0,896 дм³ или $0,896/22,4 = 0,04$ моль. Количество Ca(OH)₂ составляет $2,22/74 = 0,03$ моль. Из уравнения реакции (1) количество Fe₂O₃ составит $\frac{1}{3}$ моль CO или $(\frac{1}{3}) \cdot 0,04$ моль, а масса Fe₂O₃ будет равна $(0,04/3) \cdot 160 = 2,13$ г. В реакцию (2) вступит 0,03 моль CO₂ и образуется 0,03 моль CaCO₃. Оставшийся CO₂ в количестве 0,01 моль образует по реакции (3) 0,01 моль Ca(HCO₃)₂ или $0,01 \cdot 162 = 1,62$ г. Для образования 0,01 моль Ca(HCO₃)₂ потребуется такое же количество CaCO₃. Следовательно всего образовалось CaCO₃ $0,03 - 0,01 = 0,02$ моль или $0,02 \cdot 100 = 2$ г.

Пример 175 Вычислите массовую долю хрома в смеси хромата калия и дихромата калия, в которой массовая доля калия равна 35 %.

Решение

$M(\text{K}_2\text{CrO}_4) = 194$ г/моль; $M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 294$ 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:

$$\omega(\text{K}) = 78/(294 - 100x) = 0,35$$

$$\text{откуда } x = 0,71.$$

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

704 Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

- а) $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow (\text{Cu}(\text{NH}_3)_4)\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}$;
- б) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$;
- в) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Fe}(\text{OH})_4]$;
- г) $\text{Cr} \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4$;
- д) $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$;
- е) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$;
- ж) $\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \text{AgCl} \rightarrow \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \rightarrow \text{AgBr} \rightarrow$

AgI.

705 Закончите уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

- 1 $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{очень разб.}) \rightarrow$
- 2 $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$
- 3 $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$
- 4 $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{AuCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Au} + \dots$
- 5 $\text{FeCl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 6 $\text{Cu} + \text{NaClO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \dots$
- 7 $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HMnO}_4 + \dots$
- 8 $\text{NaI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 9 $\text{KClO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$
- 10 $\text{As} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 +$
- 11 $\text{KBiO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 +$
- 12 $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow$
- 13 $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \dots$

706 Какие сложные вещества можно получить, имея: а) N_2 , O_2 , Ag и H_2 ; б) Fe , Cl_2 , H_2O , KOH ? Напишите уравнения реакций и назовите полученные вещества.

707 Предложите несколько способов получения оксида железа(III), используя железо, концентрированную азотную кислоту, карбонат кальция, воду или продукты их взаимодействия (не менее 3 способов).

708 Растворимость сульфида железа при некоторой температуре составляет $5,35 \cdot 10^{-9}$ в 100 см^3 раствора. Рассчитайте произведение растворимости сульфида железа.

709 Определите степень чистоты (ω , %) 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.

710 Какие массы KMnO_4 и H_2O_2 необходимы для получения кислорода объемом 11,2 дм^3 (н.у.) при проведении реакции в кислой среде.

711 Какой объем раствора азотной кислоты с массовой долей 8 % ($\rho = 1,044 \text{ г/см}^3$) потребуется для растворения меди массой 24 г? Какой объем (н.у.) NO выделяется при этом?

712 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 %?

713 Какую массу медного купороса можно получить из руды массой 1,0 т, в которой массовая доля медного колчедана (CuFeS_2) составляет 20 %.

714 Медно - калийное удобрение содержит в массовых долях: K_2O - 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 %?

715 После длительного прокаливания порошка меди на воздухе масса его увеличилась на 1,8 г. Определите (ω , %) образовавшейся смеси и ее массу.

716 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 (ω , %).

717 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.

718 Сплав меди с алюминием представляет собой химическое соединение, содержащее 12,3 % алюминия. Определите формулу этого соединения.

719 Смесь меди и цинка массой А г обработали избытком раствора соляной кислоты. При этом выделился газ объемом В дм^3 , измеренный при 280 К и давлении $2 \cdot 10^5$ Па. Вычислите массу цинка в смеси.

720 На растворение смеси меди и оксида меди(II) массой 18 г израсходован раствор серной кислоты массой 50 г с массовой долей 90 %. Вычислите массу меди в смеси.

721 При взаимодействии гидроксида меди(II) массой 3,92 г и 150 см^3 водного раствора аммиака с массовой долей 25 % ($\rho = 0,907 \text{ г/см}^3$) образовался раствор гидроксида тетрааминмеди(II). Определите массовую долю (%) гидроксида тетрааминмеди(II) в полученном растворе.

722 Какая масса хромистого железняка, содержащего 30 % $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ потребуется для получения хрома массой 0,5 т?

723 Сплав содержит никель и хром с массовыми долями 80 и 20 % соответственно. Вычислите, сколько молей Ni приходится на 1 моль Cr.

724 Какой объем 0,5 н раствора дихромата калия потребуется для полного окисления в кислой среде иодида калия массой 22 г?

725* В трех пробирках находятся растворы нитрата серебра, бертолетовой соли и дихромата калия. При действии одного и того же реактива на содержимое этих пробирок в первой из них выпадает белый осадок массой 57,4 г, а во второй и третьей образуется хлор объемом 13,44 дм^3 (н.у.). Назовите формулу использованного реактива. Определите исходные массы солей в пробирках.

726 Какую массу CrO_3 можно получить из дихромата калия массой 147 г? Какую массу этилового спирта можно окислить им до альдегида?

727 Какая масса хлорной извести потребуется для окисления сульфата хрома(III) массой 18 г?

728 Найдите объемы 2 М раствора KOH ($\rho = 1,09 \text{ г/см}^3$) и раствора H_2O_2 ($\rho = 1,00 \text{ г/см}^3$) с массовой долей 3 %, которые необходимы для реакции с сульфатом хрома(III) массой 200 г.

729 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 %?

730 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.

731 Какая масса перманганата калия потребуется для окисления сульфата железа(II) массой 7,6 г в кислом растворе?

732 В одном из специальных сортов стали доля углерода, кремния, марганца, фосфора и серы составляет соответственно 0,32; 0,47; 2,20; 0,11; 0,06 %. Рассчитайте число атомов всех указанных элементов, приходящиеся на 1000 атомов углерода.

733 При нагревании смеси KClO_3 и KMnO_4 массой 8,1 г выделился газ объемом 2,24 дм^3 (н.у.). Определите состав смеси (ω , %).

734 На смесь, состоящую из металлического железа и оксидов железа(II и III) массой 2,000 г, действовали соляной кислотой. При этом выделился водород объемом 224 см³ (н.у.). При восстановлении этой смеси массой 2,000 г водородом получена вода массой 0,423 г. Вычислите состав исходной смеси в массовых долях (%).

735* В запаянном сосуде, наполненном кислородом, прокалили карбонат железа(II) массой 11,6 г. Объем сосуда равен 3,36 дм³. Первоначальное давление в сосуде равно 1 атм. Рассчитайте давление в сосуде после прокаливания и охлаждения до исходной температуры (0 °C). Объемом твердого вещества пренебречь.

736 Определите массу чугуна, образующегося при переработке чистого магнитного железняка массой 928 т, если известно, что полученный чугун содержит углерод ($\omega = 4\%$).

737* Вещества, оставшиеся от прокаливания смеси алюминия с железной окалиной без доступа воздуха, растворили в щелочи. При этом выделился газ объемом 13,44 дм³ (н.у.). При растворении такого же количества этих веществ в растворе соляной кислоты выделился газ объемом 53,76 дм³ (н.у.). Определите массу веществ в исходной смеси. Как называется реакция между алюминием и Fe₃O₄ и какое значение она имеет?

738 При растворении сплава меди, железа и алюминия массой 6,00 г в растворе HCl образовался водород объемом 3,024 дм³ (н.у.) и нерастворившийся остаток массой 1,86 г. Определите состав сплава (ω , %).

739 Какой объем 2 М раствора KOH расходуется при взаимодействии Cl₂ объемом 5,6 дм³ (н.у.) с KCr(SO₄)₂?

740 Какие объемы 2 М раствора KOH и раствора H₂O₂ с массовой долей 3 % ($\rho = 1,0$ г/см³) потребуется для реакции с сульфатом хрома(III) массой 200 г?

741 Чему равна масса калийной селитры, которая расходуется на получение K₂MnO₄ из технического пиролюзита (MnO₂) массой 4,35 кг, содержащего примеси, массовая доля которых составляет 12 %?

742 Вычислите массовую долю FeSO₄ в образце соли, частично окислившейся кислородом воздуха, если на титрование 25,0 см³ ее раствора затрачено 20,0 см³ 0,025 н раствора KMnO₄. Раствор исходной соли был приготовлен из навески массой 0,38 г в мерной колбе емкостью 100,0 см³.

743 Чему равна масса красного железняка (Fe₂O₃), содержащего примеси, массовая доля которых составляет 10 %, который расходуется при его сплавлении со смесью KNO₃ и KOH для получения феррата калия (K₂FeO₄) массой 79,2 кг?

744 К 50 см³ раствора хлорида железа(III) ($\omega = 10\%$, $\rho = 1,09$ г/см³) добавили гидроксид калия массой 5,0 г. Выпавший осадок отфильтровали и прокалили. Определите массу твердого остатка.

745* Определите концентрацию раствора (ω , %), полученного после взаимодействия 150 см³ раствора HCl ($\omega = 20\%$, $\rho = 1,10$ г/см³) сначала с железной окалиной Fe₃O₄ массой 10,0 г, а потом с избытком железных опилок.

746* Для полного восстановления оксида металла использовали смесь оксида углерода(II) и водорода. При этом образовалась вода, массой 18,0 г и газ объемом 11,2 дм³ (н.у.). Продукт реакции растворили в концентрированной H₂SO₄ при нагревании. Образовавшееся соединение давало синее окрашивание с K₄[Fe(CN)₆]. Определите состав оксида и состав газов (ϕ , %) в исходной смеси.

747* При сжигании металла в кислороде образовался оксид массой 2,32 г, для восстановления которого до металла потребовался CO объемом 0,896 дм³ (н.у.). Восстановленный металл растворили в разбавленной серной кислоте. Полученный раствор давал синий осадок с красной кровяной солью. Определите формулу оксида.

8 ОПРЕДЕЛЕНИЕ НЕИЗВЕСТНЫХ ВЕЩЕСТВ ПО ИХ СВОЙСТВАМ

748 Как можно различить внешне сходные между собой вещества: BaSO₄ и BaSO₃; MgO и BaO; CaCO₃ и Ca(OH)₂; CaO и ZnO; AgCl и PbCl₂.

749 В трех пробирках находятся растворы Na₂CO₃, Na₂SO₄ и K₂CrO₄. Что будет наблюдаться, если в каждую пробирку добавить раствор BaCl₂, а потом соляную кислоту?

750 Как различить вещества: а) NaCl, NH₄Cl, CaCl₂, PbCl₂; б) BaCO₃, BaSO₄, Pb(NO₃)₂, BaCl₂?

751 Как проверить, содержит ли: а) NaCl примесь NH₄Cl; б) NaOH примесь Na₂CO₃; в) CuSO₄ примесь CaCO₃?

752 В пяти пробирках находятся растворы NaOH, NaCl, Na₂S, NaI и NH₄OH. Как определить эти вещества, используя один дополнительный реактив? Напишите уравнения реакций.

753 В банках без этикеток находятся твердые вещества: Na₃PO₄, KNO₃, CuSO₄. Определите каждое вещество и напишите уравнения реакций.

754 По каким внешним признакам можно определить, в какой среде проходила реакция восстановления KMnO₄? Приведите примеры таких реакций и напишите их уравнения.

755 Какие две реакции используют для открытия иона Fe³⁺? Напишите уравнения этих реакций.

756 В банках без этикеток находятся твердые вещества: NaCl; Na₂CO₃, Al(NO₃)₃, CH₃COONH₄. Используя их химические свойства определите каждое вещество, подтвердив ответ соответствующими уравнениями реакций.

757 Как провести разделение ионов Cu²⁺ и Fe²⁺, одновременно присутствующих в растворе?

758 Какие внешние изменения происходят при пропускании хлора в раствор K₄[Fe(CN)₆]. Напишите уравнение реакции.

759 В трех пробирках находятся растворы солей Zn²⁺, Cd²⁺, Hg²⁺. Как определить эти вещества, используя один дополнительный реактив? Напишите уравнения реакций.

760 В банках без этикеток находятся твердые вещества: NaCl, Na₂CO₃, Na₂SO₃, NaNO₃, AgNO₃, BaCl₂, Na₂SO₄, Na₂SiO₃. Определите каждое вещество, используя их химические свойства. Напишите уравнения реакций.

761 С помощью каких реакций можно доказать присутствие в растворах ионов: Cl⁻, SO₄²⁻, CO₃²⁻, SO₃²⁻, SiO₃²⁻, CrO₄²⁻, S²⁻?

762 В растворе находится смесь нитратов Ba²⁺, Zn²⁺, Cd²⁺, Hg²⁺. При помощи каких реакций можно разделить эти катионы?

763 Можно ли, пользуясь только индикатором (каким?), различить растворы хлоридов бария и цинка? Какие два реагента можно использовать для этой цели?

764 Как можно отличить сплав цинка с медью от чистой меди? Напишите уравнения реакций.

765 Какие внешние изменения происходят при приливании: а) раствора H₂SO₄ к раствору хромата калия; б) раствора щелочи к раствору дихромата калия? Напишите уравнения реакций.

766 Какими реакциями можно обнаружить в образце: а) оксида цинка наличие оксида свинца(II); б) сурика (Pb₃O₄) наличие оксида свинца(IV)?

767 Как можно очистить медный купорос от примеси: а) песка и мела; б) сульфата железа(III); в) сульфата алюминия?

768 Если к раствору соли некоторого металла прибавить иодид калия, то выпадает бурый осадок, который становится белым при добавлении раствора Na₂S₂O₃ или Na₂SO₃. 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.

769 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?

770 Какой объем 0,25 н раствора сульфида натрия требуется для осаждения сульфидов цинка, кадмия и ртути(II) из раствора смеси нитратов цинка, кадмия, ртути(II) массой 1,5 г в соотношении 4 : 1 : 5?

771 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 HCl выделяется смесь газов объемом 8,96 дм³ (н.у.), при пропускании которых через раствор Pb(NO₃)₂ образуется осадок черного цвета массой 47,8 г. Определите содержание сплава (ω, %), назовите неизвестный металл.

772 Стружки неизвестного, предварительно нагретого металла сгорели в сосуде с газом, полученным при взаимодействии оксида марганца(IV) массой 34,8 г и 336 см³ раствора соляной кислоты с массовой долей 36,5 % (ρ = 1,19 г/см³). Образовавшееся в результате реакции вещество с желтой кровяной солью (K₄[Fe(CN)₆]) дает темно-синий осадок. Рассчитайте исходную массу металла и назовите его.

773 Бесцветный газ, который горит синеватым пламенем, объемом 56 дм³ (н.у.) пропущен над порошком некоторого металла при 150 - 200 °С. В результате образовалась бледно-желтая жидкость массой 98 г, которая при нагревании в вакууме разлагается с выделением чистого металла и исходного газа. Определите, какой металл и какой газ образуют это соединение.

774 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 ($K_3[Fe(CN)_6]$) дает темно-синий осадок. При пропускании смеси Б и Д через воду выпадает вещество А. Назовите все вещества.

775 При взаимодействии диоксида марганца массой 52,2 г и 336 см³ раствора соляной кислоты с массовой долей 36,5 % ($\rho = 1,19$ г/см³) 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.

776* При полном разложении смеси $CaCO_3$ и неизвестной соли А образовалась смесь твердого вещества массой 43,2 г, вода массой 7,2 г и выделилась смесь двух газов объемом 13,44 дм³ (24,8 г), один из которых нерастворим в воде и химически малоактивен. После обработки продуктов реакции избытком воды остался нерастворимый в воде оксид массой 15,2 г, содержащий металл(III) с массовой долей 68,5 %. Молярная масса исходной соли А равна 252 г/моль. Определите формулу соли. Ответ подтвердите расчетами.

777 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.

778 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.

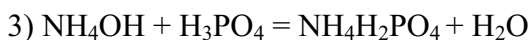
779 При разложении смеси двух солей А и Б одной и той же кислотой образуется металл, соль и смесь газов. Соль Б применяется в медицине и производстве зеркал под названием "ляпис", а соль А - при термическом разложении образует смесь двух газов, один из которых бурого цвета. Одна из исходных солей окрашивает пламя в фиолетовый цвет, а при обработке смеси исходных солей раствором $BaCl_2$ выпадает белый творожистый осадок. Назовите заданные соли, ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

780* В двух сосудах находятся два различных газа А и Б. Оба газа бесцветны, обладают неприятным запахом и имеют массу 6,8 г. При горении на воздухе газа А образуется вода массой 5,4 г и газ С (простое вещество), нерастворимый в воде и химически малоактивный. При сжигании газа Б в избытке кислорода образуется вода и газ Д, растворимый в воде и способный обесцветить бром массой 16,0 г. При пропускании газа Б через раствор $Pb(NO_3)_2$ выпадает черный осадок массой 23,9 г. Смесь газов С и Д объемом 4,48 дм³ имеет массу 9,2 г. Назовите исходные газы. Ответ подтвердите расчетами.

9 ВЫЧИСЛЕНИЯ ПРИ РЕАКЦИЯХ СО СМЕСЯМИ

Пример 176 Смесь азота и водорода пропущена над катализатором, при этом объем смеси уменьшился с 28,0 дм³ до 20,6 дм³ (н.у.). Какова будет массовая доля растворенного вещества (%), если полученный газ растворить в воде объемом 20,0 см³? Какая масса раствора H_3PO_4 с массовой долей 20 % вступит в реакцию с полученным раствором для получения $NH_4H_2PO_4$?

Решение



$M(NH_3) = 17$ г/моль; $M(H_2O) = 18$ г/моль; $M(NH_4OH) = 35$ г/моль;

$M(H_3PO_4) = 98$ г/моль.

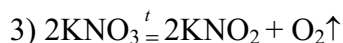
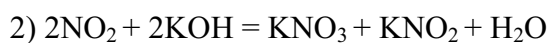
Пусть V - объем израсходованного азота по реакции (1). Тогда $(28-V) - 3V + 2V = 20,6$ и $V = 3,7$ дм³. Объем аммиака составит 2V или $2 \cdot 3,7 = 7,4$ дм³, а количество аммиака будет равно $7,4/22,4 = 0,33$ моль. По уравнению (2) количество NH_4OH равно количеству воды и количеству аммиака, т.е.

масса воды, вступившей в реакцию (2) составит $0,33 \cdot 18 = 5,94$ г, а масса NH_4OH , образующегося по реакции (2) будет равна $0,33 \cdot 35 = 11,55$ г. Масса воды, оставшейся после реакции равна $20,00 - 5,94 = 14,06$ г, а масса раствора составит $(14,06 + 11,55) = 25,61$ г. Тогда $\omega(\text{NH}_4\text{OH}) = 11,55 \cdot 100 / 25,61 = 45,1 \%$.

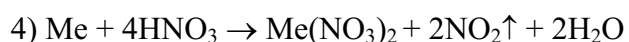
По уравнению (3) количество H_3PO_4 равно 0,33 моль или $0,33 \cdot 98 = 32,34$ г и масса раствора H_3PO_4 ($\omega = 20 \%$) составит $32,34 \cdot 100 / 20 = 161,7$ г.

Пример 177 После обработки смеси двух металлов массой 70 г концентрированной азотной кислотой получили нитрат металла(II), оксид азота(IV) и остался металл(III) массой 54 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:



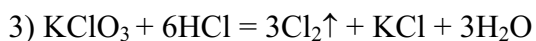
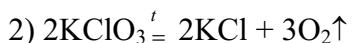
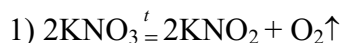
Из уравнения (1) следует, что 54 г Al (2 моль) реагирует с Cl_2 объемом $67,2 \text{ дм}^3$ (3 моль). Из уравнений (2, 3) для образования 1 моль кислорода потребуется 4 моль NO_2 . Из условия задачи количество кислорода составит $2,8 / 22,4 = 0,125$ моль. Следовательно, при реакции металла(II) с азотной кислотой должно образоваться $4 \cdot 0,125 = 0,5$ моль NO_2 , а масса этого металла в смеси составит $(70 - 54) = 16$ г. Реакция металла (II) с концентрированной азотной кислотой протекает по схеме:



Из уравнения реакции (4) следует, что $m(\text{Me}) = 16 \cdot 2 / 0,5 = 64$ г или молярная масса металла(II) составляет 64 г/моль, т.е. это медь.

Пример 178* Имеется смесь KCl , KNO_3 и KClO_3 . Определите массы солей в смеси, если известно, что при нагревании смеси массой 16,98 г выделился газ объемом $2,240 \text{ дм}^3$ (н.у.) а при действии избытка раствора соляной кислоты на эту же массу смеси выделился хлор объемом $2,688 \text{ дм}^3$ (н.у.).

Решение

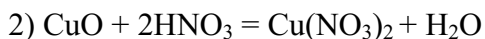
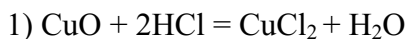


$$M(\text{KClO}_3) = 122,5 \text{ г/моль}; M(\text{KNO}_3) = 101 \text{ г/моль}.$$

Количество хлора равно $2,688 / 22,4 = 0,12$ моль, а масса KClO_3 по реакции (3) составит $0,12 \cdot 122,5 / 3 = 4,90$ г или $4,90 / 122,5 = 0,04$ моль. Из 0,04 моль KClO_3 образуется по реакции (3) 0,06 моль O_2 (реакция 2) или $0,06 \cdot 22,4 = 1,344 \text{ дм}^3$. Количество кислорода по реакции (1) составит $0,10 - 0,06 = 0,04$ моль (общее количество кислорода равно $2,24 / 22,4 = 0,1$ моль), а количество нитрата калия равно 0,08 моль или $0,08 \cdot 101 = 8,08$ г. Общая масса $\text{KNO}_3 + \text{KClO}_3$ равна $8,08 + 4,90 = 12,98$ г, а масса хлорида калия составит $16,98 - 12,98 = 4,00$ г.

Пример 179* Смесь растворов HCl и HNO_3 массой 100,0 г растворяет максимально CuO массой 24,0 г. После упаривания раствора и прокаливании масса остатка составила 29,5 г. Напишите уравнения реакций и определите состав смеси (ω , %).

Решение



$M(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 188 \text{ г/моль}$; $M(\text{CuO}) = 80 \text{ г/моль}$;

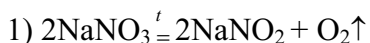
$M(\text{CuCl}_2) = 135 \text{ г/моль}$; $M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль}$.

Пусть масса CuO , вступившего в реакцию (2) будет x г, тогда масса CuO по реакции (1) будет составлять $(24 - x)$ г, а масса нитрата меди(II) по реакции (2) составит $188 \cdot x / 80$ г. Масса хлорида меди(II) по реакции (1) равна $[135(24 - x) / 80]$ г. После упаривания раствора и прокаливании масса $\text{CuO} + \text{CuCl}_2$ составит $[135(24 - x) / 80 + x] = 29,5$ г. Откуда $x = 16$ г или $16 / 80 = 0,2$ моль. Тогда по реакции (2) количество HNO_3 будет равно 0,4 моль или $0,4 \cdot 63 = 25,2$ г и $\omega(\text{HNO}_3) = 25,2 \%$.

Масса CuO равна $24 - 16 = 8$ г или $8 / 80 = 0,1$ моль. Следовательно, в реакцию (1) вступит 0,2 моль HCl или $0,2 \cdot 36,5 = 7,3$ г и $\omega(\text{HCl}) = 7,3 \%$.

Пример 180 При нагревании смеси нитратов натрия и свинца образовался оксид свинца(II) массой 22,3 г и выделились газы объемом 6,72 дм³ (н.у.). Рассчитайте массу смеси исходных веществ.

Решение



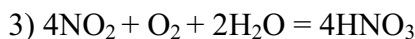
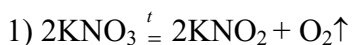
$M(\text{NaNO}_3) = 85 \text{ г/моль}$; $M(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 332 \text{ г/моль}$;

$M(\text{PbO}) = 223 \text{ г/моль}$.

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_2 и O_2 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 ($\nu_{\text{O}_2} = 6,72 / 22,4 = 0,30$ моль). Следовательно, в состав смеси входит $2 \cdot 0,05 = 0,1$ моль NaNO_3 или $0,1 \cdot 85 = 8,5$ г. Общая масса смеси составит $33,2 + 8,5 = 41,7$ г.

Пример 181 Газы, выделившиеся при прокаливании смеси нитратов калия и меди массой 28,9 г, пропущены через 150 см³ воды, при этом не поглотился газ объемом 1,12 дм³ (н.у.). Определите массы нитратов калия и меди(II).

Решение



$M(\text{KNO}_3) = 101 \text{ г/моль}$; $M(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 188 \text{ г/моль}$.

Из анализа уравнений (1-3) и условия задачи следует, что 1,12 дм³ кислорода образуется по реакции (1), что составит $1,12 / 22,4 = 0,05$ моль. Следовательно, в состав смеси входит 0,1 моль KNO_3 или $0,1 \cdot 101 = 10,1$ г. Тогда масса нитрата меди(II) в смеси составит $28,9 - 10,1 = 18,8$ г.

Задачи

781 При полном растворении в растворе соляной кислоты смеси NaHCO_3 и соли X, окрашивающей пламя в желтый цвет, массой 2,92 г образуется вода массой 0,54 г и выделяется смесь двух газов объемом 0,672 дм³ (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.

782* При растворении меди в кислоте X в зависимости от ее концентрации могут образоваться два газа А и Б. Бесцветный газ А при взаимодействии с кислородом воздуха образует бурый газ Б, который при взаимодействии с SO_2 снова образует газ А. Определите кислоту X, газы А и Б. Рассчитайте, одинаковые ли объемы кислоты X потребуются для растворения меди массой 6,4 г, если взяты растворы данной кислоты X с массовыми долями 60 % ($\rho = 1,345 \text{ г/см}^3$) и 40 % ($\rho = 1,250 \text{ г/см}^3$).

783* При прохождении смеси равных объемов SO_2 и O_2 над катализатором при 400°C 60 % (об.) SO_2 вступило в реакцию. Вычислите массовые доли (%) газов в полученной смеси, если температура и давление остаются постоянными.

784* Определите массу смеси газов объемом $1,0 \text{ дм}^3$ (н.у.), если смесь состоит из равных массовых долей N_2 и CO_2 . Какая соль и в каком количестве образуется при пропускании этой смеси объемом $1,0 \text{ дм}^3$ через раствор NaOH с массовой долей 28 % массой 50 г.

785 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 , %).

786* Смесь веществ, полученных после прокаливании смеси цинка и серы без доступа воздуха, растворили в избытке соляной кислоты, при этом осталось нерастворимое вещество массой 24,0 г и выделился газ. При сжигании его в избытке кислорода образуется новый газ, способный восстановить дихромат натрия массой 104,8 г в сернокислой среде. Определите массы цинка и серы в исходной смеси.

787 При взаимодействии смеси металлического цинка и его карбоната с раствором соляной кислоты выделился газ объемом $6,72 \text{ дм}^3$ (н.у.). После сжигания образовавшегося газа на воздухе и конденсации водяных паров объем его уменьшился до $4,48 \text{ дм}^3$ (н.у.). Рассчитайте массовую долю (%) цинка в исходной смеси.

788* Смесь карбоната кальция, хлорида калия и дихромата калия массой 15,61 г обработали избытком раствора соляной кислоты. При этом выделилась смесь газообразных продуктов объемом $3,28 \text{ дм}^3$ (н.у.). При пропускании исходной смеси над железной проволокой произошло увеличение массы железной проволоки на 9,23 г. Определите состав смеси.

789* При полном разложении смеси карбоната бария и неизвестной соли массой 11,64 г образуются твердые вещества массой 7,72 г и выделяется смесь трех газов объемом $2,016 \text{ дм}^3$ (н.у.), один из которых бурого цвета. После обработки твердых продуктов реакции избытком воды остается нерастворимый в воде оксид металла(II) массой 1,60 г, содержащий металл с массовой долей 80 %. Определите формулу неизвестной соли и состав смеси (ω , %). Ответ подтвердите расчетами.

790 Смесь газов, образовавшихся при термическом разложении нитрата свинца(II) массой 3,31 г, пропущена через 100 см^3 воды. Какова концентрация образовавшегося при этом раствора (г/дм^3)? Какой объем раствора KOH с массовой долей 5,7 % ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$) потребуется для полной нейтрализации полученного раствора?

791* Газы, выделившиеся при прокаливании смеси нитратов натрия и меди массой 27,25 г пропущены через $89,2 \text{ см}^3$ воды. При этом $1,12 \text{ дм}^3$ (н.у.) газа не поглотилось. Определите концентрацию полученного раствора (ω , %) и состав исходной смеси. Растворимостью кислорода пренебречь.

792 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 , %).

793 Имеется смесь оксида серы (IV) и кислорода объемом $2,0 \text{ дм}^3$. 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.

794 При обработке смеси серебра, алюминия и оксида магния массой 50 г избытком концентрированного раствора азотной кислоты образовался газ объемом $4,48 \text{ дм}^3$ (н.у.). При взаимодействии исходной смеси такой же массой с избытком раствора NaOH выделился газ объемом $6,72 \text{ дм}^3$ (н.у.). Определите состав исходной смеси (ω , %).

795 Смесь оксидов углерода(II и IV) массой 18 г занимает объем 11,2 дм³. Определите объем, который займет оксид углерода (II) после пропускания исходной смеси газов над раскаленным углем.

796* При обработке смеси карбоната кальция и цинка избытком раствора соляной кислоты выделились газы объемом 17,92 дм³ (н.у.). После пропускания получившейся смеси газов через раствор КОН с массовой долей 32 % ($\rho = 1,31 \text{ г/см}^3$) образовался карбонат калия, а объем газовой смеси уменьшился на 8,96 дм³. Рассчитайте состав исходной смеси (ω , %) и объем израсходованного раствора КОН.

797 На растворение смеси цинка и оксида цинка израсходовано 100,8 см³ раствора соляной кислоты с массовой долей 36,5 % ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$), при этом выделился газ объемом 8,96 дм³ (н.у.). Рассчитайте массу исходной смеси веществ.

798 При нагревании смеси кристаллической соды и гидрокарбоната натрия ее масса уменьшилась до 31,8 г, при этом выделился оксид углерода(IV) объемом 2,24 дм³ (н.у.). Рассчитайте массу исходной смеси солей.

799 Вычислите содержание оксида кальция (ω , %) в техническом кальции, если на растворение такого металла массой 1,0 г потребовалось 46 см³ 1 н раствора соляной кислоты.

800 Смесь серы с углем массой 9,5 г при сжигании образует смесь оксида серы(IV) и оксида углерода(IV) объемом 8,64 дм³ (н.у.). Рассчитайте массу угля в смеси.

801 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 дм³ (н.у.) и остается нерастворимый остаток массой 31 г.

802 Для превращения смеси NaOH и Na₂CO₃ массой 2,92 г в хлорид натрия потребовался хлороводород объемом 1,344 дм³ (н.у.). Рассчитайте состав исходной смеси.

803 Масса 1,0 дм³ смеси азота и водорода при 0 °С и давлении 2 атм. равна 1,0 г. Вычислите содержание азота в смеси (ϕ , %).

804 При растворении смеси железных и алюминиевых опилок массой 1,11 г в растворе HCl ($\omega = 18,3 \%$, $\rho = 1,09 \text{ г/см}^3$), выделился водород объемом 0,672 дм³. Определите состав смеси (ω , %) и объем раствора HCl, израсходованный на растворение смеси.

805 Смесь сульфата, нитрата и гидрокарбоната натрия массой 24,0 г прокалили при 300 °С. При этом выделился газ объемом 2,24 дм³ (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).

806 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.

807 В каком молярном соотношении находится смесь CaH₂ и CaC₂, если при обработке их водой образуются газы, которые полностью реагируют между собой в присутствии платины. Для сжигания образующегося при этом вещества требуется 17,5-кратный объем воздуха с содержанием кислорода 20 %.

808 При н.у. смесь NH₃ и CO₂ объемом 12 дм³ имеет массу 18 г. Определите объем каждого газа в смеси.

809* К 20,0 см³ оксида серы(IV) добавили 30,0 см³ оксида углерода(IV) (50 °С, 98 кПа). Во сколько раз число молекул в этой смеси будет меньше числа Авогадро?

810* В смеси сульфита кальция и гидрокарбоната кальция число атомов кальция в 6 раз больше числа атомов серы. Вычислите плотность по воздуху газовой смеси, образующейся при обработке этой смеси избытком разбавленного раствора серной кислоты.

811 После обработки серы избытком раствора КОН реакционную смесь выпарили, и сухой остаток обработали раствором HCl. Полученный при этом газ объемом 2,24 дм³ (н.у.) пропустили через воду, что привело к образованию осадка. Определите массу осадка.

812 Газ, полученный при прокаливании в присутствии MnO₂ хлората калия массой 4,9 г смешали с газом, полученным при взаимодействии кальция массой 6,0 г с водой. Определите состав смеси газов (ϕ , %).

813* Через трубку с порошком NaCl и NaI массой 3,0 г пропустили хлор объемом 1,3 дм³ (42 °С; $1,01 \cdot 10^5 \text{ Па}$). Полученное в трубке вещество прокалили, при этом его масса уменьшилась до 2,0 г. Определите состав исходной смеси (ω , %).

814* Вычислите массу осадка, образующегося при обработке разбавленным раствором хлорида кальция смеси дигидрофосфата натрия, гидрофосфата калия и гидрофосфата аммония, в которой отношение масс веществ равно 1 : 2 : 3 (в порядке перечисления), а суммарное количество всех веществ составляет 0,100 моль.

815* Смесь Si, Al и Fe массой 13,8 г обработали при нагревании водным раствором NaOH при этом выделился газ объемом 11,2 дм³ (н.у.). При действии на эту смесь массой 1,38 г избытком разбавленного раствора H₂SO₄ выделилось газа в 12,5 раза по объему меньше, чем в первом случае. Определите количества, и массы компонентов смеси.

816 Смесь веществ, образовавшихся после реакции алюминия со смешанным оксидом железа (Fe₃O₄), обработали раствором щелочи, в результате чего получен газ объемом 1,344 дм³ (н.у.). При обработке такого же количества этой смеси избытком HCl выделился газ объемом 5,376 дм³ (н.у.). Определите состав исходной смеси (ω, %).

817 На смесь MnO₂ и оксида Me (IV) массой 8,24 г подействовали избытком раствора HCl, при этом образовался газ объемом 1,344 дм³ (н.у.). Оксид металла(IV) с HCl не реагирует. Отношение молей в смеси 3 : 1 (MnO₂ : MeO₂). Определите формулу MeO₂ оксида металла (IV).

818 Смесь хлоридов Al и Cr (III) массой 317,0 г обработали избытком растворов KOH и хлорной воды. К полученному раствору добавили Ba(NO₃)₂ до полного осаждения желтого осадка массой 126,5 г. Определите содержание хлорида хрома в смеси (ω, %).

819* К 250 см³ раствора хромата натрия с концентрацией 0,529 моль/дм³ (ρ = 1,072 г/см³) добавили кристаллогидрат этой соли массой 50,0 г. Концентрация соли в новом растворе стала равной 1,273 моль/дм³ (ρ = 1,17 г/см³). Установите состав кристаллогидрата.

820* Смесь дихромата калия и дихромата аммония, в которой число атомов хрома в три раза меньше числа Авогадро, обработали избытком концентрированной соляной кислоты. Вычислите объем выделившегося при этом газа (101 кПа, 25 °C).

ОТВЕТЫ

1.1

1. 63; 78; 152; 152; 174; 164; 58,5; 138 г/моль; 3,18; 2,56; 1,32; 1,32; 1,14; 1,22; 3,42; 1,44 моль. 2. а) 10 моль; б) $1,5 \cdot 10^4$ моль; в) 0,5 моль; г) 500 моль; д) 0,2 моль; 3. $7,08 \cdot 10^{22}$ молекул NH₃; $2,74 \cdot 10^{22}$ молекул CO₂ 4. $0,54 \cdot 10^{20}$ молекул 5. 1,34 моль 6. 11,20 дм³ H₂; 1,40 дм³ CH₄; 0,80 дм³ CO; 0,75 дм³ NO; 0,70 дм³ O₂; 7. 44,64 моля 8. 44,8 дм³ N₂; 448 дм³ O₂; 56 дм³ CO₂; 56 дм³ CO 9. 443,9 см³ 10. 632,5 см³ 11. 827,4 см³ 12. 0,29 дм³ 13. 4,31 дм³ 14. 82,28 кПа 15. 839,49 см³.

1.2

16. 42,05 а.е.м. 17. а) 16 а.е.м.; б) 26,04 а.е.м. 18. тяжелее: CO₂, NO₂, Cl₂; легче: CO, NH₃ 19. 15,33 20. 6 21. 116 г/моль; CH₃(CH₂)₄COOH 22. 6 ат. S; 4 ат. P 23. 47 г/моль; 1,62 24. 28 а.е.м. 25. 10,3 дм³ O₂; 0,9 дм³ CO₂ 26. 5,5 27. 80 % O₂ и 20 % O₃ 28. 28 29. а) 0,168 г; б) 1,23 кг; в) 1,456 кг 30. 43 дм³ 31. 58 г/моль 32. 58 а.е.м. 33. 820,57 дм³ 34. 9,94 г 35. 71 а.е.м. 36. 935,7 мм рт.ст.; 124,408 кПа 37. 1000,7 г 38. $22,953 \cdot 10^3$ кПа 39. 293 К 40. 114,187 кПа 41. 64 а.е.м. 42. 32 а.е.м. 43. 54,8 кПа 44. а) 252,8 дм³; б) 43,0 дм³ 45. а) 0,168 г; б) 1225 г; в) 1457 г; г) 53,3 г 46. 28 а.е.м. 47. а) 28,9 г/моль; б) 44 г/моль; в) 44 г/моль 48. 560 дм³; 2667 дм³ 49. 87,5 % (об.); 82,4 % (масс.) 50. 4,62 дм³ NH₃; 7,38 дм³ CO₂

1.3

51. MgCO₃ 52. а) SO₃; б) Fe₂O₃; в) Cr₂O₃; г) K₂SO₄; д) C₂H₆O; е) Mg₂P₂O₇ 53. а) K₂Cr₂O₇; б) ZnCl₂; в) AgNO₃; г) C₈H₆ 54. а) CuFeS₂; б) CaSO₄; в) CaCO₃; г) Na₃AlF₆ 55. а) V₂O₅; б) HgO 56. C₂H₄O₂ 57. Ca₃(PO₄)₂

58. HNO_3 59. Na_2SO_4 60. MgCO_3 61. CaHPO_4 62. Al_2O_3 63. NH_3 64. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ 65. C_4H_{10} 66. B_2H_6 67. C_{10}H_8 68. COCl_2 69. C_6H_{14} 70. H_2S 71. Si_2H_6 72. $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ 73. HCN 74. $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ 75. $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ 76. $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 77. $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ 78. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 79. $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 80. $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 81. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ 82. 12 молей 83. $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ 84. $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ 85. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ 86. $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 87. $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ 88. $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ 89. $\text{C}_4\text{H}_8\text{SCL}_2$ 90. $(\text{NaH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \times \times 24\text{H}_2\text{O}$ 91. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ 92. $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ 93. 3,36 дм^3 94. Барий 95. 21,4 г 96. 259,31 г 97. 33,6 дм^3 98. 41,0 г 99. 0,56 г 100. Железо 101. 10,72% 102. 1,62 г 103. Железо 104. Бромид кальция 105. 78,4 % NaCl; 21,6 % KCl 106. 16,5 % NaF; 83,5 % LiF 107. 50,4 % NaHCO_3 ; 31,8 % Na_2CO_3 ; 17,8 % NaCl 108. 5,93 % Al; 49,23 % Fe; 44,84 % Al_2O_3 109. 1 : 1 110. 6,81 г; 2,84 г 111. 61,4 % Zn; 38,6 % Mg 112. 83,6 % Al; 16,4 % Mg 113. 75 % (об.) CO; 25 % (об.) CO_2 114. 22,22 т. 115. 17,31 % Al; 82,69 % Al_2O_3

1.4

121. 5,6 дм^3 ; 11,2 дм^3 ; 11,2 дм^3 122. 49 г/моль 123. 12 г/моль 124. 6,9 г/моль 125. 29,7 г/моль; 59,4 г/моль 126. 8,99 г/моль 127. 103,6 г/моль 128. 20 г/моль 129. 56,2 г/моль 130. 80,0 г/моль 131. 9,0 г/моль 132. 45,0 г/моль 133. 37,0 г/моль 134. 49 г/моль; 2 135. 41,0 г/моль; 2 136. 49,0 г/моль 137. 38,5 г/моль; 46,5 г/моль 138. 137,4 г/моль; барий 139. 108,0 г/моль 140. 19,5 г/моль 141. 32,62 г/моль 142. 68,5 г/моль 143. 64,5 г/моль 144. 23 г/моль 145. 9 г/моль 146. 32,7 г/моль 147. 108,0 г/моль 148. 40,0 г/моль 149. 44,8 дм^3 ; 20 г/моль 150. 0,28 г 151. 32,7 г/моль 152. 32,7 г/моль 153. 25,0 г/моль 154. 24,0 а.е.м. 155. 6,82 дм^3

2.3

217. 1,0002 а.е.м. 218. 16,004 а.е.м. 221. 28,08 а.е.м. 222. 75 % и 25 % 223. 10,8 а.е.м. 225. 54 % и 46 % 226. 20,2 а.е.м. 227. ^4_2He 228. ^1_1H . 229. $^{24}_{12}\text{Mg}(\alpha, e^-)^{28}_{14}\text{P}$ 231. а) $^{18}_9\text{F}$; б) $^{64}_{30}\text{Zn}$ 232. 2 233. ^9_3Li ; $^{24}_{12}\text{Mg}$; $^{210}_{82}\text{Pb}$ 235. 25 мг

4.1

261. 1506,98 кДж 262. -861,82 кДж; 38474 кДж 263. -3136,12 кДж 264. -528,91 кДж 265. -206,13 кДж; 618,39 кДж 266. -175,97 кДж; 78,56 кДж 267. -451,03 кДж 268. -726,6 кДж 269. 67,79 кДж 271. +77,4 кДж/моль 272. +185 кДж/моль 273. -92 кДж/моль 274. -242 кДж/моль 275. -46,5 кДж/моль 276. 2706 кДж 277. -393,32 кДж/моль 278. -1095,7 кДж/моль 279. -277,61 кДж/моль 280. -820,4 кДж/моль 281. -293,8 кДж 282. -46,175 кДж/моль 283. -100,53 кДж/моль 284. 226,76 кДж/моль 285. 90,37 кДж/моль 286. -74,88 кДж/моль 287. а) -257,22 кДж; б) -16,48 кДж; в) 41,18 кДж 288. 888,35 К 289. +24,05 кДж; 52,17 Дж/К 290. -1235,18 кДж; -216,15 Дж/К 291. 20,0 кДж 292. а) -778,39 кДж; б) 523,02 кДж; в) -130,54 кДж; г) -779,31 кДж 293. а) 385,9 К; б) 965,5 К; в) 662,2 К; г) 543,9 К 294. а) 118,77 Дж/К; б) -3,37 Дж/К 296. -38 кДж

4.2

297. а) 8; б) 16; в) 2; г) 16 298. 4 299. 0,006 300. 12 301. $4,5 \cdot 10^{-5}$ 302. Увеличится в 512 раз 303. Увеличится в 5 раз 304. Увеличится в 5 раз 305. Увеличится в 8 раз 306. 27 307. а) 2; б) 4,13 308. 40 ° 309. 3 310. 32 311. 60 ° 312. 2 313. 3; 27; 59049

4.3

314. $7,2 \cdot 10^{-3}$ 315. 1,25 моль/ дм^3 ; 1,75 моль/ дм^3 316. 0,1 моль/ дм^3 CO; 0,6 моль/ дм^3 CO_2 ; 0,25 моль/ дм^3 H_2 317. 1,25 318. 15,625 319. 9 320. 0,63 321. $6,3 \cdot 10^{-4}$ 322. 25 323. 0,4 324. 0,04 моль/ дм^3 CO; 0,02 моль/ дм^3 CO_2 325. 0,5 моль/ дм^3 ; 0,7 моль/ дм^3 326. 0,025 моль/ дм^3 ; 0,033 моль/ дм^3 327. 0,03 моль/ дм^3 CO и H_2O ; 0,05 моль/ дм^3 CO_2 и H_2 328. 2,95 моль/ дм^3 ; 1,85 моль/ дм^3 331. 625 раз

5.1

337. 0,20 338. 100 г 339. 353 г 340. 90,35 см^3 341. 461,5 см^3 ; 38,4 см^3 342. 1,52 моль/ дм^3 343. 9,2 % 344. а) 20 %; б) 38 %; в) 38 % 345. 450 г; 150 г 346. 32,5 % 347. 45,58 % 348. 352 г 349. 68,3 г; 59,2 г 350. 1,9 % 351. 1,94 дм^3 352. 0,14 г 353. 1,0 дм^3 354. 1,88 % 355. 1,66 % Na_2CO_3 ; 9,14 % NaCl 356. 59,6 г 357. 33,73 % 358. 129,7 г 359. 73,4 г 360. 1,1 г/ см^3 361. По 0,05 моль 362. 0,49 363. 13,08 моль/ дм^3 364. а) 4,26 моль/ дм^3 ; б) 8,52 моль/ дм^3 ; в) 33,4 % 365. 0,1 моль/ дм^3 366. 0,08 моль/ дм^3 367. 9,96 моль/ дм^3 ; 6,2 % 368. 5,1 %; 0,83 моль/ дм^3 369. 3,7 моль/ дм^3 ; 4,17 моль/кг; 931,8 г 370. 293,5 кг H_2O ; 706,5 кг H_2SO_4 371.

34,32 г **372.** 125 г **373.** 2,65 г **374.** 0,64 моль/дм³ **375.** 0,8 моль/дм³ **376.** 125 см³ **377.** Разбавить в 16 раз **378.** 210,21 см³ **379.** 30,08 см³

5.2

380. 1631,3 кг **381.** 33,33 % **382.** 35,0 г **383.** 20,4 %; 79,6 % **384.** 21,3 г **385.** 82,48 г **386.** 68,4 г **387.** 1,42 кг **388.** 6,2 г; 5,4 г **389.** 3,86 % **390.** 66,7 % O₂; 33,3 % N₂ **391.** 240 г; 136 г **392.** 50 г **393.** 15,63 **394.** 632,4 г **395.** 647,8 г **396.** 90,85 г **397.** 93,75 г **398.** 9,22 г **399.** 5,93 %; 0,40 моль/кг

5.3

400. 7,98•10⁵ Па **401.** 18,0 г **402.** 92,07 г/моль **403.** а) 156,0 кПа; б) 156,1 кПа **404.** 248 кПа **405.** 42,0 Па **406.** 5299,5 Па **407.** 74,0 а.е.м. **408.** 128 г/моль **409.** 14,6 % **410.** -1,03 °С **411.** 2,57 °С **412.** 6,45 % **413.** 60 г/моль **414.** 7,5 г **415.** 92 г/моль **416.** 1,13 г **417.** 8,26 % **418.** 3,92 г **419.** 81,26 °С **420.** 342 г/моль **421.** 3,9° **422.** 8 **423.** 442 г/моль **424.** 1,16 г **425.** -0,825 °С **426.** C₆H₁₂S₃ **427.** 34,1 а.е.м. **428.** 1,21 °С **429.** 5:3 **430.** 1,86 **431.** 0,9 **432.** 73% **433.** 90% **434.** 0,1 моль/кг **435.** AlCl₃ **436.** 2; 100 % **437.** 2,00; 1,00; 1,75 **438.** 1,4 **439.** 0,2 и 0,1 моль/дм³ **440.** 0,02 и 0,03 моль/дм³

5.4

441. 0,56 г **442.** I p-p в 10⁴ раз **443.** а) 2,5•10⁻²; 4,0•10⁻¹³ б) 3,2•10⁻¹¹; 3,0•10⁻⁴ моль/дм³ **444.** а) 6,70; б) 2,09; в) 9,67 **445.** а) 10,66; б) 8,90; в) 5,97 **446.** а) 0,01 моль/дм³; б) 0,10 моль/дм³; в) 0,001 моль/дм³ **447.** 3,38 **448.** а) 10,78; б) 5,05; в) 2,52; г) 3,37 **449.** 2,2•10⁻⁶ моль/дм³ **450.** 5•10⁻² моль/дм³ **451.** 1,34•10⁻³ моль/дм³ **452.** 2•10⁻²; 1,70; 45•10⁻²; 1,30 **453.** 10⁻¹; 1,0 **454.** 12,0 **455.** 3,37•10⁻¹²; 11,47 **456.** 5,76 **457.** 9,41 **458.** 1,8:1 **461.** 0,001 моль/дм³

5.6

473. 1,8•10⁻¹³ моль/дм³ **474.** 3,59 г **475.** 3,0 дм³ **476.** Выпадает **477.** 6,5•10⁻⁴ моль/дм³ **478.** 2,3•10⁻⁴ моль/дм³; 1,15•10⁻⁴ моль/дм³ **479.** 1,14•10⁻³ моль/дм³ **480.** 0,53•10⁻²⁴; 2,0•10⁻²⁹ **481.** 9,0•10⁻⁶ **482.** 1000 раз **483.** 10000 раз **484.** 2,3•10⁻⁴ г **485.** 0,78 % **486.** 1,74•10⁻³ г; 0,58 %

5.7

495. 861 г **497.** 7,31 дм³ **498.** а) 28,33 г; б) 16,45 г **499.** 3,4 г **500.** 100 см³ **502.** 34 см³

6.2

512. а) 35,28 г; б) 11,76 г **513.** 0,632 г **514.** Медь **515.** 58,8 г; 236 см³ **516.** 0,08 моль/дм³ **517.** 0,4 моль/дм³; 0,017 г/см³ **518.** 7,6 г **519.** 0,53 г **520.** 45 % FeO; 55 % Fe₂O₃ **522.** 16,62 г KClO₄; 17,90 г KCl **523.** 0,0028 % **524.** 222,0 г **525.** 0,6 моль NH₄HSO₃ **526.** 0,16 % **527.** FeS₂; 7,2 г **528.** 44,8 дм³ **529.** HCl; 28,8 % **532.** FeS₂; 24 г **533.** 16,35 % NaNO₃; 13,26 % NaNO₂; 6,36 % HNO₃

6.3

536. 0,30 моль/дм³ **537.** 0,1 моль/дм³ **538.** 1,89•10⁻² моль/дм³ **539.** а) -2,39В; б) 2,42В; в) -2,45В **540.** 1,89•10⁻¹² моль/дм³ **541.** 16,0 г **542.** 33,70 см³ **543.** 12,8 г Cu; 11,2 г Fe **544.** CuCl₂; 1,50% **545.** 8,59 г **546.** 10,09 г **548.** 0,68В **549.** 0,059В **550.** 0,029В **551.** 2,24В **552.** 1,97В **553.** 0,314В **554.** 1,725В **560.** 14,55 г; 16 % **561.** на 0,8 %

6.4

566. 0,112 г H₂; 0,895 г O₂ **567.** 1,56 г; 1,04 г **568.** 30 г/моль **570.** 15,5 ч; 3,23 дм³ O₂ **571.** 64,85 г; 11,2 дм³ **572.** 95,4% **573.** 2,8 дм³; 10,75 г **574.** 25,0 % **575.** 64 г/моль **576.** 5,03 г; 6,27 дм³; 3,13 дм³ **577.** 8,17 г Cu; 2,00 г O₂; 8,86 г Cl₂ **578.** 9,8 г H₂SO₄; 0,2 г H₂ **579.** 5,74 А **580.** 32,2 г; 1,67 дм³ **581.** 32,7 г/моль **582.** уменьшится на 4,44 г **583.** 0,56 г H₂; 71,00 г I₂ **584.** 4830 Кл **585.** 90 % **586.** LiH; нельзя **587.** 4,25% KOH **588.** 2,45 А **589.** 2,24 г **590.** 0,03 г H₂; 3,47 г Cl₂ **591.** 1,22 г Cl₂; 0,94 г H₂ **592.** 74,9 г KCl; 24,5 г KClO₃ **593.** 0,2 моль Cu; 0,1 моль O₂ **594.** уменьшится на 0,36 г **595.** 1 : 0,1 моль Cu; 0,1 моль O₂; 0,1 моль H₂SO₄ 2:0,2 моль H₂; 0,2 моль Cl₂; 0,4 моль NaOH **596.** 14,0 г

7.1

599. 56 м³ **600.** 28 % Li; 72 % Mg **601.** LiH **602.** 88,74 % **603.** 254,4 г **604.** 4,8 мэкв/дм³ **605.** 8,52 мэкв/дм³ **606.** 1,89 мэкв/дм³ **607.** 6,0 мэкв/дм³ **608.** 3,0 см³ **609.** 2,33 мэкв/дм³ **610.** 51,1 г **611.** 2,5 мэкв/дм³ **612.** 8 мэкв/дм³ **613.** а) 18,0 мэкв/дм³; б) 20,0 мэкв/дм³ в) 1,39 мэкв/дм³ **614.** 1,2 мэкв/дм³ **615.** 6,0 мэкв/дм³ **616.** 296 кг **617.** 16 мэкв/дм³ **618.** а) 20 мэкв/дм³ б) 6,0 мэкв/дм³ в) 4,8 мэкв/дм³ **619.** 6,0 мэкв/дм³ **620.** 6,00 г CaCO₃

621. 8 моль/дм³; 2,22 г; **622.** 14,2 г Na₂SO₄ **623.** 7,4 г Ca(OH)₂; 10,0 г CaCO₃; 13,6 г CaSO₄ **624.** 4,02 Ca; 11,2 г CaO **625.** кальций **626.** кальций **627.** 4,2 г CaH₂ **628.** 57,17 % **629.** CaSO₄·2H₂O **630.** 62 % **631.** 5,6 т; 2240 м³ **632.** 0,6 Al; 0,4 Mg **633.** 61,5 % Zn; 38,5 % Mg

7.2

637. 32 % Cu; 68 % Al **638.** в 1,34 раза **639.** 125,4 г **640.** 1,08 г Al; 1,92 г Cu **641.** 2,7 г Al; 6,4 г Cu; 2,4 г Mg **642.** 42,6 % Ca; 57,4 % Al **643.** 11,7 % Al₂O₃; 88,3 % NaAlO₂ **644.** CuO **645.** Al, Cu **646.** 110 кмоль O₂; 20 кмоль CO₂; 20 кмоль CO; 150 атм **647.** 9,0 % **648.** 1,35 % **649.** 120 т **650.** 14 г Si; 10 г CaCO₃ **651.** 93,9 % **652.** 2,1 моль Na₂CO₃; 2,1 моль CaCO₃; 12,6 моль SiO₂ **653.** 1,6 моль Na₂O; 7,8 моль SiO₂ **654.** 62,5 см³ **655.** 10,35 г KOH; 12,75 г KNO₂ **656.** а) 22,6 дм³; б) 33,0 дм³ **657.** 20,94 дм³ **658.** 0,77 т **659.** 39,7 % **660.** а) 16,47 % б) 35,00 % в) 21,21 % г) 35,00% **661.** 17,0 см³ **662.** 10 г H₂SO₄; 1,0 г HCl; 9,33 % Fe; 90,67 % Cu **663.** 352 атм **664.** 3,4 г PH₃ **665.** Ca **666.** 6 дм³ N₂; 11 дм³ O₂ **667.** 112,5 см³ NaOH; 0,3 моль Na₃PO₄ **668.** 171,43 г **669.** 4,31 г **670.** 35,27 % **671.** 52,5 кг **672.** 4,4 % NaOH; 9,4 % NaCl **673.** цинк **674.** 1,5 атм **675.** ≈ 10 атм **676.** 3,31 г **677.** 7,67 н **678.** 2 % об. H₂; 30 % об. O₂; 68 % об. Cl₂ **679.** 1,5 атм **680.** 75 см³ **681.** 0,2 моль NaHSO₃; 0,4 моль FeS **682.** 0,1 моль FeSO₄; 0,1 моль H₂SO₄ **683.** 6,0 серы; 0,25 атм **684.** 1,22 атм **685.** температура стакана с H₂SO₄ повысится **686.** 41,2 % O₂; 23,5 % SO₂; 35,3 % SO₃ **687.** ≈ 547 м³ **688.** 145,06 см³ **689.** 9,4 см³ **690.** FeS₂; 24 г **691.** 42,8 % **692.** 70,2 % **693.** 40,0 % **694.** иодид циркония **695.** 2,43 дм³ **696.** 7,1 % **697.** 2,84 % **698.** фтор, хлор; 2,24 дм³ **699.** 584,0 см³ **700.** 2,0 % KBr; 7,0 % KI **701.** 1,4 дм³ Cl; 0,4 дм³ H₂; 1,2 дм³ HCl **702.** 1,17 г NaCl; 2,98 г KCl; 8,76 % HCl **703.** 26,73 % HCl; 61,48 дм³ Cl₂

7.3

708. 3,7·10⁻¹⁹ **709.** 75,6 % **710.** 31,6 г KMnO₄; 17,0 г H₂O₂ **711.** 754 см³ HNO₃; 5,6 дм³ NO **712.** 883 кг **713.** 271,7 кг **714.** 90,0 %; 0,24 % **715.** 7,2 г Cu; 9,0 г CuO; 44,4 % Cu; 55,6 % CuO **716.** 39,0 % Zn; 61,0 % Cu **717.** CuSO₄ (ω = 20 %); 0,448 дм³ H₂S **718.** Cu₃Al **719.** 5,66 Б **720.** 12,5 г **721.** 8,5 % **722.** 3,59 т **723.** 3,6 моль **724.** 265 см³ **725.** HCl; 68,0 г AgNO₃; 24,5 г KClO₃; 58,8 г K₂Cr₂O₇ **726.** 100 г CrO₃; 69,0 г C₂H₅OH **727.** 17,5 г **728.** 2,55 дм³ KOH; 1,73 дм³ H₂O₂ **729.** 0,93 г **730.** 35,5 г Cl₂; 11,7 дм³ Cl₂ **731.** 1,58 г **732.** 628 ат. Si; 503 ат. Mn; 133 ат. P; 70 ат. S **733.** 81,23 % KClO₃; 18,77 KMnO₄ **734.** 0,56 г Fe; 0,72 г Fe₂O₃; 0,72 г FeO **735.** 1,5 атм **736.** 700 т **737.** 54,0 г Al; 139,2 г Fe₃O₄ **738.** 31,0 % Cu; 42,0 % Fe; 22,0 % Al **739.** 667 см³ **740.** 2,55 дм³; 1,73 дм³ **741.** 4,45 кг **742.** 80 % **743.** 35,6 кг **744.** 2,38 г Fe₂O₃ **745.** 29,8 % FeCl₂ **746.** FeO; 66,7 % H₂; 33,3 % CO **747.** Fe₃O₄

8

769. FeS **770.** 48,8 см³ **771.** 61,1% Fe; 38,9 % FeS **772.** 14,6 г Fe **773.** Fe; CO **774.** А-сера; Б-SO₂; В-FeS₂; Г-FeS; Д-H₂S **775.** сурьма **776.** (NH₄)₂Cr₂O₇ **777.** K₂SO₄; Na₂CrO₄; BaCl₂ **778.** Na₂S; Na₂SO₄; Na₂CrO₄ **779.** А-KNO₃; Б-AgNO₃ **780.** 3,4 г H₂S; 3,4 NH₃; А-NH₃; Б-H₂S; С-N₂; Д-SO₂ **781.** NaHSO₃; 0,03 моль NaCl (1,17 г) **782.** Х-HNO₃; А-NO; Б-NO₂; 33,5 см³ - 40 %; 30,5 см³ - 60 %

9

783. φ(O₂) - 41,2 %; φ(SO₂) - 23,5 %; φ(SO₃) - 35,3 % **784.** 1,53 г смеси; 0,017 моль Na₂CO₃ **785.** 49 % Ag; 51 % Cu **786.** 78,0 г Zn; 62,4 г S **787.** 6,54 г Zn (20,6 %) **788.** 1,64 г CaCO₃; 1,23 г KCl; 12,74 г K₂Cr₂O₇ **789.** 32,3 % Cu(NO₃)₂; 67,7 % BaCO₃ **790.** 12,6 г/дм³; 201,25 см³ **791.** 12,6 % HNO₃; 8,5 г NaNO₃; 18,75 г Cu(NO₃)₂ **792.** 5,12 % HCl **793.** 0,05 дм³ SO₂; 1,95 дм³ O₂ **794.** 43,2 % Ag; 10,8 % Al; 46,0 MgO **795.** 16,8 дм³ CO **796.** 40 CaCO₃; 24 г Zn; 106,9 см³ KOH **797.** 42,2 г **798.** 74 г **799.** 28 % **800.** 1,68 г угля **801.** 0,2 моль Zn; 0,4 моль Ca; 0,4 моль SiO₂ **802.** 0,82 г NaOH; 2,10 г Na₂CO₃ **803.** 35,5 % **804.** 75,7 % Fe; 24,3 % Al; 11,0 см³ HCl **805.** 8,4 г NaHCO₃ (0,1 моль); 8,5 г NaNO₃ (0,1 моль); 7,1 г Na₂SO₄ (0,05 моль) **806.** Исх. смесь: 36 г SiO₂; 106 г Na₂CO₃; после реакции: 73,2 Na₂SiO₃; 42,2 г Na₂CO₃ **807.** 1 : 1; **808.** 4,62 дм³ NH₃; 7,38 дм³ CO₂ **809.** 21 раз **810.** 1,58 **811.** 3,2 г **812.** 28,5 % O₂; 71,5 % H₂ **813.** 54,8 % NaJ; 45,2 % NaCl **814.** 10,9 CaHPO₄ **815.** 2,8 г Si; 5,7 г Al; 5,6 г Fe **816.** 28 % Al; 72 % Fe₃O₄ **817.** SnO₂ **818.** 25 % **819.** Na₂CrO₄ 4H₂O **820.** 12,3 дм³ Cl₂

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

- 1 Князев Д. А., Старыгон С. Н. Неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1990.
- 2 Коровин Н. В., Масленникова Г. Н., Мигулина Э. И., Филиппов Э. Л. Курс общей химии. М.: Высшая школа, 1990.
- 3 Гузей Л. С., Сокольская Е. М. Общая химия. М.: Изд-во МГУ, 1989.
- 4 Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1988.
- 5 Глинка Н. Л. Общая химия. Л.: Химия, 1988.
- 6 Хомченко Г. П., Цитович И. К. Неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1987.
- 7 Фролов В. В. Химия. М.: Высшая школа, 1986.
- 8 Лучинский Г. П. Курс химии. М.: Высшая школа, 1985.
- 9 Харин А. Н. Курс химии. М.: Высшая школа, 1983.
- 10 Крестов Г. А. Теоретические основы неорганической химии. М.: Высшая школа, 1982.
- 11 Некрасов Б. В. Учебник общей химии. М.: Химия, 1981.
- 12 Заварзина Е. Ф., Анкудимова И. А. Химия: Лекции к курсу / Под ред. М. И. Лебедевой. Тамбов: ТГТУ, 1996. Ч. 1.
- 13 Абакумова Н. А., Исаева Б. И., Анкудимова И. А., Александрова Р. Д. Химия: Лекции к курсу / Под ред. М. И. Лебедевой. Тамбов: ТГТУ, 1998. Ч. 2.
- 14 Лебедева М. И., Исаева Б. И., Анкудимова И. А., Александрова Р. Д. Практикум по химии. Тамбов: ТГТУ, 1997.
- 15 Кузьменко Н. Е., Магдесиева Н. Н., Еремин В. В. Задачи по химии для абитуриентов. М.: Просвещение, 1992.

СОДЕРЖАНИЕ

ОТ АВТОРОВ.....	3
.....	
1 ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ И ПОНЯТИЯ ХИМИИ	4
.....	
1.1 Моль. Закон Авогадро. Мольный объем газа	4
1.2 Определение молекулярных масс веществ в газообразном состоянии	6
.....	9
1.3. Вывод химических формул и расчеты по уравнениям	15

реакций	
1.4. Расчеты по закону эквивалентов	
2 СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА	21
2.1 Электронная оболочка атома	21
2.2 Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева	27 29
2.3 Ядерные реакции. Радиоактивность	
3 ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ	33
4 ЭЛЕМЕНТЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	37
4.1 Термохимия. Законы термохимии	37 48
4.2 Скорость химической реакции	53
4.3 Химическое равновесие. Смещение химического равновесия	
5 РАСТВОРЫ	57
5.1 Состав и приготовление растворов	57 66
5.2 Растворимость веществ. Насыщенные растворы	71 76
5.3 Некоторые физико-химические свойства растворов	80
5.4 Водородный показатель. Буферные растворы	84 89
5.5 Гидролиз солей	
5.6 Произведение растворимости. Условия образования осадков	
5.7 Растворы комплексных соединений	
6 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ (ОВР)	93
6.1 Степень окисления (окислительное число). Окисление и восстановление	93 95 109
6.2 Методика составления уравнений ОВР	116
6.3 Электродные потенциалы. Гальванические элементы.	
6.4 Электролиз	
7 ХИМИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ	125
7.1 s - элементы периодической системы Д. И. Менделеева	125 131
7.2 p - элементы периодической системы Д.	143

И. Менделеева . .

7.3 d - элементы периодической системы Д.

И. Менделеева . .

8. ОПРЕДЕЛЕНИЕ НЕИЗВЕСТНЫХ ВЕЩЕСТВ ПО ИХ СВОЙСТВАМ	150
.....	
9 ВЫЧИСЛЕНИЯ ПРИ РЕАКЦИЯХ СО СМЕСЯМИ	153
ОТВЕТЫ	160
.....	
СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ	165
.....	