

М.И. ЛЕБЕДЕВА, И.А. АНКУДИМОВА

СБОРНИК ЗАДАЧ И УПРАЖНЕНИЙ ПО ХИМИИ



◆ ИЗДАТЕЛЬСТВО ТГТУ ◆

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

М.И. ЛЕБЕДЕВА, И.А. АНКУДИМОВА

**СБОРНИК ЗАДАЧ И
УПРАЖНЕНИЙ
ПО ХИМИИ**

Издание второе, исправленное и дополненное



Тамбов
Издательство ТГТУ
2007

УДК 54(076.1)
ББК Г1я73-1
ЛЗЗ

Р е ц е н з е н т

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

Лебедева, М.И.

ЛЗЗ Сборник задач и упражнений по химии / М.И. Лебедева, И.А. Анкудимова. – 2-е изд., испр. и доп. – Тамбов : Изд-во Тамб. гос. техн. ун-та, 2007. – 188 с. – 150 экз. – ISBN 978-5-8265-0624-0.

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

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

УДК 54(076.1)
ББК Г1я73-1

ISBN 978-5-8265-0624-0

© Лебедева М.И., Анкудимова И.А., 2007
© ГОУ ВПО Тамбовский государственный
технический университет (ТГТУ), 2007

Учебное издание

ЛЕБЕДЕВА Мария Ивановна,
АНКУДИМОВА Ирина Александровна

СБОРНИК ЗАДАЧ И УПРАЖНЕНИЙ ПО ХИМИИ

Издание второе, исправленное и дополненное

Редактор В.Н. Митрофанова
Инженер по компьютерному макетированию М.Н. Рыжкова

Подписано в печать 03.10.2007.
Формат 60 × 84/16. 10,85 усл. печ. л. Тираж 150 экз. Заказ № 609

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

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА

ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ЭЛЕМЕНТОВ						
VI		VII		VIII		
		1	H 1.0079 ВОДОРОД		2	He 4.00260 ГЕЛИЙ
8	O 15.9994 КИСЛОРОД	9	F 18.99840 ФТОР		10	Ne 20.179 НЕОН
16	S 32.06 СЕРА	17	Cl 35.453 ХЛОР		18	Ar 39.948 АРГОН
Cr 24 51.996 ХРОМ	Mn 25 54.9380 МАРГАНЕЦ	Fe 26 55.847 ЖЕЛЕЗО	Co 27 58.9332 КОБАЛЬТ	Ni 28 58.70 НИКЕЛЬ		
34	Se 78.96 СЕЛЕН	35	Br 79.904 БРОМ		36	Kr 83.80 КРИПТОН
Mo 42 95.94 МОЛИБДЕН	Tc 43 98.9062 ТЕХНЕЦИЙ	Ru 44 101.07 РУТЕНИЙ	Rh 45 102.9055 РОДИЙ	Pd 46 106.4 ПАЛЛАДИЙ		
52	Te 127.80 ТЕЛЛУР	53	I 126.9045 ИОД		54	Xe 131.30 КСЕНОН
W 74 183.85 ВОЛЬФРАМ	Re 75 186.207 РЕНИЙ	Os 76 190.2 ОСМИЙ	Ir 77 192.22 ИРИДИЙ	Pt 78 195.09 ПЛАТИНА		
84	Po [209] ПОЛОНИЙ	85	At [210] АСТАТ		86	Rn [222] РАДОН
	Атомный вес	U 92 238.029 УРАН	Атомный номер	Атомные веса приведены по углеродной шкале (атомный вес изотопа углерода ¹² C равен 12 точно). В квадратных скобках приведены массовые числа наиболее устойчивых изотопов.		
НОИДЫ						
Tb 65 158.9254 ТЕРБИЙ	Dy 66 162.50 ДИСПРОЗИЙ	Ho 67 164.9304 ГОЛЬМИЙ	Er 68 167.26 ЭРБИЙ	Tm 69 168.9342 ТУЛИЙ	Yb 70 173.04 ИТТЕРБИЙ	Lu 71 174.97 ЛЮТЕЦИЙ
НОИДЫ						
Bk 97 [247] БЕРКЛИЙ	Cf 98 [251] КАЛИФОРНИЙ	Es 99 [254] ЭЙНШТЕЙНИЙ	Fm 100 [257] ФЕРМИЙ	Md 101 [258] МЕНДЕЛЕВИЙ	(No) 102 [259] (НОБЕЛИЙ)	(Lr) 103 [260] (ЛОУРЕНСИЙ)

ВВЕДЕНИЕ

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

Составлен 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 рекомендуется начинать с обязательного анализа решений типовых задач и только потом приступать к самостоятельному решению.

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

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

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

1 ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ И ПОНЯТИЯ ХИМИИ

1.1 МОЛЬ. ЗАКОН АВОГАДРО. МОЛЬНЫЙ ОБЪЕМ ГАЗА

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

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

Нетрудно показать, что масса 1 моля вещества (мольная 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 мольная 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 мольным объемом газа (V_0) и при нормальных условиях ($0\text{ }^\circ\text{C} = 273\text{ K}$, давлении 101,325 кПа = 760 мм рт. ст. = 1 атм) равен 22,4 дм 3 . Объем, занимаемый газом при этих условиях, принято обозначать через V_0 , а давление – через P_0 .

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

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

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

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

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

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

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

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

Пример 1 При 25 $^\circ\text{C}$ и давлении 99,3 кПа (745 мм рт. ст.) некоторый газ занимает объем 152 см 3 . Найдите, какой объем займет этот же газ при 0 $^\circ\text{C}$ и давлении 101,33 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 а.е.м. Следовательно, мольная масса CO_2 равна 44,0 г/моль. В 1 моле CO_2 содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Отсюда находим массу одной молекулы:

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

Пример 3 Определите объем, который займет азот массой 5,25 г при 26 $^\circ\text{C}$ и давлении 98,9 кПа (742 мм рт. ст.).

Решение Определяем количество N_2 , содержащееся в 5,25 г:

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

Затем приводим полученный объем к указанным в задаче условиям:

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

Задачи

- Определите число молей, содержащихся в 200 г каждого вещества:
 - HNO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, Cr_2O_3 , FeSO_4 ;
 - K_2SO_4 , H_3PO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, CaO ;
 - Na_3PO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_2CO_3 ; Na_2O ;
 - NaCl , H_2SO_4 , CoO , $\text{Ba}(\text{OH})_2$;
 - K_2CO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, H_2SO_3 , ZnO ?
- Выразите в молях:
 - $6,02 \cdot 10^{24}$ молекул метана;
 - $1,8 \cdot 10^{28}$ атомов хлора;
 - $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул диоксида углерода;
 - $30,1 \cdot 10^{25}$ молекул фосфина;
 - 19,6 г серной кислоты.
- Выразите в молях:
 - $3,01 \cdot 10^{22}$ молекул водорода;
 - $2,6 \cdot 10^{26}$ молекул брома;
 - $1,02 \cdot 10^{25}$ молекул оксида углерода(II);
 - $8,06 \cdot 10^{23}$ молекул оксида азота(II).
- Сравните число молекул аммиака и диоксида углерода, содержащихся в каждом из этих веществ, взятых массой по 2 г.
- Сравните число молекул кислорода и азота, содержащихся в каждом из этих веществ, взятых массой по 14 г.
- Сколько молекул содержит:
 - водород объемом 2 см^3 (н.у.);
 - кислород объемом 15 см^3 (н.у.);
 - хлор объемом 21 см^3 (н.у.);
 - оксид азота(III) объемом 45 см^3 (н.у.)?
- Сколько молей диоксида углерода находится в воздухе объемом 100 м^3 (н.у.), если объемная доля диоксида углерода в воздухе составляет 0,03 %?
- Определите объем (н.у.), который займут водород, метан, оксид углерода(II), оксид азота(II) и кислород, взятых массой по 1,0 г.
- Сколько молей содержит любой газ объемом (н.у.):
 - 12 дм^3 ;
 - 346 см^3 ;
 - 1 м^3 ;
 - 28 дм^3 (н.у.)?
- Какой объем (н.у.) займут газы: азот, кислород, оксид углерода(IV), оксид углерода(II), массы которых соответственно равны 56, 640, 110, 70 г?
- Вычислите объем газа (н.у.), если при $91 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 98 642 Па газ занимает объем 608 см^3 .
- Вычислите объем газа (н.у.), если при $23 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 134 250 Па газ занимает объем 757 см^3 .
- Вычислите объем газа (н.у.), если при $15 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 95 976 Па газ занимает объем 912 см^3 .
- При $25 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 85 312 Па газ занимает объем 820 см^3 . Вычислите объем газа (н.у.).
- При $91 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 98,7 кПа некоторый газ занимает объем $0,4 \text{ дм}^3$. Вычислите объем газа (н.у.).
- При $27 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 720 мм рт. ст. объем газа равен 5 дм^3 . Какой объем займет этот газ при $39 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 104 кПа?
- При $7 \text{ }^\circ\text{C}$ давление газа в закрытом сосуде равно 96,0 кПа. Каким станет давление, если охладить сосуд до $-33 \text{ }^\circ\text{C}$?
- Какой объем займет воздух при $0 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 93,3 кПа, если при н.у. он занимает объем 773 см^3 ?
- Какой объем займет кислород при $12 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 77,5 кПа, если при н.у. он занимает объем 275 см^3 ?
- Какой объем займет азот при $110 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 45,7 кПа, если при н.у. он занимает объем 185 см^3 ?
- Рассчитайте массу меди, если в ней содержится электронов массой 1 г (масса электрона составляет $1/1840$ а.е.м.).
- Рассчитайте массы (г):
 - одной молекулы брома;
 - двух атомов кальция;
 - трех молекул фенола;
 - порции гидроксида бария, содержащей $1,806 \cdot 10^{23}$ атомов водорода;
 - порции сульфата калия, содержащей $6,02 \cdot 10^{22}$ атомов кислорода;
 - 0,75 моль гидроксида калия;
 - одной молекулы оксида азота(V);
 - порции гидроксида железа(III), содержащей $4,2 \cdot 10^{23}$ атомов кислорода;
 - одной молекулы метана.
- Определите количество вещества (моль) в порции:
 - сульфида калия, содержащего $1,505 \cdot 10^{23}$ атомов калия;
 - нитрата меди(II), содержащего 326 г соли;

- в) аммиака, содержащего $2,408 \cdot 10^{23}$ молекул;
 г) оксида натрия, содержащего $1,806 \cdot 10^{23}$ атомов натрия.
 24 Рассчитайте объем (дм³, н.у.) порции пропана, содержащей $4,515 \cdot 10^{23}$ атомов углерода.
 25 Рассчитайте объем (дм³, н.у.) порции метана, содержащей $1,217 \cdot 10^{23}$ атомов углерода.

1.2 ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНЫХ МАСС ВЕЩЕСТВ В ГАЗООБРАЗНОМ СОСТОЯНИИ

Чтобы определить молекулярную массу вещества (а.е.м.), обычно находят численно равную ей молярную 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 % O₂; 79,0 % N₂; 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:

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

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, тогда $v_{\text{газа}} = 0,26 / 22,4 = 0,0116$ моль, а молярная масса равна $0,824 / 0,0116 = 71$ г/моль.

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

В Определение молекулярной массы по уравнению Менделеева-Клапейрона

Уравнение Менделеева-Клапейрона (уравнение состояния идеального газа) устанавливает соотношение массы (m , кг), температуры (T , К), давления (P , Па) и объема (V , 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 ($P = 8,32 \cdot 10^4$ Па; $V = 6 \cdot 10^{-4}$ м³; $m = 1,30 \cdot 10^{-3}$ кг; $T = 360$ К) и, подставив их в уравнение (1.2.3), найдем:

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

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

Пример 8 Относительная плотность смеси метана и этана по кислороду равна 0,7625. Вычислите объем (дм³, н.у.) кислорода, который потребуется для сжигания данной смеси объемом 2,8 дм³ (н.у.).

Решение Найдем молярную массу смеси метана и этана:

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

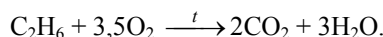
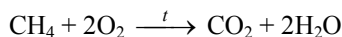
Пусть имеется 1 моль смеси, молярная (объемная) доля метана в которой x (x – число молей метана), тогда соответственно число молей этана равно $(1 - x)$. Молярная масса метана 16 г/моль, этана – 30 г/моль. Запишем уравнение для массы 1 моль газовой смеси: $16x + 30(1 - x) = 24,4$. Тогда $x = 0,4$.

Газовая смесь, таким образом, содержит 40 молярных (объемных) % метана и 60 молярных (объемных) % этана. Следовательно, 2,8 дм³ (н.у.) этой газовой смеси содержат соответственно:

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

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

Согласно уравнениям горения метана и этана:



Число молей кислорода, необходимого для сжигания газовой смеси объемом 2,8 дм³ (н.у.), равно: $n(\text{O}_2) = 0,05 \cdot 2 + 0,075 \cdot 3,5 = 0,3625$ моль. При н.у. такое количество кислорода будет иметь объем: $V(\text{O}_2) = 22,4 \cdot 0,3625 = 8,12 \text{ дм}^3$.

Задачи

- 26 Вычислите молекулярную массу газа, если относительная плотность его по воздуху равна 1,45.
- 27 Вычислите молекулярные массы газов, если:
 - а) плотность газа по кислороду равна 0,50;
 - б) плотность газа по азоту равна 0,93.
- 28 Какие газы тяжелее, а какие легче воздуха и во сколько раз: CO₂, NO₂, CO, Cl₂, NH₃?
- 29 Определите плотность газовой смеси по водороду, если смесь состоит из кислорода и азота объемами 56 дм³ и 28 дм³ (н.у.) соответственно.
- 30 Чему равна плотность по водороду светильного газа, имеющего следующий объемный состав: 48 % H₂, 32 % CH₄, 5 % N₂, 2 % CO₂, 4 % C₂H₄, 9 % CO?
- 31 Для паров одноосновной органической кислоты предельного ряда $D_{(\text{возд})} = 4$. Найдите молярную массу кислоты и напишите ее формулу.
- 32 При некоторой температуре плотность по воздуху паров серы равна 6,62, а паров фосфора – 4,28. Из скольких атомов состоят молекулы серы и фосфора при этих условиях?
- 33 Масса газа объемом 0,001 м³ (н.у.) равна 0,0021 кг. Определите молярную массу газа и его плотность по воздуху.
- 34 Плотность этилена по кислороду равна 0,875. Определите молекулярную массу этилена.
- 35 Дана смесь диоксида углерода и кислорода объемом 11,2 дм³. Плотность смеси по водороду равна 16,5. Определите объемный состав смеси.
- 36 Определите плотность по водороду смеси гелия и кислорода объемами 300 дм³ и 100 дм³ (н.у.) соответственно.
- 37 Найдите состав смеси кислорода и озона в массовых долях, если плотность по водороду этой смеси равна 17,6.
- 38 Определите плотность по водороду газовой смеси, в которой массовая доля диоксида серы составляет 60 %, а диоксида углерода – 40 %.
- 39 Вычислите массу:
 - а) 2 дм³ H₂ при 15 °С и давлении 100,7 кПа (755 мм рт. ст.);
 - б) 1 м³ N₂ при 10 °С и давлении 102,9 кПа (772 мм рт. ст.);
 - в) 0,5 м³ Cl₂ при 20 °С и давлении 99,9 кПа (749,3 мм рт. ст.).
- 40 Определите объем, который займет N₂ массой 0,07 кг при 21 °С и давлении 142 кПа (1065 мм рт. ст.).
- 41 Вычислите молярную массу ацетона, если масса его паров объемом 500 см³ при 87 °С и давлении 96 кПа (720 мм рт. ст.) равна 0,93 г.
- 42 Масса газа объемом 624 см³ при 17 °С и давлении 104 кПа (780 мм рт. ст.) равна 1,56 г. Вычислите молекулярную массу газа.
- 43 Какой объем займет воздух массой 1 кг при 17 °С и давлении 101 325 Па?
- 44 Газометр вместимостью 20 дм³ наполнен газом под давлением 103,3 кПа (774,8 мм рт.ст.) при 17 °С. Плотность этого газа по воздуху равна 0,4. Вычислите массу газа, находящегося в газометре.
- 45 Вычислите молекулярную массу хлора, если масса хлора объемом 250 см³ при 0 °С и давлении 101 325 Па равна 0,7924 г.
- 46 Масса колбы вместимостью 750 см³, наполненной при 27 °С кислородом, равна 83,3 г. Масса пустой колбы составляет 82,1 г. Определите давление кислорода в колбе.
- 47 Вычислите массу воздуха объемом 1 м³ при 17 °С и давлении 83,2 кПа (624 мм рт. ст.).
- 48 Вычислите при каком давлении азот массой 5 кг займет объем 50 дм³, если температура равна 500 °С.
- 49 В баллоне емкостью 40 м³ при давлении 106 640 Па находится диоксид углерода массой 77 кг. Вычислите температуру газа.
- 50 Баллон емкостью 20 м³ содержит кислород массой 30 кг при температуре 20 °С. Определите давление газа в баллоне.
- 51 Масса газа объемом 344 см³ при 42 °С и давлении 102 908 Па равна 0,865 г. Вычислите молекулярную массу газа.
- 52 Масса паров метанола объемом 85,5 см³ при 91 °С и давлении 102 344 Па составляет 0,0925 г. Вычислите молекулярную массу метанола.

- 53 Чему равно атмосферное давление на вершине Казбека, если при 0 °С масса 1 дм³, взятого там воздуха, равна 700 мг?
- 54 Определите объем:
- водорода массой 20 г при 27 °С и давлении 740 мм рт. ст.;
 - азота массой 0,07 кг при 21 °С и давлении 142 кПа (1065 мм рт. ст.).
- 55 Смесь карбидов кальция и алюминия массой 10,4 г обработали избытком воды, в результате выделился газ объемом 4,48 дм³ (н.у.). Определите состав смеси (ω, %).
- 56 Определите молекулярную массу вещества в газообразном состоянии, если известно, что масса вещества объемом 400 см³ при 360 К и давлении 93,2 кПа равна 0,35 г.
- 57 Определите молярные массы газов, если:
- газ объемом 0,25 дм³ при 290 К и давлении 106,4 кПа (800 мм рт. ст.) имеет массу 0,32 г;
 - газ объемом 1,56 дм³ при 290 К и давлении 103,7 кПа (780 мм рт. ст.) имеет массу 2,96 г;
 - газ объемом 2 дм³ (н.у.) имеет массу 3,93 г.
- 58 Сколько дм³ диоксида углерода при 0 °С и давлении 101 325 Па образуется при сгорании угля массой 300 г? Какой объем воздуха для этого потребуется?
- 59 Плотность смеси кислорода и озона по водороду равна 17. Определите массовую и объемную долю кислорода в смеси.
- 60 При н.у. 12 дм³ 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 9 Определите формулу оксида хрома, содержащего 68,4 % хрома.

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

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

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

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

а затем умножим обе величины последнего отношения на два:

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

Таким образом, простейшая формула оксида хрома Cr_2O_3 .

Пример 10 При полном сжигании некоторого вещества массой 2,66 г образовались CO_2 и SO_2 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 11 Газообразное соединение азота с водородом содержит 12,5 % (масс.) водорода. Плотность соединения по водороду равна 16. Найдите молекулярную формулу соединения.

Решение Искомая формула вещества N_xH_y :

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

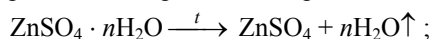
Простейшая формула соединения NH_2 . Этой формуле отвечает молекулярная масса, равная 16 а.е.м. Истинную молекулярную массу соединения найдем, исходя из его плотности по водороду:

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

Следовательно, формула вещества N_2H_4 .

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

Решение При прокаливании происходит разложение кристаллогидрата:



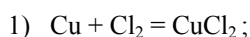
$$M(\text{ZnSO}_4) = 161 \text{ г/моль}; \quad M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}.$$

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 $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

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

Решение Реакции протекают по схемам:



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

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

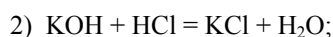
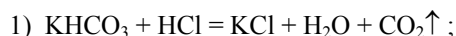
Обозначим содержание меди в смеси через x г. Тогда содержание железа в смеси составит $(1,76 - x)$ г. Из уравнений (1, 2) следует, что масса образующегося хлорида меди(II) "а" составит $a = 135x / 64$ г, масса хлорида железа(III) "b" составит $b = (1,76 - x) \cdot 162,5 / 56$ г.

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 равна 0,63 г.

Пример 14 При обработке смеси гидроксида и гидрокарбоната калия избытком раствора соляной кислоты образовался хлорид калия массой 22,35 г и выделился газ объемом 4,48 дм³ (н.у.). Рассчитайте состав (ω , %) исходной смеси.

Решение Уравнения реакций



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

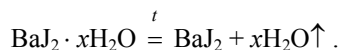
По условию задачи объем газа (CO_2) по реакции (1) равен 4,48 дм³ или 0,2 моль. Тогда из уравнения реакции (1) следует, что исходное количество в смеси гидрокарбоната калия составляет 0,2 моль или $0,2 \cdot 100 = 20$ г и образуется такое же количество 0,2 моль KCl или $0,2 \cdot 74,5 = 14,9$ г.

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:

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

Пример 15 При прокаливании иодида бария массой 4,27 г остался осадок массой 3,91 г. Определите массовую долю иодида бария в растворе, полученном растворением данного кристаллогидрата массой 60 г в воде объемом 600 см³.

Решение Уравнение дегидратации кристаллогидрата



Молярная масса BaJ_2 равна 391 г/моль, а молярная масса кристаллогидрата $\text{BaJ}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O} - (391 + 18x)$ г/моль. Составим пропорцию:

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

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

находим, что $x = 2$. Таким образом, формула кристаллогидрата $\text{BaJ}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Его молярная масса равна 427 г/моль. В кристаллогидрате массой 60 г содержится $60 \cdot 391 / 427 = 54,9$ г безводной соли. Вычислим массовую долю иодида бария в растворе, получающемся растворением $\text{BaJ}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ массой 60 г в воде объемом 600 см³:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Следовательно, формула вещества O_2F_2 .

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

Решение Уравнение электронейтральности:

$$(+4) \cdot 31,3/28 + (-2) \cdot 53,6/16 + (+3) \cdot x/27 + (+2) \cdot (15,1 - x)/9 = 0$$

$$4,47 - 6,7 + 0,11x + 3,356 - 0,222x = 0$$

$$x = 10,14.$$

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

Найдем число атомов кремния, кислорода, бериллия и алюминия:

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

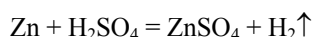
Чтобы выразить полученные отношения целыми числами, разделим полученные числа на меньшее число:

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

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

Пример 19 Смесь водорода с неизвестным газом объемом 10 дм³ (н.у.) имеет массу 7,82 г. Определите молярную массу неизвестного газа, если известно, что для получения всего водорода, входящего в состав смеси, был израсходован металлический цинк массой 11,68 г в его реакции с серной кислотой.

Решение Уравнение реакции:



Число молей водорода равно числу молей цинка

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

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

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

Найдем объем, массу и молярную массу неизвестного газа:

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

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

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

Решение Уравнение сгорания органического вещества неизвестного состава:



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

Найдем массы водорода и углерода в веществе:

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

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

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

Для установления формулы углеводорода составим пропорцию:

$$\begin{aligned} 7,2 \text{ г } C_xH_y &- 22 \text{ г } CO_2 \\ 72 \text{ г } C_xH_y &- 44 \cdot x \text{ г } CO_2. \end{aligned}$$

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

Задачи

- 61 При разложении карбоната металла(II) массой 21,0 г выделился CO_2 объемом 5,6 дм³ (н.у.). Установите формулу соли.
- 62 Найдите формулы соединений, имеющих состав в массовых долях процента:
- серы – 40 и кислорода – 60;
 - железа – 70 и кислорода – 30;
 - хрома – 68,4 и кислорода – 31,6;
 - калия – 44,9; серы – 18,4 и кислорода – 36,7;
 - водорода – 13,05; кислорода – 34,78 и углерода – 52,17;
 - магния – 21,83; фосфора – 27,85 и кислорода – 50,32.
- 63 Определите формулы соединений, имеющих состав в массовых долях процента:
- калия – 26,53; хрома – 35,35 и кислорода – 38,12;
 - цинка – 47,8 и хлора – 52,2;
 - серебра – 63,53; азота – 8,24 и кислорода – 28,23;
 - углерода – 93,7; водорода – 6,3.
- 64 Определите простейшие формулы минералов, имеющих состав в массовых долях процента:
- меди – 34,6; железа – 30,4; серы – 35,0;
 - кальция – 29,4; серы – 23,5; кислорода – 47,1;
 - кальция – 40,0; углерода – 12,0; кислорода – 48,0;
 - натрия – 32,9; алюминия – 12,9; фтора – 54,2.
- 65 Установите формулы:
- оксида ванадия, если оксид массой 2,73 г содержит металл массой 1,53 г;
 - оксида ртути, если при полном разложении его массой 27 г выделяется кислород объемом 1,4 дм³ (н.у.)?
- 66 Установите формулу вещества, состоящего из углерода, водорода и кислорода в отношении масс соответственно 6 : 1 : 8, если плотность паров его по воздуху равна 2,07.
- 67 Смесь хлоридов калия и натрия массой 13,2 г растворили в воде и добавили избыток раствора нитрата серебра. Масса полученного осадка равна 28,7 г. Определите состав исходной смеси (ω , %).
- 68 Найдите формулу соединения с молярной массой 63 г/моль, имеющего состав в массовых долях процента: водорода – 1,59; азота – 22,21 и кислорода – 76,20.
- 69 Установите формулу соединения ($M = 142$ г/моль), имеющего состав в массовых долях процента: серы – 22,55; кислорода – 45,02 и натрия – 32,43.
- 70 Найдите формулу соединения ($M = 84$ г/моль), имеющего состав в массовых долях процента: магния – 28,5; углерода – 14,3; кислорода – 57,2.
- 71 Найдите формулу соединения ($M = 136$ г/моль), имеющего состав в массовых долях процента: кальция – 29,40; водорода – 0,74; фосфора – 22,80; кислорода – 47,06.
- 72 Установите формулу соединения ($M = 102$ г/моль), имеющего состав в массовых долях процента: алюминий – 52,9; кислород – 47,1.
- 73 Найдите формулу вещества, имеющего состав в массовых долях процента: углерода – 93,75; водорода – 6,25. Плотность этого вещества по воздуху равна 4,41.
- 74 Найдите формулу вещества, если его плотность по водороду равна 49,5; а состав выражается в массовых долях процента: углерода – 12,12; кислорода – 16,16; хлора – 71,72.
- 75 При сгорании углеводорода массой 4,3 г образовался диоксид углерода массой 13,2 г. Плотность пара углеводорода по водороду равна 43. Какова формула углеводорода?
- 76 При полном сгорании соединения серы с водородом образуется вода и диоксид серы массами 3,6 г и 12,8 г соответственно. Установите формулу исходного вещества.
- 77 Какова формула кремневодорода (силана), если известно, что при сжигании его массой 6,2 г образуется диоксид кремния массой 12,0 г? Плотность кремневодорода по воздуху равна 2,14.
- 78 При полном сгорании органического вещества массой 13,8 г образовались диоксид углерода и вода массами 26,4 г и 16,2 г соответственно. Плотность пара этого вещества по водороду равна 23. Определите формулу вещества.
- 79 При сжигании неизвестного вещества массой 5,4 г в кислороде образовались азот, диоксид углерода и вода массами 2,8 г; 8,8 г; 1,8 г соответственно. Определите формулу вещества, если его молярная масса равна 27 г/моль.
- 80 Массовые доли оксидов натрия, кальция и кремния(IV) в оконном стекле составляют 13,0 %; 11,7 % и 75,3 % соответственно. Каким молярным отношением этих оксидов выражается состав стекла?
- 81 Установите формулу кристаллогидрата сульфата натрия, если потеря массы при прокаливании составляет 55,91 % от массы кристаллогидрата.

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

93 В азотной кислоте растворили гидроксид цинка массой 1,98 г и из полученного раствора выкристаллизовали кристаллогидрат соли массой 5,94 г. Установите формулу этого кристаллогидрата.

94 Определите формулу карналита $xKCl \cdot yMgCl_2 \cdot zH_2O$, если известно, что при прокаливании 5,55 г его масса уменьшилась на 2,16 г; а при прокаливании осадка полученного действием раствора щелочи на раствор, содержащий столько же соли, потери составляют 0,36 г.

95 Чему равна массовая доля (ω , %) серной кислоты в растворе, в котором число атомов водорода и кислорода равны между собой?

96 Определите формулу двойного сульфата железа(III) и аммония, если известно, что при растворении его массой 19,28 г в воде и последующем добавлении избытка концентрированного раствора NaOH выделяется газ объемом 896 см³ (н.у.) и образуется бурый осадок, при прокаливании которого масса остатка составляет 3,20 г.

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

98 Природный кристаллогидрат содержит кристаллизационную воду и соль с массовыми долями 56 % и 44 % соответственно. Выведите формулу кристаллогидрата, если известно, что соль, входящая в состав кристаллогидрата окрашивает пламя в желтый цвет и с раствором хлорида бария образует белый, нерастворимый в воде и кислотах, осадок.

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

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

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

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

103 Бертолетова соль при нагревании разлагается с образованием хлорида калия и кислорода. Какой объем кислорода при 0 °С и давлении 101 325 Па можно получить из одного моля бертолетовой соли?

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

105 К раствору, содержащему хлорид кальция массой 0,22 г, прибавили раствор, содержащий нитрат серебра массой 2,00 г. Какова масса образовавшегося осадка? Какие вещества будут находиться в растворе?

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

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

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

109 На восстановление оксида неизвестного металла(III) массой 3,2 г потребовался водород объемом 1,344 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.

110 При взаимодействии галогенида кальция массой 0,200 г с раствором нитрата серебра образовался галогенид серебра массой 0,376 г. Определите, какая соль кальция была использована.

111 Смесь хлоридов натрия и калия массой 0,245 г растворили в воде и на полученный раствор подействовали раствором нитрата серебра. В результате реакции образовался осадок массой 0,570 г. Вычислите массовые доли (ω , %) хлоридов натрия и калия в смеси.

112 Смесь аммиака и диоксида углерода объемом 12 дм³ (н.у.) имеет массу 18 г. Определите объем каждого газа.

113 Определите состав смеси (ω , %) NaHCO_3 , Na_2CO_3 , NaCl , если при нагревании ее массой 10 г выделяется газ объемом $0,672 \text{ дм}^3$ (н.у.), а при взаимодействии с соляной кислотой такой же массы смеси выделяется газ объемом $2,016 \text{ дм}^3$ (н.у.).

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

115 После добавления хлорида бария в раствор, содержащий смесь сульфатов натрия и калия массой 1,00 г, образовался сульфат бария массой 1,49 г. В каком соотношении смешаны сульфаты натрия и калия?

116 К водному раствору сульфатов алюминия и натрия массой 9,68 г добавили избыток раствора нитрата бария, при этом выпал осадок массой 18,64 г. Вычислите массу сульфатов алюминия и натрия в исходной смеси.

117 При взаимодействии сплава цинка и магния массой 20 г с избытком раствора серной кислоты образовалась смесь сульфатов данных металлов массой 69 г. Определите состав сплава в массовых долях процента.

118 При взаимодействии сплава цинка и магния массой 20,0 г с избытком серной кислоты образовались сульфаты массой 69,0 г. Определите состав сплава (ω , %).

119 Смесь угарного и углекислого газов объемом 1 дм^3 (н.у.) имеет массу 1,43 г. Определите состав смеси в объемных долях (%).

120 Какая масса известняка, содержащего карбонат кальция ($\omega = 90$ %) потребуется для получения 10 т негашеной извести?

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

122 Определите массу бромной воды с массовой долей 2 % для обесцвечивания этиленового углеводорода массой 5,6 г и относительной плотностью во воздухе равной 1,93.

123 При взаимодействии металла(II) массой 6,85 г с водой выделился водород объемом $1,12 \text{ дм}^3$ (н.у.). Определите металл.

124 При взаимодействии металла(III) массой 1,04 г с раствором кислоты выделился водород объемом $0,448 \text{ дм}^3$ (н.у.). Определите металл.

125 При взаимодействии 0,4 моль карбида кальция и воды массой 7,2 г образуется ацетилен. Определите объем газа при н.у.

126 Определите объем хлорметана (н.у.), образующегося при взаимодействии метана и хлора объемами 10 дм^3 и 8 дм^3 соответственно.

127 Определите количество вещества, образующегося при сгорании железа массой 140 г в хлоре объемом 112 дм^3 (н.у.).

128 Рассчитайте массу сульфида цинка, образующегося при взаимодействии цинка и серы массами 13 г и 10 г соответственно.

129 Вычислите массу раствора этанола ($\omega = 92$ %), которая потребуется для получения этилена объемом $1,12 \text{ дм}^3$ (н.у.).

130 Карбид алюминия массой 18 г, содержащий 20 % примесей, используется для получения метана. Определите объем (н.у.) метана, полученного при этом.

131 Определите массу оксида цинка, полученного при обжиге сульфида цинка массой 277 г, содержащего 30 % примесей.

132 Вычислите элементный состав (ω , %) предельных углеводородов, плотность паров которых по водороду равна 36.

133 Рассчитайте массу пропана объемом 5 дм^3 (н.у.).

134 Газообразный углеводород объемом 1 дм^3 (н.у.) имеет массу 1,965 г. Рассчитайте молярную массу углеводорода, назовите его.

135 При сгорании некоторого углеводорода объемом $6,72 \text{ дм}^3$ (н.у.) получен углекислый газ объемом $26,88 \text{ дм}^3$ (н.у.) и вода массой 27 г. Определите молекулярную формулу углеводорода.

1.4 РАСЧЕТЫ ПО ЗАКОНУ ЭКВИВАЛЕНТОВ

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

Эквивалентной массой (M_3) называется масса 1 эквивалента вещества.

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

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

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

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

1) $M_3(\text{элемента}) : M_3 = A/V$, где A – атомная масса элемента, V – валентность элемента;

2) $M_3(\text{оксида}) = M_3(\text{элем.}) + 8$, где 8 – эквивалентная масса кислорода;

3) $M_3(\text{гидроксида}) = M / n_{(\text{OH}^-)}$, где $n_{(\text{OH}^-)}$ – число групп OH^- ;

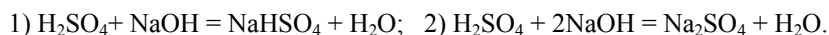
4) $M_3(\text{кислоты}) = M / n_{(\text{H}^+)}$, где $n_{(\text{H}^+)}$ – число ионов H^+ ;

5) $M_3(\text{соли}) = M / n_{\text{ме}} V_{\text{ме}}$, где $n_{\text{ме}}$ – число атомов металла; $V_{\text{ме}}$ – валентность металла.

Пример 22 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; $M_3(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74/2 = 37$ 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.

Пример 23 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 мольной 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 газообразном веществе. 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)**:

$$m_1/M_{31} = m_2/M_{32}. \quad (1.4.1)$$

Если одно из веществ находится в газообразном состоянии, тогда:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Решение С учетом условия задачи и уравнения (1.4.1) получим:

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

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

Формула соли: FeSO₄.

Пример 28 В какой массе Ca(OH)₂ содержится столько же эквивалентов, сколько в Al(OH)₃ массой 312 г?

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

Пример 29 На восстановление оксида металла(II) массой 7,09 г требуется водород объемом 2,24 дм³ (н.у.). Вычислите эквивалентные массы оксида и металла. Чему равна мольная масса металла?

Решение В соответствии с законом эквивалентов получим:

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

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

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

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

Пример 30 Какой объем займут при н.у. 120 см^3 азота, собранного над водой при 20°C и давлении 100 кПа (750 мм рт. ст.)? Давление насыщенного пара воды при 20°C равно $2,3 \text{ кПа}$.

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

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

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

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

Задачи

- 136 Вычислите эквивалент и эквивалентную массу фосфорной кислоты в реакциях образования:
- а) гидрофосфата;
 - б) дигидрофосфата;
 - в) ортофосфата.
- 137 Определите эквивалентные массы серы, фосфора и углерода в соединениях: H_2S , P_2O_5 , CO_2 .
- 138 Избытком гидроксида калия подействовали на растворы:
- а) дигидрофосфата калия;
 - б) нитрата дигидроксовисмута(III). Напишите уравнения реакций этих веществ с гидроксидом калия и определите их эквиваленты и эквивалентные массы.
- 139 Напишите уравнения реакций гидроксида железа(III) с хлористоводородной (соляной) кислотой, при которых образуется 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.
- 140 Вычислите эквивалентную массу серной кислоты в реакциях образования:
- а) сульфата;
 - б) гидросульфата.
- 141 Чему равен эквивалентный объем (н.у.) кислорода, водорода и хлора?
- 142 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 .
- 143 При сгорании магния массой $4,8 \text{ г}$ образовался оксид массой $8,0 \text{ г}$. Определите эквивалентную массу магния.
- 144 При взаимодействии металла массой $2,20 \text{ г}$ с водородом образовался гидрид массой $2,52 \text{ г}$. Определите эквивалентную массу металла и напишите формулу гидрида.
- 145 Определите эквивалентные массы олова в его оксидах, массовая доля кислорода в которых составляет $21,2 \%$ и $11,9 \%$.
- 146 Для реакции металла массой $0,44 \text{ г}$ потребовался бром массой $3,91 \text{ г}$, эквивалентная масса которого равна $79,9 \text{ г/моль}$. Определите эквивалентную массу металла.
- 147 Массовая доля кислорода в оксиде свинца составляет $7,17 \%$. Определите эквивалентную массу свинца.
- 148 Массовая доля кальция в хлориде составляет $36,1 \%$. Вычислите эквивалентную массу кальция, если эквивалентная масса хлора равна $35,5 \text{ г/моль}$.
- 149 Определите эквивалентную массу металла, если массовая доля серы в сульфиде составляет $22,15 \%$, а эквивалентная масса серы равна 16 г/моль .
- 150 Одна и та же масса металла соединяется с кислородом массой $0,4 \text{ г}$ и с одним из галогенов массой $4,0 \text{ г}$. Определите эквивалентную массу галогена.
- 151 Рассчитайте эквивалентную массу алюминия, если при сгорании его массой $10,1 \text{ г}$ образуется оксид массой $18,9 \text{ г}$.
- 152 На нейтрализацию щавелевой кислоты ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) массой $1,206 \text{ г}$ потребовалось КОН массой $1,502 \text{ г}$, эквивалентная масса которого равна 56 г/моль . Вычислите эквивалентную массу кислоты.
- 153 На нейтрализацию гидроксида массой $3,08 \text{ г}$ израсходована хлористоводородная кислота массой $3,04 \text{ г}$. Вычислите эквивалентную массу гидроксида.
- 154 На нейтрализацию ортофосфорной кислоты массой $14,7 \text{ г}$ израсходован NaOH, массой $12,0 \text{ г}$. Вычислите эквивалентную массу и основность ортофосфорной кислоты. Напишите уравнение соответствующей реакции.
- 155 На нейтрализацию фосфористой кислоты (H_3PO_3) массой $8,2 \text{ г}$ израсходован КОН массой $11,2 \text{ г}$. Вычислите эквивалентную массу и основность фосфористой кислоты. Напишите уравнение реакции.
- 156 На нейтрализацию кислоты массой $2,45 \text{ г}$ израсходован NaOH массой $2,00 \text{ г}$. Определите эквивалентную массу кислоты.
- 157 В оксиде металла(I) массой $1,57 \text{ г}$ содержится металл массой $1,30 \text{ г}$. Вычислите эквивалентную массу металла и его оксида.
- 158 Вычислите атомную массу металла(II) и определите какой это металл, если данный металл массой $8,34 \text{ г}$ окисляется кислородом объемом $0,68 \text{ дм}^3$ (н.у.).
- 159 При разложении оксида металла массой $0,464 \text{ г}$ получен металл массой $0,432 \text{ г}$. Определите эквивалентную массу металла.
- 160 Из металла массой $1,25 \text{ г}$ получается нитрат массой $5,22 \text{ г}$. Вычислите эквивалентную массу этого металла.

161 При взаимодействии алюминия массой 0,32 г и цинка массой 1,16 г с кислотой выделяется одинаковый объем водорода. Определите эквивалентную массу цинка, если эквивалентная масса алюминия равна 9 г/моль.

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

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

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

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

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

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

168 При взаимодействии металла массой 1,28 г с водой выделился водород объемом 380 см^3 , измеренный при $21 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 104,5 кПа (784 мм рт. ст.). Рассчитайте эквивалентную массу металла.

169 Какой объем водорода (н.у.) потребуется для восстановления оксида металла массой 112 г, если массовая доля металла в оксиде составляет 71,43 %? Определите эквивалентную массу металла.

170 Эквивалентная масса металла равна 23 г/моль. Определите массу металла, которую нужно взять для выделения из кислоты водорода объемом $135,6 \text{ см}^3$ (н.у.).

171 Вычислите эквивалентную массу металла, если металл массой 0,5 г вытесняет из кислоты водород объемом 184 см^3 , измеренный при $21 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 101 325 Па.

172 Вычислите эквивалентную массу металла, если металл(II) массой 1,37 г вытесняет из кислоты водород объемом $0,5 \text{ дм}^3$, измеренный при $18 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 101 325 Па.

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

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

175 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 (□). Занимая ту или иную атомную орбиталь, электрон образует электронное облако, которое у электронов одного и того же атома может иметь различную форму. Электронное облако характеризуется четырьмя квантовыми числами (n, l, m_l, m_s). Эти квантовые числа связаны с физическими свойствами электрона: число n (главное квантовое число) характеризует энергетический (квантовый) уровень электрона; число l (орбитальное) – момент количества движения (энергетический подуровень); число m_l (магнитное) – магнитный момент; m_s – спин. Спин возникает за счет вращения электрона вокруг собственной оси.

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

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

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

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

Квантовый				Магнитное квантовое число, m_l	Число квантовых состояний (орбиталей) в		Максимальное число электронов на	
Уровень		Подуровень			подуровне $(2l + 1)$	уровне n^2	подуровне $2(2l + 1)$	уровне $2n^2$
обозначение	главное квантовое число, n	обозначение	орбитальное квантовое число, l					
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	

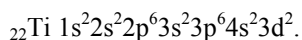
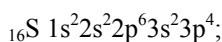
Последовательность заполнения энергетических уровней и подуровней следующая:

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

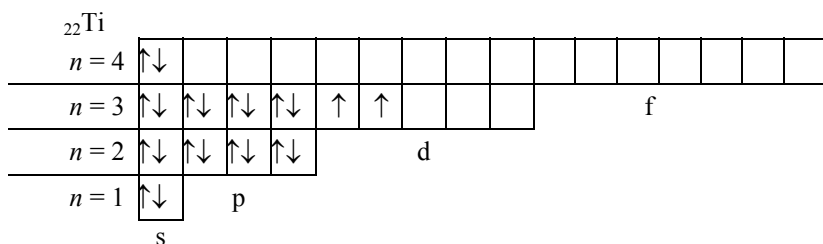
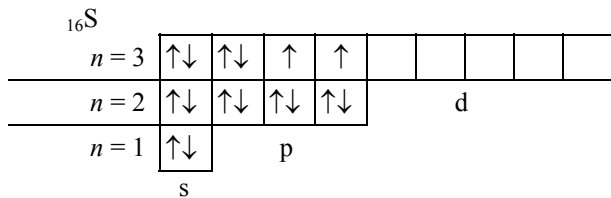
Электронная структура атома может быть изображена также в виде схем размещения электронов в квантовых (энергетических) ячейках, которые являются схематическим изображением атомных орбиталей. Размещение электронов по атомным орбиталям в пределах одного энергетического уровня определяется *правилом Хунда (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 31 Составьте электронные и электронно-графические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 22.

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



Электронно-графические формулы этих атомов:



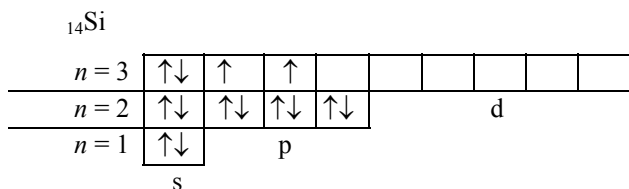
Пример 32 Какой энергетический подуровень будет заполняться раньше 3d или 4s?

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

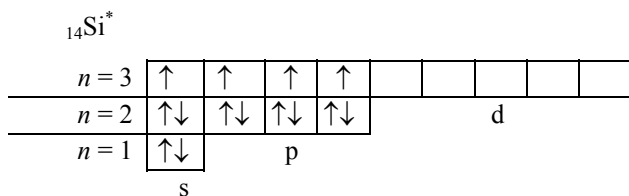
Пример 33 Составьте электронную и электронно-графическую формулы атома кремния в нормальном и возбужденном состояниях.

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

Электронно-графическая формула атома кремния:

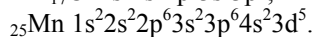
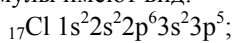


При затрате некоторой энергии ($h\nu$) один из 3s-электронов атома кремния может быть переведен на вакантную 3p-орбиталь; при этом энергия атома возрастает, так как возникающая электронная конфигурация ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$) соответствует возбужденному состоянию атома кремния (Si^*):

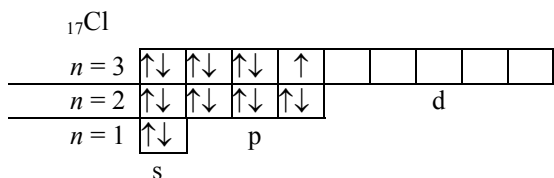


Пример 34 На каком основании хлор и марганец помещают в одной группе периодической системы элементов Д.И. Менделеева? Почему их помещают в разных подгруппах?

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



Электронно-графические формулы этих атомов:



${}_{25}\text{Mn}$

$n = 4$	$\uparrow\downarrow$																		
$n = 3$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow										f
$n = 2$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$															d
$n = 1$	$\uparrow\downarrow$																		p
	s																		

Валентные электроны хлора – $3s^23p^5$, а марганца – $4s^23d^5$. Таким образом, эти элементы не являются электронными аналогами и не должны размещаться в одной и той же подгруппе. Но на валентных орбиталях атомов этих элементов находится одинаковое число электронов – 7. Поэтому оба элемента помещают в одну и ту же группу периодической системы Д.И. Менделеева.

Задачи

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

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

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

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

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

- 3d или 4p;
- 4f или 5p;
- 5p или 6s;
- 4d или 4f.

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

182 Какие из приведенных электронных формул неверны и объясните причину:

- $1s^12s^22p^6$;
- $1s^22s^22p^63s^23p^54s^1$;
- $1s^22s^22p^63s^1$;
- $1s^22s^22p^63s^23p^63d^4$;
- $1s^22s^22p^3$;
- $1s^22s^3$.

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

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

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

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

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

188 Укажите порядковый номер элемента у которого:

- заканчивается заполнение электронами 3d-орбитали;
- заканчивается заполнение электронами 4s-орбитали;
- начинается заполнение электронами 4p-орбитали;
- начинается заполнение электронами 4f-орбитали.

189 Сколько вакантных 3d-орбиталей имеют возбужденные атомы:

- серы;
- хлора;
- фосфора;
- ванадия?

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

191 Какое значение имеет:

- орбитальное квантовое число для энергетических подуровней, емкость которых равна 10 и 14;
- главное квантовое число для энергетических уровней, емкость которых равна 32, 50, 72?

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

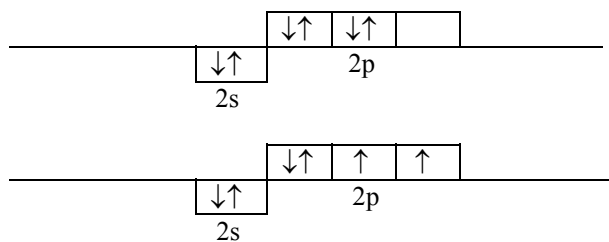
193 Сколько неспаренных электронов содержат атомы в невозбужденном состоянии:

- магния;
- алюминия;
- углерода;
- бора;
- серы?

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

195 Напишите электронные и электронно-графические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 24 и 33, учитывая, что у первого происходит "провал" одного 4s-электрона на 3d-подуровень. Чему равен максимальный спин d-электронов у первого атома и p-электронов у атомов второго элемента?

- 196 Напишите электронные формулы атомов элементов:
 а) цезия; б) брома; 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.
- 197 Сколько электронов находится на энергетических уровнях, если главное квантовое число равно 2, 3 и 4?
- 198 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?
- 199 Сколько нейтронов в ядрах атомов:
 а) фосфора; б) свинца; в) магния; г) кремния; д) олова;
 е) серебра; ж) висмута; з) кадмия; и) железа?
- 200 Какое максимальное валентное состояние могут проявлять:
 а) олово; б) вольфрам; в) алюминий; г) висмут; д) кальций;
 е) титан; ж) кислород; з) фтор; и) хлор?
- 201 Сколько свободных f-орбиталей содержат атомы элементов с порядковыми номерами 57, 68 и 82? Пользуясь правилом Хунда, распределите электроны по орбиталям.
- 202 Исходя из электронного строения атомов фтора и хлора объясните сходство и различие свойств этих элементов.
- 203 Пользуясь правилом Клечковского напишите электронные формулы атомов следующих элементов:
 а) марганца; б) хрома; в) циркония; г) гафния.
- 204 Для атома кремния возможны два различных электронных состояния: $3s^23p^2$ и $3s^13p^3$. Как называются эти состояния?
- 205 Пользуясь правилом Хунда, распределите электроны по орбиталям, отвечающим невозбужденному состоянию атомов:
 а) фосфора; б) углерода; в) марганца;
 г) кислорода; д) железа.
- 206 Пользуясь правилом Хунда, распределите электроны по орбиталям, отвечающим возбужденному состоянию атомов:
 а) бора; б) серы; в) хлора.
- 207 Атомы, каких элементов имеют следующее строение внешнего и предвнешнего электронного уровня:
 а) $2s^22p^63s^23p^3$; б) $3s^23p^64s^2$;
 в) $3s^23p^64s^23d^5$; г) $4s^24p^65s^04d^{10}$.
- 208 Атомы, каких элементов имеют электронную конфигурацию:
 а) $1s^22s^22p^63s^23p^4s^1$; б) $1s^22s^22p^63s^1$;
 в) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^5$.
- 209 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.
- 210 В какой из приведенной электронной конфигурации нарушено правило Хунда?

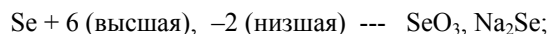
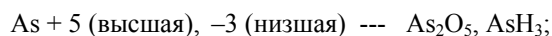


2.2 ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

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

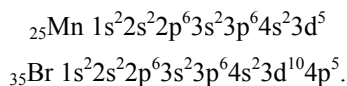
Решение Высшую степень окисления элемента определяет номер группы периодической системы Д.И. Менделеева, в которой он находится. Низшая степень окисления определяется тем условным зарядом, который приобретает атом при присоединении того количества электронов, которое необходимо для образования устойчивой восьми электронной оболочки (ns^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 36 У какого из элементов четвертого периода марганца или брома сильнее выражены металлические свойства?

Решение Электронные формулы данных элементов:



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

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

Задачи

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

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

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

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

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

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

217 Какова структура периодической системы? Периоды, группы и подгруппы. Физический смысл номера периода и группы.

218 В каких случаях емкость заполнения энергетического уровня и число элементов в периоде:

а) совпадают; б) не совпадают?

Объясните причину.

219 Значениям какого квантового числа отвечают номера периодов? Приведите определение периода, исходя из учения о строении атома?

220 Какие периоды периодической системы называют малыми, а какие большими? Чем определяется число элементов в каждом из них.

221 Укажите валентные энергетические подуровни в приведенных электронных формулах нейтральных атомов:

а) $[\text{KL}]\text{3s}^2\text{3p}^1$; б) $[\text{K}]\text{2s}^2\text{2p}^5$;
в) $[\text{KLM}]\text{4s}^2\text{4p}^3$; г) $[\text{KL}]\text{4s}^2\text{3d}^8$.

222 Где в периодической системе находятся благородные газы? Почему раньше они составляли нулевую группу и как их называли?

223 Почему водород помещают в I и VII группу периодической системы? Какое обоснование можно дать тому и другому варианту?

224 Как изменяются свойства элементов главных подгрупп по периодам и группам? Что является причиной этих изменений?

225 Какое место в периодической системе занимают два элемента, один из которых характеризуется наибольшим значением ионизационного потенциала и электроотрицательности, а другой – наименьшими значениями этих величин?

226 В атомах каких элементов осуществляется так называемый "провал" электронов? Объясните причину этого эффекта.

227 При нормальных условиях только 11 химических элементов в свободном виде являются газами и 2 элемента в свободном виде жидкостями. Укажите символы и названия этих элементов.

228 Конфигурация валентных электронов в атомах двух элементов выражается формулами:

а) $3s^2 3p^2$ и $4s^2 3d^2$;
б) $4s^2 3d^3$ и $4s^2 3d^{10} 4p^3$.

В каких периодах и группах находятся эти элементы? Должны ли они отличаться по своим свойствам, имея одинаковое число валентных электронов?

229 Зная число элементов в каждом периоде, определите место элемента в периодической системе и основные химические свойства по порядковому номеру: 35, 42 и 56.

230 Вопреки собственной формулировке Д.И. Менделеев поставил в системе теллур перед иодом, а кобальт перед никелем. Объясните это.

231 Чем можно объяснить общую тенденцию – уменьшение атомных радиусов с увеличением порядкового номера в периоде и увеличение атомных радиусов с увеличением порядкового номера в группе?

232 На каком основании хром и сера находятся в одной группе периодической системы? Почему их помещают в разных подгруппах?

233 На каком основании фосфор и ванадий находятся в одной группе периодической системы? Почему их помещают в разных подгруппах?

234 Какой ряд элементов расположен по мере возрастания их атомных радиусов:

а) Na, Mg, Al, Si; б) C, N, O, F;
в) O, S, Sc, Fe; г) I, Br, Cl, F.

235 В чем сходство и различие атомов:

а) F и Cl; б) N и P.

236 Как изменяется способность металлов отдавать электроны в ряду: Mg → Ca → Sr → Ba?

237 В ядре изотопа элемента ^{104}X содержится 58 нейтронов. Каков порядковый номер этого элемента?

238 Чему равно число нейтронов в ядре изотопа ^{122}Sn ?

239 Распределите электроны по энергетическим уровням для атома брома.

240 Сколько полностью заполненных энергетических уровней содержит ион Na^+ ?

2.3 ЯДЕРНЫЕ РЕАКЦИИ. РАДИОАКТИВНОСТЬ

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

Периодом полураспада ($\tau_{1/2}$) называется время, за которое распадается половина исходного количества радиоактивного изотопа.

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

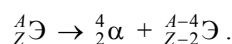
Пример 37 Период полураспада некоторого радиоактивного изотопа равен 3 часам. Какая масса его останется не распавшейся через 18 часов, если первоначальная масса изотопа составляла 200 г?

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

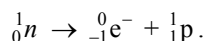
$$m = 2^{-n}m_0 = 2^{-6} \cdot 200 = 200/64 = 3,125 \text{ г.}$$

К основным видам радиоактивного распада относятся 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.

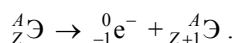
α -распад. α -частица – ядро атома гелия ^4_2He . При испускании α -частицы ядро теряет два протона и два нейтрона, следовательно, заряд ядра уменьшается на 2, а массовое число на 4. Дочернее ядро принадлежит элементу, смещенному в периодической системе на две клетки влево по отношению к материнскому элементу:



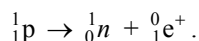
β^- -распад. β^- -частица – электрон. β^- -распаду предшествует процесс, протекающий в ядре:



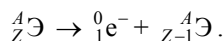
Таким образом, при испускании электрона заряд ядра увеличивается на единицу, а массовое число не изменяется. Дочернее ядро – изобар исходного ядра – принадлежит элементу, смещенному на одну клетку вправо в периодической системе от места материнского элемента:



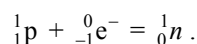
Позитронный распад. β^+ -частица – позитрон (e^+) – обладает массой электрона и зарядом, равным заряду электрона, но противоположным по знаку. Позитронному распаду предшествует ядерный процесс:



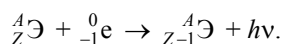
Число протонов в ядре при позитронном распаде уменьшается на единицу, а массовое число не изменяется. Образующееся ядро – изобар исходного ядра – принадлежит элементу, смещенному от материнского элемента на одну клетку влево в периодической системе:



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

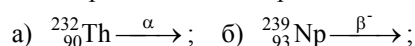


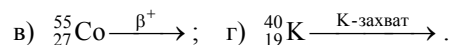
Заряд ядра уменьшается на единицу, а массовое число остается прежним. Дочернее ядро принадлежит элементу (изобару исходного элемента), смещенному по отношению к материнскому на одну клетку влево в периодической системе элементов:



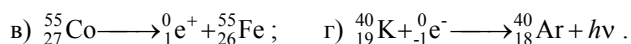
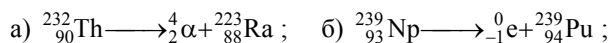
При переходе периферийных электронов на освободившееся в К-слое место выделяется энергия в виде кванта рентгеновского излучения.

Пример 38 Закончите уравнения реакции радиоактивного распада:





Решение



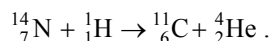
Уравнения ядерных реакций (в том числе и реакций радиоактивного распада) должны удовлетворять **правилу равенства сумм индексов**:

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 39 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: ${}^{14}\text{N}(p, \alpha){}^{11}\text{C}$. В скобках на первом месте пишут бомбардирующую частицу, а на втором, через запятую – частицу, образующуюся при данном процессе. В сокращенных уравнениях частицы ${}^4_2\text{He}$, ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{D}$, 1_0n обозначают соответственно α , p , d , n .

Задачи

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

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

243 Определите атомную массу кислорода, состоящего из изотопов: ${}^6\text{O}$, ${}^{17}\text{O}$, ${}^{18}\text{O}$ с массовыми долями 99,76 %; 0,04 %; 0,20 % соответственно.

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

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

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

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

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

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

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

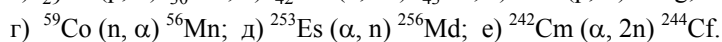
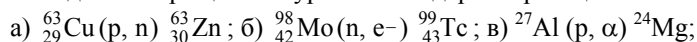
251 Природный неон состоит из изотопов: ${}^{20}\text{Ne}$ и ${}^{22}\text{Ne}$ с массовыми долями 90 % и 10 % соответственно. Вычислите атомную массу неона.

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

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

254 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.

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



256 При бомбардировке протонами ядер:

а) изотопа ${}^{21}_{10}\text{Ne}$ образуются α -частицы;

б) изотопа ${}^{63}_{29}\text{Cu}$ – нейтроны. Какие изотопы и каких элементов при этом образовались?

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

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

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

260 Радиоактивный иод ^{131}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** (χ). Чем больше электроотрицательность атома, тем сильнее притягивает он обобществленные электроны. Иными словами, при образовании ковалентной связи между двумя атомами разных элементов общее электронное облако смещается к более электроотрицательному атому, и в тем большей степени, чем больше разность электроотрицательностей ($\Delta\chi$) взаимодействующих атомов. Поэтому с ростом $\Delta\chi$ степень ионности связи возрастает.

Значения электроотрицательности атомов некоторых элементов приведены в табл. 2.

2 Относительная электроотрицательность атомов

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

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

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

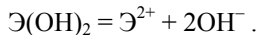
$$\Delta\chi_{\text{Mg-O}} = 3,5 - 1,2 = 2,3; \quad \Delta\chi_{\text{Ca-O}} = 3,5 - 1,0 = 2,5;$$

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

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

Таким образом:

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



Следовательно, все рассматриваемые соединения будут диссоциировать по типу гидроксидов.

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

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

$$\mu = ql.$$

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

Решение

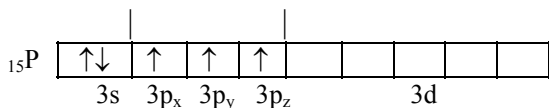
$$q = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}; \quad l = 2,2 \cdot 10^{-11} \text{ м};$$

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

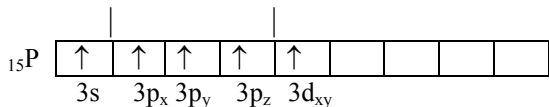
$$= 3,52 \cdot 10^{-30} / (3,33 \cdot 10^{-30}) = 1,06 \text{ D.}$$

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

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



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



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

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

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

3 Гибридизация орбиталей и пространственная конфигурация молекул

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

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

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

Задачи

- 261 Какую химическую связь называют ковалентной? Опишите ее основные свойства.
 - 262 Почему при образовании ковалентной связи расстояние между атомами строго определено? Как оно называется?
 - 263 Что называется кратностью связи? Как влияет увеличение кратности связи на ее длину и энергию?
 - 264 Определите ковалентность и степень окисления:
 - а) углерода в молекулах C_2H_6 , C_2H_5OH , CH_3COOH , CH_3Cl ;
 - б) хлора в молекулах $NaCl$, $NaClO_3$, $NaClO_4$, $Ca(ClO)_2$;
 - в) серы в молекулах $Na_2S_2O_3$, Na_2S , Na_2SO_4 .
 - 265 Какая из связей $Ca - H$, $C - Cl$, $Br - Cl$ является наиболее полярной и почему? (табл. 2)
 - 266 Объясните почему максимальная ковалентность фосфора может быть равной 5, а у азота такое валентное состояние отсутствует?
 - 267 Пользуясь значениями относительных электроотрицательностей (табл. 2) определите степень ионности связи в молекулах:
 - а) CH_4 , CCl_4 , CO_2 ; б) NH_3 , NO , Mg_3N_2 ; в) $LiCl$, LiI , Li_2O ;
 - г) HF , HCl , HBr ; д) SO_2 , SeO_2 , TeO_2 ; е) CO_2 , SiO_2 , SnO_2 .
 - 268 Какой тип гибридизации электронных облаков в молекулах:
 - а) BCl_3 ; б) $CaCl_2$; в) $GeCl_4$;
 - г) $SiCl_4$; д) ZnI_2 ; е) BeH_2 ?
- Какую пространственную конфигурацию имеют эти молекулы?
- 269 Какая из связей $K-S$, $H-S$, $Br-S$, $C-S$ наиболее полярна и почему (табл. 2)?
 - 270 В сторону какого атома смещается электронная плотность в молекулах H_2O , NaN , HI , CH_4 ?
 - 271 Какую ковалентную связь называют полярной? Что служит количественной мерой полярности ковалентной связи?

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

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

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

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

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

277 В ряду галогеноводородов HCl, HBr, HI электрические моменты диполей молекул равны $3,5 \cdot 10^{-30}$, $2,6 \cdot 10^{-30}$, $1,4 \cdot 10^{-30}$ Кл·м соответственно. Как изменяется характер химической связи в этих молекулах?

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

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

280 Электрический момент диполя молекул сероводорода и диоксида серы равны $3,1 \cdot 10^{-30}$ и $2,0 \cdot 10^{-30}$ Кл·м. Какая из этих молекул более полярна?

281 Электрический момент диполя молекул метана, аммиака, воды и хлороводорода равны 0; $4,7 \cdot 10^{-30}$; $6,1 \cdot 10^{-30}$; $3,5 \cdot 10^{-30}$ Кл·м. Какая из этих молекул более полярна?

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

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

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

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

286 В каком из перечисленных веществ более выражен ионный характер связи: CCl_4 , SiO_2 , CaBr_2 , NH_3 ?

287 Как изменяется прочность C-C связи в ряду: этан → этилен → → этин?

288 Какова степень окисления азота в соединении $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$?

289 Как изменяется число π -связей в ряду: $\text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{SO}_3$?

290 Докажите, что азот в соединениях может быть только 4-валентным.

4 ЭЛЕМЕНТЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

4.1 ТЕРМОХИМИЯ. ЗАКОНЫ ТЕРМОХИМИИ

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

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

При любом процессе соблюдается закон сохранения энергии как проявление, более общего закона природы – закона сохранения материи. Теплота Q поглощается системой, идет на изменение ее внутренней энергии 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:

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

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

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

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

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

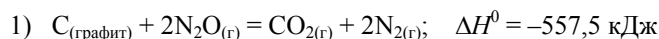
При экзотермических реакциях энтальпия системы уменьшается и $\Delta H < 0$ ($H_2 < H_1$), а при эндотермических реакциях энтальпия системы увеличивается и $\Delta H > 0$ ($H_2 > H_1$). В дальнейшем тепловые эффекты выражаются через ΔH .

В основе термохимических расчетов лежит **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 ($\Delta H_{x,p}$) равен сумме энтальпий образования $\Delta H_{\text{обр}}$ продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов:

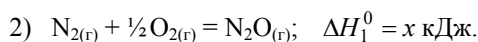
$$\Delta H_{x,p} = \sum \Delta H_{\text{обр}}^{\text{прод}} - \sum \Delta H_{\text{обр}}^{\text{исх}}. \quad (4.1.2)$$

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

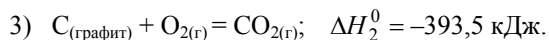


вычислите энтальпию образования $\text{N}_2\text{O}_{(\text{г})}$.

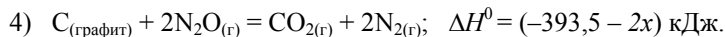
Решение Обозначив искомую величину через x , запишем термохимическое уравнение реакции образования N_2O из простых веществ:



Запишем также термохимическое уравнение реакции образования $\text{CO}_{2(\text{г})}$ из простых веществ:

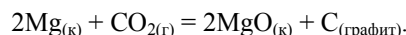


Из уравнений реакций (2) и (3) можно получить уравнение реакции (1). Для этого умножим уравнение (2) на два и вычтем найденное уравнение из уравнения (3). Имеем:



Сравнивая уравнения (1) и (4), находим: $-393,5 - 2x = -557,5$. Отсюда $x = 82,0$ кДж/моль.

Пример 45 Пользуясь данными табл. 4, вычислите ΔH^0 реакции:



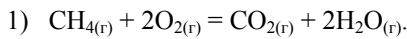
Решение Стандартные энтальпии образования $\text{CO}_{2(\text{г})}$ и $\text{MgO}_{(\text{к})}$ равны соответственно $-393,5$ и $-601,8$ кДж/моль (стандартные энтальпии образования простых веществ равны нулю). ΔH^0 реакции находим по уравнению (4.1.2)

$$\Delta H^0 = 2\Delta H_{\text{MgO}}^0 - \Delta H_{\text{CO}_2}^0 = 2(-601,8) + 393,5 = -810,1 \text{ кДж.}$$

Пример 46 Рассчитайте теплоту сгорания метана и количество теплоты, которое выделится при сгорании 100 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 $\text{CO}_{2(\text{г})}$ и $\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$.

Реакцию сгорания метана можно представить уравнением:



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

$$\Delta H^0 = \Delta H_{\text{CO}_2(\text{г})}^0 + 2\Delta H_{\text{H}_2\text{O}(\text{г})}^0 - \Delta H_{\text{CH}_4(\text{г})}^0$$

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

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

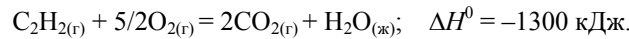
$$v(\text{CH}_4) = 100 \text{ дм}^3 / 22,4 \text{ дм}^3 = 4,46 \text{ моль.}$$

Количество теплоты при сгорании 4,46 моль составит $4,46 \cdot 802,2 = 13\,577,8$ кДж.

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

Решение

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



Отсюда можно записать:

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

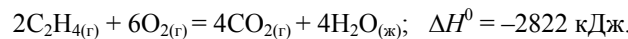
Отсюда

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

Пользуясь данными табл. 4, находим:

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

б) Запишем термохимическое уравнение реакции горения 2 моль этилена:



Отсюда можно записать:

$$\Delta H^0 = 4\Delta H^0(\text{CO}_2) + 4\Delta H^0(\text{H}_2\text{O}) - 2\Delta H^0(\text{C}_2\text{H}_4) = -2822 \text{ кДж}$$

Отсюда

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

Пользуясь данными табл. 4, находим:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

$$\Delta G_{x,p} = \sum \Delta G_{\text{обр}}^{\text{прод}} - \sum \Delta G_{\text{обр}}^{\text{исх}} \quad (4.1.5)$$

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 $\Delta G > 0$.

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

4 Значения ΔH^0 , S^0 , ΔG^0

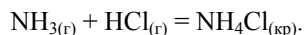
Вещество	ΔH^0 , кДж/моль	$S^0 \cdot 10^3$, Дж/моль·К	ΔG^0 , кДж/моль
Al _(кр)	0	28,33	0
Al ₂ O _{3(кр)}	-1675,69	50,92	-1582,27
BaCO _{3(кр)}	-1210,85	112,13	-1132,77
BaO _(кр)	-553,54	70,29	-525,84
BeO _(кр)	-598,73	14,14	-596,54
C _(алмаз)	1,83	2,37	2,83
C _(графит)	0	5,74	0
CaCO _{3(кр)}	-1206,83	91,71	-1128,35
CaO _(кр)	-635,09	38,07	-603,46
CH _{4(г)}	-74,85	186,27	-50,85
C ₂ H _{2(г)}	226,75	200,82	209,21
C ₂ H _{4(г)}	52,30	219,45	68,14
C ₂ 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(кр)}	-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

$\text{PCl}_{3(\text{r})}$	-287,02	311,71	-267,98
$\text{PCl}_{5(\text{r})}$	-374,89	364,47	-305,10
$\text{SO}_{2(\text{r})}$	-296,90	248,07	-300,21
$\text{TiO}_{2(\text{кр})}$	-944,8	50,33	-889,49

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

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

Пример 49 Исходя из значений стандартных энтальпий образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ (табл. 4) вычислите 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):

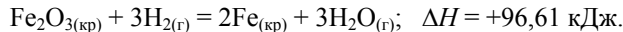
$$\begin{aligned} \Delta H^0 &= \Delta H_{\text{NH}_4\text{Cl}}^0 - (\Delta H_{\text{NH}_3}^0 + \Delta H_{\text{HCl}}^0) = \\ &= 314,22 - (-45,94 - 92,31) = -175,97 \text{ кДж}. \end{aligned}$$

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

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

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

Пример 50 Реакция восстановления Fe_2O_3 водородом протекает по уравнению:



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

Решение Вычисляем ΔG реакции:

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

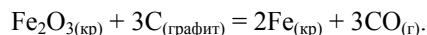
Так как $\Delta G > 0$, то реакция при стандартных условиях невозможна; наоборот, при этих условиях идет обратная реакция окисления железа (коррозия).

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

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

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

Пример 51 Вычислите $\Delta H_{\text{x.p.}}^0$, $\Delta S_{\text{x.p.}}^0$, ΔG_{T} реакции, протекающей по уравнению:



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

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

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

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

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

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

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

Так как $\Delta G_{500} > 0$, а $\Delta G_{1000} < 0$, то восстановление Fe_2O_3 углеродом возможно при 1000 К и невозможно при 500 К.

Задачи

При решении задач данного раздела использовать значения табл. 4.

291 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.

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

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

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

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

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

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

298 Вычислите тепловой эффект реакции горения метилового спирта, которая выражается термохимическим уравнением: $\text{CH}_3\text{OH}_{(\text{ж})} + 3/2\text{O}_{2(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$.

299 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.

300 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?

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

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

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

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

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

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

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

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

309 При сгорании жидкого этилового спирта массой $11,5$ г выделилось $308,71$ кДж тепла. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Вычислите энтальпию образования $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})}$.

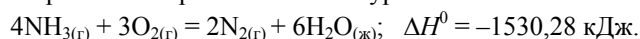
310 При восстановлении оксида железа(III) массой $80,0$ г алюминием (реакция алюмотермии) выделяется $426,3$ кДж тепла. При сгорании металлического алюминия массой $5,4$ г выделяется $167,3$ кДж тепла. На основании этих данных вычислите энтальпию образования оксида железа(III).

311 Вычислите ΔG^0 реакций образования $\text{AgCl}_{(\text{т})}$ и $\text{CaCl}_{2(\text{т})}$ из ионов в растворе, используя термодинамические данные, приведенные в табл. 6.

Ионы	ΔH^0 , кДж/моль	S^0 , Дж/моль·К
$\text{Ag}^+_{(p)}$	105	73
$\text{AgBr}_{(кр)}$	-100	107
$\text{AgCl}_{(кр)}$	-127	96
$\text{AgI}_{(кр)}$	-62	115
$\text{AgF}_{(кр)}$	-205	84
$\text{Br}^-_{(p)}$	-121	83
$\text{Ca}^{2+}_{(p)}$	-543	-53
$\text{CaBr}_{2(кр)}$	-683	130
$\text{CaCl}_{2(кр)}$	-796	105
$\text{CaI}_{2(кр)}$	-535	142
$\text{CaF}_{2(г)}$	-1220	69
$\text{Cl}^-_{(p)}$	-167	57
$\text{I}^-_{(p)}$	-57	107
$\text{F}^-_{(p)}$	-333	-14

Как изменяется растворимость AgI и CaI_2 в ряду $\text{F}^- \rightarrow \text{Cl}^- \rightarrow \text{Br}^- \rightarrow \text{I}^-$? Сопоставьте характер изменения в этом ряду значений $\Delta G^0_{\text{обр}}$ и ПР. Величины ПР для галогенидов серебра в этом ряду имеют следующие значения (кроме фторида серебра) $1,8 \cdot 10^{-10}$; $5,3 \cdot 10^{-13}$; $8,37 \cdot 10^{-17}$ соответственно. Почему для фторида серебра отсутствуют данные по ПР?

312 Реакция горения аммиака выражается термохимическим уравнением:

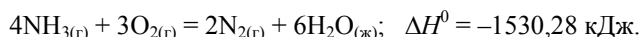
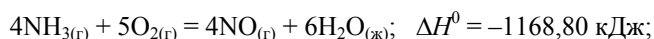


Вычислите энтальпию образования аммиака.

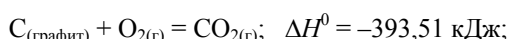
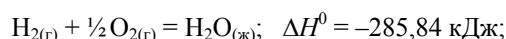
313 При взаимодействии железа массой 6,3 г с серой выделилось 11,31 кДж тепла. Вычислите энтальпию образования сульфида железа(II).

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

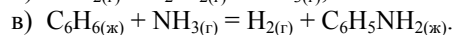
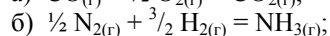
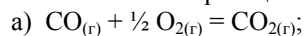
315 Вычислите энтальпию образования $\text{NO}_{(г)}$, исходя из следующих термохимических уравнений:



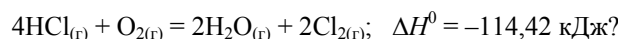
316 Вычислите энтальпию образования газообразного метана, исходя из следующих термохимических уравнений:



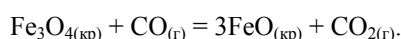
317 Рассчитайте ΔG^0 реакций:



318 При какой температуре наступит равновесие системы:

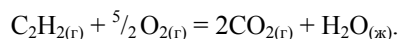


319 Восстановление Fe_3O_4 оксидом углерода идет по уравнению:

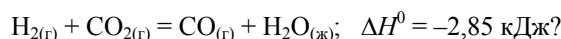


Вычислите ΔG^0 и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях. Чему равно ΔS^0 в этой реакции?

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



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



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

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

- а) $\text{CS}_{2(\text{г})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{SO}_{2(\text{г})}$;
 б) $\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{кр})} + 2\text{Cr}_{(\text{кр})} = \text{Cr}_2\text{O}_{3(\text{кр})} + 2\text{Al}_{(\text{кр})}$;
 в) $\text{CaO}_{(\text{кр})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = \text{CaCO}_{3(\text{кр})}$;
 г) $2\text{PbS}_{(\text{кр})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{PbO}_{(\text{кр})} + 2\text{SO}_{2(\text{г})}$.

323 При какой температуре наступит равновесие систем:

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

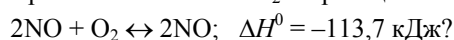
324 Уменьшается или увеличивается энтропия при переходах: а) воды в пар; б) графита в алмаз? Почему? Вычислите ΔS^0 для каждого превращения. Сделайте вывод о количественном изменении энтропии при фазовых и аллотропических превращениях.

325 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) $\text{NH}_4\text{NO}_{3(\text{кр})} = \text{N}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$.

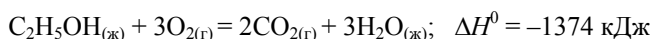
326 При стандартных условиях теплота полного сгорания белого фосфора равна 760,1 кДж/моль, а теплота полного сгорания черного фосфора равна 722,1 кДж/моль. Чему равна теплота превращения черного фосфора в белый при стандартных условиях?

327 Сколько выделится теплоты при образовании 4 моль NO_2 по реакции:



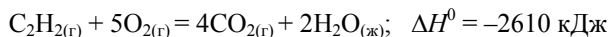
328 При сгорании 2 моль PH_3 образуются P_2O_5 , H_2O и выделяется 2440 кДж тепла. Определите энтальпию образования PH_3 , если при образовании P_2O_5 и H_2O выделяется соответственно 1548 кДж/моль и 286 кДж/моль тепла.

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



выделилось 687 кДж тепла?

330 В результате реакции, термохимическое уравнение которой:



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

4.2 СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

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

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

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

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

а для образующегося вещества:

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

где 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:

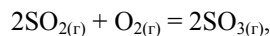
$$v = k [\text{A}] [\text{B}],$$

где $[\text{A}]$ и $[\text{B}]$ – концентрации вступающих в реакцию веществ моль/дм³, k – константа скорости реакции, зависящая от природы реагирующих веществ.

Для реакции типа: $\text{A} + 2\text{B} \leftrightarrow \text{AB}_2$ по закону действия масс можно записать:

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

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



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

Решение Обозначим концентрации реагирующих веществ: $[\text{SO}_2] = a$, $[\text{O}_2] = b$, $[\text{SO}_3] = c$. Согласно закону действия масс скорости (v) прямой и обратной реакции до изменения объема будут равны:

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

После уменьшения объема гомогенной системы в три раза концентрация каждого из реагирующих веществ увеличится в три раза: $[\text{SO}_2] = 3a$, $[\text{O}_2] = 3b$; $[\text{SO}_3] = 3c$. При этих концентрациях скорости (v) прямой и обратной реакции примут значения:

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

Откуда:

$$\frac{v_{\text{пр}}}{v'_{\text{пр}}} = \frac{ka^2b}{27ka^2b} = \frac{1}{27}; \quad \frac{v_{\text{обр}}}{v'_{\text{обр}}} = \frac{9k_1c^2}{k_1c^2} = 9.$$

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

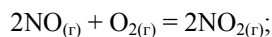
При гетерогенных реакциях концентрации веществ, находящихся в твердой фазе, обычно не изменяются в ходе реакции и поэтому не включаются в уравнение закона действия масс.

Пример 53 Напишите выражения закона действия масс для реакций: а) $2\text{NO}_{(\text{r})} + \text{Cl}_{2(\text{r})} = 2\text{NOCl}_{(\text{r})}$; б) $\text{CaCO}_{3(\text{кр})} = \text{CaO}_{(\text{кр})} + \text{CO}_{2(\text{r})}$.

Решение а) $v = k[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2]$.

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

Пример 54 Как изменится скорость реакции:



если уменьшить объем реакционной смеси в 3 раза?

Решение До изменения объема скорость реакции выражалась уравнением:

$$v = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2].$$

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

$$v' = k(3[\text{NO}])^2(3[\text{O}_2]) = 27k[\text{NO}]^2[\text{O}_2].$$

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

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

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

где v_t и k_t – скорость и константа скорости реакции при температуре t °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 град., последнее уравнение преобразуется к виду:

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

или

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

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

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

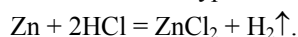
$$v'/v = 2,8^{55/10} = 2,8^{5,5};$$

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

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

Пример 56 Растворение образца цинка в соляной кислоте при 20 °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 °С до 40 °С скорость реакции увеличивается в $27/3 = 9$ раз. Это означает, что коэффициент в уравнении Вант-Гоффа

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

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

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

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

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

откуда

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

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

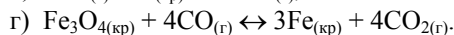
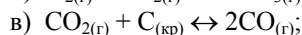
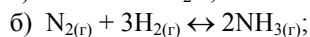
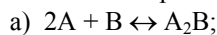
Подставив соответствующие значения величин из условия задачи, получим

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

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

Задачи

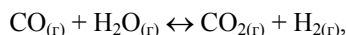
331 Напишите выражение для скорости прямой реакции:



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

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

333 Чему равна скорость обратной реакции:

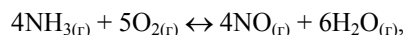


если концентрации $[CO_2] = 0,30$ моль/дм³; $[H_2] = 0,02$ моль/дм³; $k = 1$?

334 Начальная концентрация исходных веществ в системе: $CO_{(г)} + Cl_{2(г)} \leftrightarrow COCl_{2(г)}$ 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?

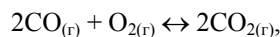
335 Концентрации NO и O₂, образующих NO₂, были соответственно равны 0,03 и 0,05 моль/дм³. Чему равна скорость прямой реакции?

336 Как изменится скорость прямой реакции:



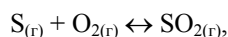
если увеличить давление системы в два раза?

337 Как изменится скорость прямой реакции:



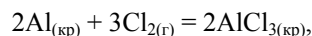
если увеличить давление системы в три раза?

338 Как изменится скорость реакции горения серы:



если уменьшить объем системы в 5 раз?

339 Как изменится скорость химической реакции:



если давление системы увеличится в 2 раза?

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

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

а) от 283 до 323 К скорость реакции увеличилась в 16 раз;

б) от 323 до 373 К скорость реакции увеличилась в 1200 раз.

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

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

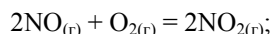
344 Во сколько раз возрастает скорость реакции при повышении температуры на 50 °С, если $\gamma = 2$?

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

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

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

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



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

349 Во сколько раз увеличится скорость химической реакции $H_2 + J_2 \leftrightarrow 2HJ$ при повышении температуры от 20 до 170 °С, если было установлено, что при повышении температуры на каждые 25 град. скорость реакции увеличивается в 3 раза?

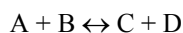
350 Скорость некоторой реакции увеличивается в 2,5 раза при повышении температуры на 10 град. Во сколько раз увеличится скорость при повышении температуры от 10 до 55 °С?

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

4.3 ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

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

В случае обратимой химической реакции:



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

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

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

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

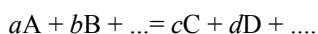
Откуда:

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

где K – константа равновесия.

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

В общем случае, для химической реакции, протекающей по схеме:



справедливо выражение для константы равновесия:

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

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 58 В системе $A_{(г)} + 2B_{(г)} \leftrightarrow C_{(г)}$ 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 дм^3 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:

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

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

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

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

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

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

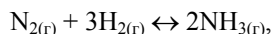
Решение а) протекание реакции в прямом направлении приводит к уменьшению общего числа молей газов, т.е. к уменьшению давления в системе. Поэтому, согласно принципу Ле-Шателье, повышение давления вызывает смещение равновесия в сторону прямой реакции.

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

Задачи

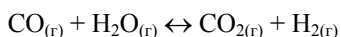
352 Реакция идет по уравнению: $A + 2B \leftrightarrow C$; константа ее скорости при определенной температуре равна 0,4, а начальные концентрации составляли (моль/дм³): $[A] = 0,3$ и $[B] = 0,5$. Вычислите скорость этой реакции при той же температуре в начальный момент и после того, как прореагирует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

353 Начальные концентрации веществ, участвующих в реакции:



равны (моль/дм³): $[\text{N}_2] = 1,5$; $[\text{H}_2] = 2,5$; $[\text{NH}_3] = 0$. Каковы концентрации азота и водорода в момент, когда концентрация аммиака стала равной 0,5 моль/дм³?

354 В начальный момент протекания реакции:



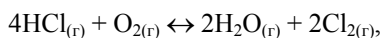
концентрации были равны (моль/дм³): $[\text{CO}] = 0,30$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,40$; $[\text{CO}_2] = 0,40$; $[\text{H}_2] = 0,05$. Вычислите концентрации всех веществ в момент, когда прореагирует 50 % воды.

355 Пентахлорид фосфора диссоциирует при нагревании по уравнению:



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

356 Чему равна константа равновесия реакции:



если равновесные концентрации (моль/дм³) равны: $[\text{Cl}_2] = 0,04$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,20$; $[\text{HCl}] = 0,08$; $[\text{O}_2] = 0,10$?

357 Найдите константу равновесия для реакции:



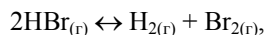
если исходные концентрации веществ А и В были равны по 0,8 моль/дм³, а равновесная концентрация вещества С равна 0,6 моль/дм³.

358 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.

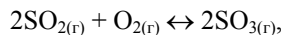
359 Вычислите константу равновесия реакции:



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

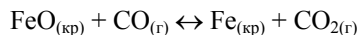
360 При некоторой температуре состав равновесной смеси в объеме 10 дм³ был следующий: 11,2 г CO , 14,2 г Cl_2 , 19,8 г COCl_2 . Вычислите константу равновесия реакции: $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$ при данных условиях.

361 Чему равна константа равновесия реакции:



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

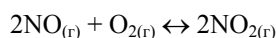
362 Константа равновесия реакции:



при некоторой температуре равна 0,5. Найдите равновесные концентрации CO и CO_2 , если начальные концентрации этих веществ составляли (моль/дм³): $[\text{CO}] = 0,05$; $[\text{CO}_2] = 0,01$.

363 Равновесие в системе: $\text{H}_{2(г)} + \text{I}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(г)}$ 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.

364 При некоторой температуре константа равновесия реакции:

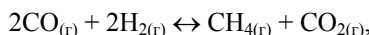


равна 2,2. Равновесные концентрации NO и O_2 соответственно равны 0,02 моль/дм³ и 0,03 моль/дм³. Вычислите исходные концентрации NO и O_2 .

365 Исходные концентрации оксида углерода(II) и паров воды соответственно равны 0,08 моль/дм³. Вычислите равновесные концентрации CO , H_2O и H_2 в системе: $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$, если равновесная концентрация CO_2 равна 0,05 моль/дм³.

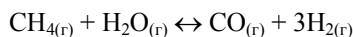
366 Константа равновесия реакции: $\text{N}_{2(г)} + 3\text{H}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(г)}$ равна 0,1. Равновесные концентрации (моль/дм³) водорода и аммиака равны 0,6 и 0,2 соответственно. Вычислите начальную и равновесную концентрации азота.

367 В каком направлении сместится равновесие реакции:



если давление в системе уменьшить в два раза?

368 В каком направлении сместится равновесие реакции:



при увеличении объема системы в три раза?

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

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

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

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

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

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

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

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

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

375 Рассчитайте равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции: $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$, если исходные концентрации веществ равны (моль/дм³): $[\text{CO}] = 0,1$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,4$; а константа равновесия при этом равна единице.

5 РАСТВОРЫ

5.1 СОСТАВ И ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ

Пример 60 Вычислите: а) массовую долю растворенного вещества (ω , %); б) нормальность (n); в) молярность (c); г) моляльность (c_m); д) титр (T) раствора H_3PO_4 , полученного при растворении 18 г H_3PO_4 в 282 см³ воды, если относительная плотность полученного раствора составляет 1,031 г/см³.

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, содержащееся в 100 г (единиц массы) раствора. Так как массу 282 см³ воды можно принять равной 282 г, то масса полученного раствора 18 + 282 = 300 г. Из формулы:

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

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

б) мольно-объемная концентрация, или молярность (c), показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 дм³ раствора.

Масса 1 дм³ раствора 1031 г. Масса кислоты в 1 дм³ раствора составит:

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

Молярность раствора получим делением массы H_3PO_4 в 1 дм³ раствора на мольную массу H_3PO_4 (97,99 г/моль):

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

в) нормальная концентрация, или нормальность (n), показывает число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 дм³ раствора. Так как

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

то

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

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

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

Следовательно:

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

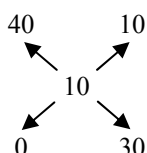
д) титром раствора (T) называется число граммов растворенного вещества содержащихся в 1 см³ раствора. Так как в 1 дм³ раствора содержится 61,86 г кислоты, то $T = 61,86/1000 = 0,06186 \text{ г/см}^3$.

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

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

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

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



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

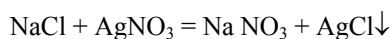
Пример 63 Смешали растворы хлорида натрия ($\omega = 10$ %, $\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$) и нитрата серебра ($\omega = 5$ %, $\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$) объемами 1 дм³ и 2 дм³ соответственно. Вычислите массовую долю каждого из растворенных веществ в окончательном растворе.

Решение Определяем число молей NaCl и AgNO₃

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

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

Поскольку NaCl и AgNO₃ реагируют



в эквивалентных количествах, из соотношения числа молей NaCl и AgNO₃ делаем вывод, что в недостатке нитрат серебра. По нему и ведется дальнейший расчет: 0,62 моль AgNO₃ реагирует с 0,62 моль NaCl, в результате реакции выпадает осадок 0,62 моль AgCl и в растворе появляется 0,62 моль NaNO₃. Кроме того, в растворе остается 1,83 – 0,62 = 1,21 моль не прореагировавшего NaCl.

Масса окончательного раствора складывается из масс двух растворов за вычетом массы выпавшего AgCl:

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

Находим массовые доли солей в окончательном растворе:

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

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

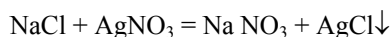
Пример 64 Смешали растворы хлорида натрия ($\omega = 13 \%$) и нитрата серебра ($\omega = 13 \%$) массами 100 г. Вычислите массовую долю каждого из растворенных веществ в окончательном растворе.

Решение Определяем число молей NaCl и AgNO₃

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

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

Поскольку NaCl и AgNO₃ реагируют



в эквивалентных количествах, из соотношения числа молей NaCl и AgNO₃ делаем вывод, что в недостатке нитрат серебра, и он расходуется полностью. По нему и ведется дальнейший расчет: 0,0765 моль AgNO₃ реагирует с 0,0765 моль NaCl, в результате реакции выпадает осадок 0,0765 моль AgCl и в растворе появляется 0,0765 моль NaNO₃. Кроме того, в растворе остается 0,222 – 0,0765 = 0,146 моль не прореагировавшего NaCl.

Масса окончательного раствора складывается из масс двух растворов за вычетом массы выпавшего AgCl:

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

Находим массовые доли солей в окончательном растворе:

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

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

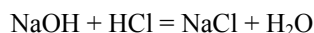
Пример 65 Смешали растворы едкого натра ($\omega = 4 \%$, $\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$) и соляной кислоты ($\omega = 5 \%$, $\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$) объемами 500 см³ и 400 см³ соответственно. Кислую или щелочную реакцию имеет полученный раствор?

Решение Определяем число молей NaOH и HCl

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

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

Поскольку NaOH и HCl реагируют (реакция нейтрализации):



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

Пример 66 К раствору серной кислоты ($\omega = 10 \%$, $\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$) объемом 300 см³ прилили воду объемом 100 см³. Вычислите массовую долю и объем полученного раствора, если его плотность равна 1,05 г/см³. Сколько молей составляют 100 см³ воды?

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

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

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

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

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

В полученном растворе массой 421 г содержится H₂SO₄ массой 32,1 г, отсюда находим массовую долю полученного раствора серной кислоты:

$$\omega_1 = 32,1 \cdot 100 / 421 = 7,62 \%$$

Вода объемом 100 см³ имеет массу 100 г, что составляет

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

Пример 67 Какие объемы растворов едкого натра с массовыми долями 10 % и 22 % нужно взять для приготовления раствора объемом 1,5 дм³ с массовой долей 14 %. Плотности растворов равны, соответственно: 1,11 г/см³; 1,24 г/см³; 1,15 г/см³.

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

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

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

– по растворенному веществу (NaOH):

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

Решая систему из двух уравнений с двумя неизвестными, находим:

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

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

Решение Находим массу хлорида алюминия в исходном растворе:

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

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

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

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

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

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

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

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

После заполнения колбы водой масса раствора (с учетом того, что плотность воды 1 г/см³ или 1000 г/дм³) стала равна:

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

Определим массовую долю хлороводорода:

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

Пример 70 Какой объем (н.у.) NH_3 необходимо растворить в воде массой 700 г, чтобы получить раствор аммиака с массовой долей 15 %?

Решение Искомые объем аммиака обозначим через x дм³. Тогда масса аммиака составит

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

Масса раствора составит по условию задачи:

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

Откуда $x = 163 \text{ см}^3$.

Задачи

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

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

378 Рассчитайте объемы раствора серной кислоты с массовой долей 93,5 % ($\rho = 1,83 \text{ г/см}^3$) и воды, необходимые для приготовления 100 см³ раствора серной кислоты с массовой долей 15 % ($\rho = 1,10 \text{ г/см}^3$).

379 Какие объемы воды и раствора серной кислоты с массовой долей 80 % ($\rho = 1,74 \text{ г/см}^3$) необходимо взять для приготовления 500 см³ раствора серной кислоты с массовой долей 10 % ($\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$).

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

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

382 Определите массовую долю (ω , %) растворенного вещества в растворах:

а) 6М HCl ($\rho = 1,100 \text{ г/см}^3$); б) 10 н H_2SO_4 ($\rho = 1,289 \text{ г/см}^3$);

в) 15 н H_3PO_4 ($\rho = 1,289 \text{ г/см}^3$).

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

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

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

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

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

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

389 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 (ω , %) соединений, содержащихся в растворе после отделения осадка.

390 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.

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

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

393 Какая масса кристаллогидрата CaCl₂·6H₂O потребуется для приготовления раствора массой 1750 г, если его молярность равна 0,2 моль/кг H₂O?

394 В производстве аммиачной селитры применяется раствор с массовой долей азотной кислоты 60 %. Выразите концентрацию этого раствора в моль/дм³ ($\rho = 1,373$ г/см³).

395 При растворении серной кислоты массой 66,8 г в воде массой 133,2 г получили раствор ($\rho = 1,25$ г/см³). Определите:

а) молярную концентрацию; б) нормальную концентрацию;

в) массовую долю (ω , %) серной кислоты в полученном растворе.

396 Титр раствора H₂SO₄ равен 0,0049 г/см³. Рассчитайте нормальную концентрацию раствора H₂SO₄.

397 На нейтрализацию 60 см³ 0,24 н раствора серной кислоты израсходовано 180 см³ раствора KOH. Рассчитайте нормальную концентрацию раствора KOH.

398 Чему равна нормальная концентрация раствора NaOH с массовой долей 30 % ($\rho = 1,328$ г/см³)? К 1 дм³ этого раствора прибавили 5 дм³ воды. Вычислите массовую долю (ω , %) NaOH в полученном растворе.

399 К 3 дм³ раствора азотной кислоты с массовой долей 10 % ($\rho = 1,054$ г/см³) прибавили 5 дм³ раствора той же кислоты с массовой долей 2 % ($\rho = 1,009$ г/см³). Вычислите массовую долю (ω , %), молярную, нормальную концентрации и титр полученного раствора.

400 Вычислите нормальную и молярную концентрации раствора азотной кислоты с массовой долей 20,8 % ($\rho = 1,12$ г/см³). Сколько граммов азотной кислоты содержится в 4 дм³ этого раствора?

401 Для получения суперфосфата применяется раствор, в котором массовая доля серной кислоты составляет 65 %. Сколько воды и раствора серной кислоты с массовой долей 92 % потребуется для приготовления 1 тонны такого раствора?

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

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

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

405 Определите нормальную концентрацию раствора, полученного при смешении 2,0 дм³ 0,5 н и 0,5 дм³ 2,0 н растворов.

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

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

408 Какой объем раствора KOH с массовой долей 12 % ($\rho = 1,11$ г/см³) надо взять для приготовления 250 см³ 2М раствора?

409 Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 90 % ($\rho = 1,81$ г/см³) надо взять, чтобы получить 250 см³ 2М раствора?

410 Сколько (г) кристаллогидрата Cu(NO₃)₂·3H₂O потребуется для приготовления раствора нитрата меди массой 470 г с массовой долей 20 %?

411 В избытке хлора сожгли 0,1 моль железа и продукт растворили в воде объемом 83,75 см³. Определите массовую долю (ω , %) образовавшегося раствора.

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

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

414 Какой объем (см³) раствора едкого натра ($\omega = 15$ %, $\rho = 1,16$ г/см³) потребуется для нейтрализации 0,87 моль HCl?

415 Какой объем (см³) раствора HCl ($\omega = 30$ %, $\rho = 1,15$ г/см³) необходим для приготовления 1М раствора HCl объемом 500 см³?

416 Смешали растворы ацетата серебра объемом 30 см³ ($\omega = 8$ %, $\rho = 1,04$ г/см³) и сероводорода массой 24 г ($\omega = 10$ %). Определите массу (г) осадка.

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

418 Определите массу (г) воды, в которой надо растворить ZnSO₄·7H₂O массой 57,4 г для приготовления раствора ZnSO₄ с массовой долей 8 %.

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

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

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

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

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

424 Определите массовую долю H_2SO_4 в растворе, полученном при смешении раствора серной кислоты с $\omega = 25\%$, $\rho = 1,178 \text{ г/см}^3$ объемом 200 см^3 и воды объемом 500 см^3 .

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

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

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

428 Газ, полученный при разложении CaCO_3 , массой 40 г пропустили через раствор едкого натра ($\omega = 7\%$, $\rho = 1,076 \text{ г/см}^3$) объемом 350 см^3 . Определите массовую долю (ω , %) веществ в полученном растворе (гидролиз солей не учитывать).

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

5.2 РАСТВОРИМОСТЬ ВЕЩЕСТВ. НАСЫЩЕННЫЕ РАСТВОРЫ

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

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

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

Решение Коэффициент растворимости находим из пропорции:

в 47,6 г H_2O растворяется 52,4 г KNO_3 ;

в 100 г H_2O растворяется x г KNO_3 ;

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

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

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

Решение По условию задачи в 1 дм^3 воды растворяется 49 см^3 O_2 и 23 см^3 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 $49 \cdot 0,2 = 9,8 \text{ см}^3$ O_2 и $23 \cdot 0,8 = 18,4 \text{ см}^3$ N_2 ; общий объем растворенных газов составит, $9,8 + 18,4 = 28,2 \text{ см}^3$

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

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

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

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

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

В воде массой 295,03 г при 50 °С за счет растворимости останется аммиака $22,9 \cdot 295,03 / 100 = 67,56$ г. При нагревании выделится $208,67 - 67,56 = 141,11$ г аммиака. Объем аммиака (н.у.) составит $141,11 \cdot 22,4 / 17 = 185,93$ дм³.

Задачи

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

431 Растворимость NH_4Cl при 50 °С равна 50 г. Определите концентрацию раствора NH_4Cl в массовых долях (ω , %).

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

433 Для очистки методом перекристаллизации калийная селитра массой 500 г растворена при нагревании в воде массой 600 г. Полученный раствор охлажден до 0 °С. Растворимость KNO_3 при 0 °С составляет 17 г. Какую массовую долю (ω , %) составляют при этом потери за счет растворимости соли? Определите выход чистой соли.

434 Растворимость KNO_3 при 35 °С составляет 55 г. Какую массу соли следует взять для приготовления насыщенного при этой температуре раствора массой 60 г?

435 В насыщенном при 90 °С растворе $K_2Cr_2O_7$ массовая доля соли составляет 45,2 %. Какова растворимость дихромата калия при данной температуре?

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

437 Сколько $AgNO_3$ выпадет в осадок при охлаждении насыщенного при 60 °С раствора массой 2,5 кг до 10 °С, если растворимость при этих температурах составляет 525 г и 170 г соответственно.

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

439 При некоторой температуре растворимость H_2S в спирте ($\rho = 0,8$ г/см³) выражается объемным соотношением 10 : 1. Найдите массовую долю (%) H_2S в таком растворе.

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

441 При охлаждении насыщенного при 100 °С раствора $NaNO_3$ 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?

442 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.

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

444 Растворимость $KMnO_4$ 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 77 При 25 °С давление насыщенного пара воды составляет 3,166 кПа (23,75 мм рт. ст.). Определите при той же температуре давление насыщенного пара над 5 % водным раствором карбамида $CO(NH_2)_2$.

Решение Для расчета по формуле

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

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:

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

Находим мольную долю воды:

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

Следовательно:

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

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

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

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

По формуле:

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

находим

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

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

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

Решение Из условия задачи находим:

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

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

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

Молярную массу вещества найдем из соотношения (5.1.2):

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

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

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

Решение Подставляя экспериментальные данные в уравнение Вант-Гоффа

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

получим:

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

или $M = 180,3 \text{ г/моль}$.

Молекулярная масса равна 180,3 а.е.м.

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

Решение Пользуясь законом Рауля

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

и учитывая условия задачи, получим:

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

тогда число молей (v_1) растворенного вещества будет равно:

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

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

Пример 82 Чему равно при 0°C 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 $22,7 \cdot 10^5 \text{ Па}$ при 0°C , то осмотическое давление растворов неэлектролитов заданных концентраций будет равно $2,27 \cdot 10^5$; $1,82 \cdot 10^6$; $2,67 \cdot 10^4 \text{ Па}$ соответственно.

Пример 83 Раствор, содержащий 0,85 г хлорида цинка в 125 г воды, кристаллизуется при $-0,23\text{ }^{\circ}\text{C}$. 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):

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

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

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

Кажущуюся степень диссоциации соли найдем из соотношения:

$$\alpha = (i - 1) / (n - 1) \quad (5.3.5)$$

$$\alpha = (2,47 - 1) / (3 - 1) = 0,735.$$

Пример 84 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:

$$\Delta t_{\text{кип}} = i K_{\text{зб}} c_m \quad (5.3.6)$$

или

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

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	$K_{\text{зб}}$, град
Вода	1,86	0,52
Бензол	5,10	2,57
Этиловый эфир	2,12	—
Фенол	7,3	3,60
Ацетон	—	1,80
Уксусная кислота	3,9	3,1
CCl_4	2,98	5,3

Для определения силы кислоты ее необходимо записать в виде $\text{ЭO}_m(\text{OH})_n$. Если $m = 2 \dots 3$, то кислота сильная, а если $m = 0 \dots 1$ – слабая. Например: H_2SO_4 – $\text{ЭO}_2(\text{OH})_2$ – сильная; H_2CO_3 – $\text{CO}(\text{OH})_2$ – слабая; HClO – $\text{Cl}(\text{OH})$ – слабая; HClO_2 – $\text{ClO}(\text{OH})$ – слабая; HClO_3 – $\text{ClO}_2(\text{OH})$ – сильная; H_3PO_4 – $\text{PO}(\text{OH})_3$ – слабая; HMnO_4 – $\text{MnO}_3(\text{OH})$ – сильная; H_2CrO_4 – $\text{CrO}_2(\text{OH})_2$ – сильная и т.д.

Задачи

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

445 Чему равно осмотическое давление раствора неэлектролита при $27\text{ }^{\circ}\text{C}$, если в 500 см^3 раствора содержится 0,6 моль вещества?

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

447 Неэлектролит массой 11,5 г содержится в 250 см^3 раствора. Осмотическое давление этого раствора при $17\text{ }^{\circ}\text{C}$ равно $12,04 \cdot 10^5$ Па. Определите молярную массу неэлектролита.

448 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 кПа.

449 Каким будет давление пара раствора при $65\text{ }^{\circ}\text{C}$, 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 кПа?

450 При 293 К давление насыщенного пара над водой равно 2,34 кПа. Определите массу глицерина ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$), которую надо растворить в воде массой 180 г, чтобы получить давление пара, равно на 133,3 Па меньше.

451 К 0,5 М раствору сахарозы ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) объемом 100 см^3 добавили воду объемом 300 см^3 . Определите осмотическое давление полученного раствора при $25\text{ }^{\circ}\text{C}$.

452 Анилин ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$) массой 3,1 г растворен в эфире массой 40,2 г. Давление пара полученного раствора равно 813,9 кПа, а давление пара чистого эфира при той же температуре составляет 863,8 кПа. Рассчитайте молекулярную массу эфира.

- 453 Раствор, содержащий неэлектролит массой 0,512 г в бензоле массой 100,000 г, кристаллизуется при 5,296 °С. Температура кристаллизации бензола, равна 5,500 °С. Вычислите молярную массу растворенного вещества.
- 454 Вычислите массовую долю (ω , %) водного раствора сахара ($C_{12}H_{22}O_{11}$), зная, что температура кристаллизации раствора равна $-0,93$ °С.
- 455 Вычислите температуру кристаллизации водного раствора мочевины ($(NH_2)_2CO$), содержащего мочевины массой 5 г в воде массой 150 г.
- 456 Раствор, содержащий камфору ($C_{10}H_{16}O$) массой 3,04 г в бензоле массой 100,00 г, кипит при 80,714 °С. Температура кипения бензола, равна 80,200 °С. Вычислите эбуллиоскопическую константу бензола.
- 457 Вычислите массовую долю (ω , %) глицерина ($C_3H_8O_3$) в водном растворе, зная, что этот раствор кипит при 100,39 °С.
- 458 Вычислите мольную массу неэлектролита, зная, что раствор, содержащий этот неэлектролит массой 2,25 г в воде массой 250,00 г, кристаллизуется при температуре $-0,279$ °С.
- 459 Сколько мочевины ($(NH_2)_2CO$) следует растворить в воде массой 250 г, чтобы температура кипения повысилась на $0,26$ °?
- 460 При растворении некоторого неэлектролита массой 2,3 г в воде массой 125,0 г температура кристаллизации понижается на $0,372$ °. Вычислите молярную массу неэлектролита.
- 461 Какую массу мочевины ($(NH_2)_2CO$) следует растворить в воде массой 75 г, чтобы температура кристаллизации понизилась на $0,465$ °?
- 462 Вычислите массовую долю (ω , %) глюкозы ($C_6H_{12}O_6$) в водном растворе, зная, что это раствор кипит при 100,26 °С.
- 463 Какую массу фенола (C_6H_5OH) следует растворить в бензоле массой 125 г, чтобы температура кристаллизации раствора была ниже температуры кристаллизации бензола на $1,7$ °?
- 464 Вычислите температуру кипения раствора нафталина ($C_{10}H_8$) в бензоле с массовой долей 5 %. Температура кипения бензола $80,2$ °С.
- 465 Раствор, содержащий некоторый неэлектролит массой 25,65 г в воде массой 300,00 г, кристаллизуется при температуре $-0,465$ °С. Вычислите молярную массу неэлектролита.
- 466 Вычислите криоскопическую константу уксусной кислоты, зная, что раствор, содержащий антрацен ($C_{14}H_{10}$) массой 4,25 г в уксусной кислоте массой 100,00 г, кристаллизуется при $15,718$ °С. Температура кристаллизации уксусной кислоты $16,650$ °С.
- 467 При растворении серы массой 4,86 г в бензоле массой 60,00 г температура его кипения повысилась на $0,81$ °. Из скольких атомов состоит молекула серы в этом растворе?
- 468 Температура кристаллизации раствора, содержащего некоторый неэлектролит массой 66,3 г в воде массой 500,0 г, равна $-0,558$ °С. Вычислите мольную массу неэлектролита.
- 469 Какую массу анилина ($C_6H_5NH_2$) следует растворить в этиловом эфире массой 50 г, чтобы температура кипения этилового эфира была ниже температуры кипения раствора на $0,53$ °?
- 470 Вычислите температуру кристаллизации раствора этилового спирта (C_2H_5OH) с массовой долей 2 %.
- 471 Определите формулу вещества, в котором массовая доля углерода составляет 40,00 %, водорода – 6,66 %, серы – 53,34 %. Раствор, содержащий это вещество массой 0,3 г в бензоле массой 27,0 г, имеет температуру замерзания на $0,308$ ° ниже температуры замерзания бензола.
- 472 Раствор, содержащий пероксид водорода массой 1,477 г в воде массой 100,00 г, замерзает при температуре $-0,805$ °С. Вычислите молекулярную массу пероксида водорода.
- 473 Температура кипения раствора, содержащего салициловую кислоту ($C_7H_6O_3$) массой 5,7 г в спирте массой 125,0 г, равна $78,4$ °С. Температура кипения чистого спирта равна $78,0$ °С. Вычислите эбуллиоскопическую константу спирта.
- 474 В каких объемных отношениях надо взять воду и этиленгликоль ($\rho = 1,116$ г/м³), чтобы приготовленный из них антифриз замерзал при -20 °С?
- 475 Определите изотонический коэффициент раствора, содержащего КОН массой 2,1 г в воде массой 250,0 г и замерзающего при температуре $-0,519$ °С.
- 476 Раствор, содержащий карбонат натрия массой 0,53 г в воде массой 200,00 г, кристаллизуется при $-0,13$ °С. Вычислите кажущуюся степень диссоциации этой соли.
- 477 Определите степень диссоциации (%) раствора, содержащего хлорид аммония массой 1,07 г в 200 см³ воды, если температура кипения этого раствора равна $100,09$ °С.
- 478 Какое значение имеет степень диссоциации (%) раствора хлорида кобальта, моляльность которого равна 0,12 моль/кг, если он замерзает при $-0,62$ °С?
- 479 Определите моляльность раствора бинарного электролита, если его водный раствор замерзает при $-0,31$ °С, а степень диссоциации равна 66,5 %.
- 480 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?
- 481 Раствор KCl, моляльность которого равна 1 моль/кг, замерзает при $-3,36$ °С. Определите изотонический коэффициент и степень диссоциации (%).
- 482 Чему равен изотонический коэффициент для растворов бинарных электролитов при следующих значениях степени диссоциации: 1,0 %; 75,0 %?
- 483 Чему равен изотонический коэффициент 0,1 н раствора сульфата цинка, если экспериментально найденная степень диссоциации равна 40 %.
- 484 Определите концентрацию (моль-ионов) Na^+ и SO_4^{2-} в 250 см³ раствора, содержащего сульфат натрия массой 3,55 г, считая диссоциацию соли полной.
- 485 Чему равна концентрация (моль-ионов) Fe^{3+} и SO_4^{2-} в 400 см³ раствора, содержащего сульфат железа(III) массой 1,6 г, если считать диссоциацию соли полной?

- 486 Слабым электролитом является: BaCl_2 , H_2CO_3 , NH_4Cl , H_2SO_4 .
 487 Сильным электролитом является: H_2O , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$.
 488 Наиболее слабым электролитом является раствор: HJ , HBr , HCl , HF .
 489 В воде объемом 1 дм^3 растворили 1 моль кислоты. Наибольшую концентрацию ионов водорода будет иметь раствор: муравьиной, уксусной, ортофосфорной или азотной кислот.
 490 Как изменится степень диссоциации раствора уксусной кислоты при разбавлении водой?
 491 Определите сумму коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации:
 а) двойной соли сульфат аммония-хрома(III);
 б) $(\text{NH}_4)_3(\text{HSO}_4)\text{SO}_4$; в) $\text{Na}_3(\text{HCO}_3)\text{CO}_3$; г) $\text{KMg}(\text{SO}_4)\text{Cl}$;
 д) $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_2](\text{SO}_4)_2$; е) $\text{K}_3\text{Na}(\text{SO}_4)_2$; ж) $\text{Ca}_2(\text{HPO}_4)\text{SO}_4$;
 з) $\text{Cu}_2(\text{H}_2\text{PO}_4)_2\text{Cl}_2$.

5.4 ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ. БУФЕРНЫЕ РАСТВОРЫ

Пример 85 Концентрация ионов водорода в растворе равна $4 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³. Определите pH раствора.

Решение

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

$$\text{pH} = -\lg(4 \cdot 10^{-3}) = -\lg 4 - \lg 10^{-3} = 3 - \lg 4 = 3 - 0,6 = 2,40.$$

Пример 86 Определите концентрацию ионов водорода в растворе, pH которого равен 4,60.

Решение Согласно условию задачи $-\lg[\text{H}^+] = 4,60$. Следовательно:

$$\lg[\text{H}^+] = -4,60 = \bar{5},40.$$

Отсюда по таблице логарифмов находим: $[\text{H}^+] = 2,5 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³.

Пример 87 Чему равна концентрация гидроксид-ионов в растворе, pH которого равен 10,80?

Решение Из соотношения $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ находим:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 10,80 = 3,20.$$

Отсюда: $-\lg[\text{OH}^-] = 3,20$ или $\lg[\text{OH}^-] = -3,20 = \bar{4},80$.

Этому значению логарифма соответствует значение $6,31 \cdot 10^{-4}$. Следовательно: $[\text{OH}^-] = 6,31 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³.

Пример 88 Определите водородный показатель раствора, в 1 дм³ которого содержится гидроксид натрия массой 0,1 г. Диссоциацию щелочи считать полной.

Решение Количество NaOH в 1 дм³ раствора составит:

$$0,1/40 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3.$$

Следовательно, учитывая полную диссоциацию:

$$[\text{OH}^-] = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3;$$

$$\text{pOH} = -\lg(2,5 \cdot 10^{-3}) = 3 - \lg 2,5 = 3 - 0,4 = 2,6.$$

Так как $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, то $\text{pH} = 14 - 2,6 = 11,4$.

Пример 89 Вычислите водородный показатель раствора уксусной кислоты концентрации 0,01 моль/дм³, степень диссоциации которой равна 4,2%.

Решение Для слабых электролитов имеем:

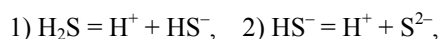
$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_k c_k} \quad (5.4.1)$$

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

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

Пример 90 Определите степень диссоциации (%) и $[\text{H}^+]$ по первой ступени диссоциации 0,1 М раствора H_2S , если константа диссоциации H_2S по первой ступени равна $6 \cdot 10^{-8}$.

Решение



$$\alpha = \sqrt{K/c} \quad (5.4.2)$$

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

$$[\text{H}^+] = \sqrt{Kc} \quad (5.4.3)$$

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

Пример 91 Вычислите pH 0,05 М раствора KOH.

Решение KOH – сильный электролит. Для сильных электролитов:

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

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

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

Пример 92 Вычислите концентрацию ионов $[\text{H}^+]$ и pH 0,5 М раствора пропионовой кислоты $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$. $K_d(\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}) = 1,4 \cdot 10^{-5}$.

Решение $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ – слабая кислота. Для слабых кислот $[\text{H}^+]$ вычисляют по формуле (5.4.3). Тогда

$$[\text{H}^+] = \sqrt{1,4 \cdot 10^{-5} \cdot 0,5} = \sqrt{0,7 \cdot 10^{-5}} = 2,6 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3.$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg(2,6 \cdot 10^{-3}) = 3 - \lg 2,6 = 2,58.$$

Пример 93 К 80 см³ 0,1 н раствора CH_3COOH прибавили 20 см³ 0,2 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:

$$V = 80 + 20 = 100 \text{ см}^3,$$

$$c_k = n(\text{CH}_3\text{COOH}) / V(\text{CH}_3\text{COOH}) / V_{\text{раствора}} = 0,1 \cdot 80 / 100 = 0,08 \text{ моль/дм}^3,$$

$$c_c = n(\text{CH}_3\text{COONa}) / V(\text{CH}_3\text{COONa}) / V_{\text{раствора}} = 0,2 \cdot 20 / 100 = 0,04 \text{ моль/дм}^3.$$

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

$$[\text{H}^+] = K_k c_k / c_c, \quad (5.4.4)$$

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

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

Пример 94 Формиатный буферный раствор имеет pH = 2,75. Рассчитайте соотношение концентраций муравьиной кислоты и формиата натрия в этом растворе. $K_d(\text{HCOOH}) = 1,77 \cdot 10^{-4}$.

Решение

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

Из формулы (5.4.4) следует, что:

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

Задачи

- 492 Сколько граммов гидроксида калия содержится в 10 дм³ раствора, водородный показатель которого равен 11?
- 493 Водородный показатель (pH) одного раствора равен 2, а другого – 6. В 1 дм³ какого раствора концентрация ионов водорода больше и во сколько раз?
- 494 Укажите реакцию среды и найдите концентрацию $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$ -ионов в растворах, для которых pH равен:
а) 1,6; б) 10,5.
- 495 Вычислите pH растворов, в которых концентрация $[\text{H}^+]$ -ионов равна (моль/дм³):
а) $2,0 \cdot 10^{-7}$; б) $8,1 \cdot 10^{-3}$; в) $2,7 \cdot 10^{-10}$.
- 496 Вычислите pH растворов, в которых концентрация ионов $[\text{OH}^-]$ равна (моль/дм³):
а) $4,6 \cdot 10^{-4}$; б) $8,1 \cdot 10^{-6}$; в) $9,3 \cdot 10^{-9}$.
- 497 Вычислите молярную концентрацию одноосновной кислоты (HAn) в растворе, если:
а) pH = 4, $\alpha = 0,01$; б) pH = 3, $\alpha = 1\%$; в) pH = 6, $\alpha = 0,001$.
- 498 Вычислите pH 0,01 н раствора уксусной кислоты, в котором степень диссоциации кислоты равна 0,042.
- 499 Вычислите pH следующих растворов слабых электролитов:
а) 0,02 М NH_4OH ; б) 0,1 М HCN ;
в) 0,05 н HCOOH ; г) 0,01 М CH_3COOH .
- 500 Чему равна молярная концентрация раствора уксусной кислоты, pH которой равен 5,2?
- 501 Определите молярную концентрацию раствора муравьиной кислоты (HCOOH), если $\alpha = 6\%$, $K_{\text{HCOOH}} = 1,86 \cdot 10^{-4}$.
- 502 Найдите степень диссоциации (%) и $[\text{H}^+]$ 0,1 М раствора CH_3COOH , если константа диссоциации уксусной кислоты равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.
- 503 Вычислите $[\text{H}^+]$ и pH 0,01 М и 0,05 н растворов H_2SO_4 .
- 504 Вычислите $[\text{H}^+]$ и pH раствора H_2SO_4 с массовой долей кислоты 0,5 % ($\rho = 1,00 \text{ г/см}^3$).
- 505 Вычислите pH раствора гидроксида калия, если в 2 дм³ раствора содержится 1,12 г KOH.
- 506 Вычислите $[\text{H}^+]$ и pH 0,5 М раствора гидроксида аммония. $K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$.

507 Вычислите pH раствора, полученного при смешивании 500 см^3 $0,02 \text{ М}$ CH_3COOH с равным объемом $0,2 \text{ М}$ CH_3COOK .

508 Определите pH буферной смеси, содержащей равные объемы растворов NH_4OH и NH_4Cl с массовыми долями $5,0 \%$.

509 Вычислите в каком соотношении надо смешать ацетат натрия и уксусную кислоту, чтобы получить буферный раствор с $\text{pH} = 5$.

510 В каком водном растворе степень диссоциации наибольшая:

а) $0,1 \text{ М}$ CH_3COOH ; б) $0,1 \text{ М}$ HCOOH ; в) $0,1 \text{ М}$ HCN ?

511 Выведите формулу для расчета pH:

а) ацетатной буферной смеси;

б) аммиачной буферной смеси.

512 Вычислите молярную концентрацию раствора HCOOH , имеющего $\text{pH} = 3$.

5.5 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

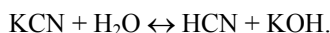
Пример 95 Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей: а) KCN , б) Na_2CO_3 , в) ZnSO_4 . Определите реакцию среды растворов этих солей.

Решение

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

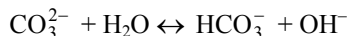


или в молекулярной форме:

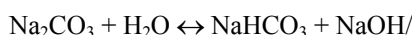


В результате гидролиза в растворе появляется некоторый избыток ионов OH^- , поэтому раствор KCN имеет щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

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 гидролизуется по аниону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



или в молекулярной форме:

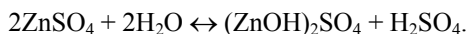


В растворе появляется избыток ионов OH^- , поэтому раствор Na_2CO_3 имеет щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

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



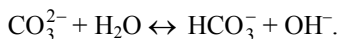
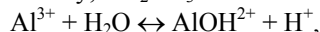
или в молекулярной форме:



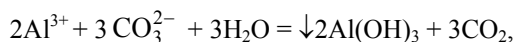
В растворе появляется избыток ионов водорода, поэтому раствор ZnSO_4 имеет кислую реакцию ($\text{pH} < 7$).

Пример 96 Какие продукты образуются при смешивании растворов $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и K_2CO_3 ? Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнение реакции.

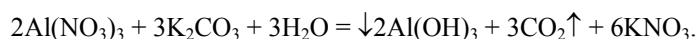
Решение Соль $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ гидролизуется по катиону, а K_2CO_3 – по аниону:



Если растворы этих солей находятся в одном сосуде, то идет взаимное усиление гидролиза каждой из них, так как 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 97 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) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

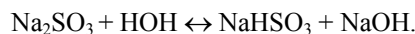
Решение Составим уравнение диссоциации Na_2SO_3 :



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 сместится равновесие при добавлении K_2CO_3 , составим уравнение гидролиза этой соли и определим кислотность среды:

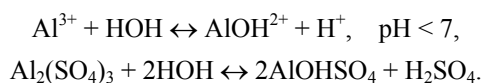


Кислотным остатком слабой кислоты является ион CO_3^{2-} , следовательно, процесс гидролиза можно представить в виде



В результате процесса гидролиза K_2CO_3 , так же 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 гидроксила OH^- образуют воду:



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

Задачи

513 Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:

- а) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ и 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)?

514 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 .

515 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	$2,00 \cdot 10^{-15}$
Fe(OH) ₃	I	$6,30 \cdot 10^{-3}$	Fe(OH) ₂	II	$5,50 \cdot 10^{-8}$
	II	$1,82 \cdot 10^{-11}$	H ₃ PO ₄	I	$7,60 \cdot 10^{-3}$
	III	$1,36 \cdot 10^{-12}$		II	$5,90 \cdot 10^{-8}$
H ₃ BO ₃	I	$6,00 \cdot 10^{-10}$		III	$3,50 \cdot 10^{-13}$
Mg(OH) ₂	II	$2,50 \cdot 10^{-3}$	Zn(OH) ₂	II	$4,90 \cdot 10^{-7}$
HCN	I	$7,00 \cdot 10^{-10}$	CH ₃ COOH	I	$1,80 \cdot 10^{-5}$
HCOOH	I	$1,80 \cdot 10^{-4}$	H ₂ SO ₃	I	$1,70 \cdot 10^{-2}$
HNO ₂	I	$5,10 \cdot 10^{-4}$		II	$6,20 \cdot 10^{-8}$
NH ₄ OH		$1,80 \cdot 10^{-5}$			

516 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.

517 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.

518 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.

519 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.

520 В каком ряду увеличивается кислотность растворов солей:

- 1) KCl, Na₂CO₃; 2) CaCl₂, FeCl₃;
3) CuSO₄, Na₂SO₄; 4) NaCl, KBr?

521 В каком ряду увеличивается щелочность растворов солей:

- 1) K₃PO₄, KCl; 2) Sr(NO₃)₂, Zn(NO₃)₂;
3) RbCl, CuCl₂; 4) K₂HPO₄, K₃PO₄?

5.6 ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ. УСЛОВИЯ ОБРАЗОВАНИЯ ОСАДКОВ

В насыщенном растворе малорастворимого электролита устанавливается равновесие между осадком (твёрдой фазой) электролита и ионами электролита в растворе, например:



Поскольку в растворах электролитов состояние ионов определяется их активностями (а), то константа равновесия последнего процесса выразится следующим уравнением:

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

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

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

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:

$$\text{ПР} = [A^{n+}]^m [B^{m-}]^n, \quad (5.6.1)$$

Значения произведений растворимости некоторых веществ представлены в табл. 9.

9 Произведение растворимости малорастворимых веществ при 25 °С

Соединение	ПР
Ag ₂ CO ₃	6,2·10 ⁻¹²
Ag ₂ CrO ₄	1,1·10 ⁻¹²
AgCl	1,8·10 ⁻¹⁰
BaCO ₃	4,9·10 ⁻⁹
BaSO ₄	1,8·10 ⁻¹⁰
BaCrO ₄	2,0·10 ⁻¹⁰
CaCO ₃	4,8·10 ⁻⁹
CaCrO ₄	7,0·10 ⁻⁹
CaC ₂ O ₄	2,6·10 ⁻⁹
CaSO ₄	9,1·10 ⁻⁶
Ca ₃ (PO ₄) ₂	2,0·10 ⁻²⁹
Mg(OH) ₂	5,0·10 ⁻¹²
PbI ₂	1,1·10 ⁻⁹
PbCl ₂	1,7·10 ⁻⁵
PbCrO ₄	1,8·10 ⁻¹⁴
PbSO ₄	2,2·10 ⁻⁸
Pb ₃ (PO ₄) ₂	7,9·10 ⁻⁴³
SrSO ₄	3,2·10 ⁻⁷

Пример 98 Растворимость гидроксида магния Mg(OH)₂ при 18 °С равна 1,7·10⁻⁴ 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 Mg²⁺ и вдвое больше ионов OH⁻. Следовательно, в насыщенном растворе Mg(OH)₂:

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

Откуда:

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

Пример 99 Произведение растворимости иодида свинца при 20 °С равно 8·10⁻⁹. Вычислите растворимость соли (моль/дм³ и г/дм³) при указанной температуре.

Решение Обозначим искомую растворимость через x (моль/дм³). Тогда в насыщенном растворе PbI₂ содержится x моль/дм³ ионов Pb²⁺ и $2x$ моль/дм³ ионов I⁻. Откуда:

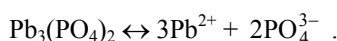
$$\text{ПР}(\text{PbI}_2) = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2 = x(2x)^2 = 4x^3,$$

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

Поскольку молярная масса PbI₂ равна 461 г/моль, то растворимость PbI₂, выраженная в г/дм³, составит 1,3·10⁻³·461 = 0,6 г/дм³.

Пример 100 Вычислите растворимость Pb₃(PO₄)₂ и выразите ее в моль/дм³ и г/дм³, если ПР[Pb₃(PO₄)₂] = 1,50·10⁻³².

Решение



$$\text{ПР}[\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2] = [\text{Pb}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2.$$

Растворимость малорастворимого вещества состава A_aB_b равна:

$$a+b \sqrt[a+b]{\text{ПР}(A_a B_b) / a^a b^b} \quad (5.6.2)$$

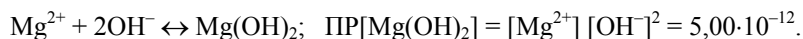
тогда растворимость Pb₃(PO₄)₂ составит:

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

Чтобы выразить растворимость в г/дм³ следует полученную величину (моль/дм³) умножить на молярную массу Pb₃(PO₄)₂, т.е. на 811 г/моль. Тогда растворимость Pb₃(PO₄)₂ составит: 1,68·10⁻⁷·811 = 1,37·10⁻⁴ г/дм³.

Пример 101 Может ли образоваться осадок Mg(OH)₂, если смешать равные объемы 0,5 М раствора MgCl₂ и 0,1 М раствора NaOH?

Решение При сливании двух равных объемов суммарный объем раствора увеличится вдвое, а концентрация уменьшится вдвое, т.е. концентрация раствора MgCl₂ 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 6,25·10⁻⁴ с табличным значением PP = 5,00·10⁻¹², находим, что рассчитанное произведение концентраций ионов превышает PP[Mg(OH)₂], т.е. раствор пересыщен и осадок должен образоваться.

Пример 102 Вычислите растворимость PbSO₄ и выразите ее в моль/дм³ и г/дм³, если PP(PbSO₄) = 2,20·10⁻⁸.

Решение



Растворимость PbSO₄ = [Pb²⁺] = [SO₄²⁻] = $\sqrt{\text{PP}(\text{PbSO}_4)} = \sqrt{2,2 \cdot 10^{-8}} = 1,48 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³. M(PbSO₄) = 303 г/моль.

Растворимость PbSO₄ составит: 1,48·10⁻⁴·303 = 4,48·10⁻² г/дм³.

Задачи

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

- 522 Какая из двух солей больше растворима и во сколько раз: CaSO₄ или BaSO₄; BaCO₃ или SrCO₃; PbJ₂ или PbCl₂?
- 523 Почему в фильтрате после промывания осадка CaCO₃ появляется муть при добавлении раствора (NH₄)₂C₂O₄ и не происходит этого при добавлении раствора (NH₄)₂SO₄?
- 524 В какой последовательности будут выпадать осадки, если к растворам, содержащим одинаковые концентрации ионов Ca²⁺, Ba²⁺, Sr²⁺ постепенно прибавлять раствор Na₂SO₄?
- 525 Останется ли прозрачным фильтрат из-под осадка PbCl₂, если к нему добавить раствор KI?
- 526 При какой концентрации (моль/дм³) CrO₄²⁻-ионов начнется образование осадка PbCrO₄ из 0,1 М раствора Pb(NO₃)₂.
- 527 Смешали 100 см³ 0,5 М раствора NaCl и 50 см³ 0,5 М раствора AgNO₃. Найдите массу образующегося осадка.
- 528 Какой объем 0,1 н раствора Ca(OH)₂ потребуется для осаждения Ca²⁺-ионов из раствора Ca(HCO₃)₂ массой 489 г с массовой долей растворенного вещества равной 5 %?
- 529 Выпадет ли осадок BaSO₄, если к 100 см³ 0,2 М раствора H₂SO₄ добавить такой же объем 0,2 н раствора BaCl₂?
- 530 В насыщенном растворе PbI₂ концентрация I⁻-ионов равна 1,3·10⁻³ моль/дм³. Определите концентрацию (моль/дм³) Pb²⁺-ионов в этом растворе.
- 531 Определите концентрацию (моль/дм³) каждого иона в насыщенном растворе Ag₂CO₃.
- 532 В 10 дм³ насыщенного раствора Mg₃(PO₄)₂ содержится 3,00 г соли. Вычислите растворимость этой соли (моль/дм³).
- 533 При комнатной температуре растворимость PbI₂ и Ca₃(PO₄)₂ соответственно равна 6,5·10⁻⁴ моль/дм³ и 1,7·10⁻³ г/дм³. Определите произведение растворимости этих солей.
- 534 В насыщенном растворе CaSO₄ объемом 1 см³ содержится соль массой 0,408 мг. Найдите произведение растворимости этой соли.
- 535 Во сколько раз уменьшится растворимость AgCl в 0,01 М растворе NaCl по сравнению с его растворимостью в воде?
- 536 Во сколько раз уменьшится растворимость BaSO₄ в 0,1 М раствора H₂SO₄ по сравнению с его растворимостью в чистой воде?
- 537 Осадок BaSO₄ массой 0,5 г промыли 100 см³ воды. Вычислите потери BaSO₄ (г), если считать промывные воды над осадком насыщенным раствором.
- 538 Определите потери в массовых долях (ω, %) за счет растворимости осадка Mg(OH)₂ массой 0,2 г при промывании его водой объемом 250 см³.
- 539 Определите массу CaCO₃, которая перейдет в раствор при промывании осадка массой 0,3 г водой объемом 250 см³. Вычислите потери в массовых долях (ω, %) за счет растворимости.

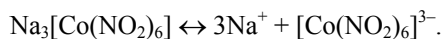
5.7 РАСТВОРЫ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

Пример 103 Составьте координационные формулы комплексных соединений кобальта(III) 3NaNO₂·Co(NO₂)₃; CoCl₃·3NH₃·2H₂O; 2KNO₂·NH₃·Co(NO₂)₃. Координационное число кобальта(III) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах и выражение для константы нестойкости (K_н) комплексных ионов.

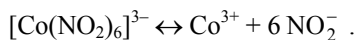
Решение Ионом-комплексобразователем будет являться Co³⁺ (кобальт d-элемент). Лигандами будут ионы NO₂⁻, так как ионы Na⁺ не могут быть лигандами и входят во внутреннюю сферу комплексного иона.

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:

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

Пример 104 Вычислите концентрацию ионов серебра в растворе комплексной соли $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ концентрации $0,1$ моль/дм³ содержащем, кроме того $0,5$ моль/дм³ аммиака. Константа нестойкости иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ равна $5,9 \cdot 10^{-8}$.

Решение Уравнение диссоциации комплексного иона:



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

Избыточное количество аммиака сильно смещает равновесие диссоциации влево, поэтому концентрацией аммиака, получающейся в результате диссоциации комплексного иона, можно пренебречь и считать $[\text{NH}_3] = 0,5$ моль/дм³. Концентрация комплексного иона по условию задачи составляет $1 \cdot 10^{-2}$ моль/дм³. Из выражения $K_{\text{н}}$ находим:

$$[\text{Ag}^+] = 5,9 \cdot 10^{-8} \cdot 10^{-2} / 0,5^2 = 5,9 \cdot 10^{-10} / 0,25 = 2,36 \cdot 10^{-9} \text{ моль/дм}^3.$$

Пример 105 Рассмотрите комплексные ионы $[\text{FeF}_6]^{4-}$ и $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ с точки зрения метода валентных связей (МВС).

Решение В обоих случаях комплексообразователем является ион Fe^{2+} . Нейтральный атом железа имеет электронную структуру: $4s^2 3d^6 4p^0 4d^0$; а ион Fe^{2+} имеет следующую электронную конфигурацию: $4s^0 3d^6 4p^0 4d^0$, 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:

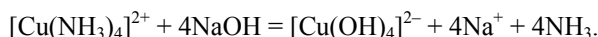
3d					4s	4p			4d				
↑↓	↑↓	↑↓	×	×	×	×	×	×					

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 внешнеорбитальным, 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 106 На раствор, содержащий комплексный ион $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ действовали раствором NaOH . Произойдет ли замещение лиганда? Ответ мотивируйте.

Решение Запишем уравнение реакции замещения лиганда:



Константы нестойкости ионов:

$$K_{\text{н}}([\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}) = 2,1 \cdot 10^{-13};$$

$$K_{\text{н}}([\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}) = 7,6 \cdot 10^{-17}.$$

Реакция практически протекает слева направо, так как $[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$ более устойчивый комплекс. Значения констант нестойкости комплексных ионов представлены в табл. 10.

10 Константы нестойкости комплексных ионов

Ион	$K_{\text{н}}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^{1+}$	$5,9 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^{1-}$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^{1-}$	$1,3 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-18}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{CuCl}_4]^{2-}$	$8,5 \cdot 10^{-2}$
$[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$	$7,6 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	$2,6 \cdot 10^{-29}$
$[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$7,7 \cdot 10^{-18}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,0 \cdot 10^{-35}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$3,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$9,8 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,8 \cdot 10^{-14}$
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$7,1 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,0 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-16}$

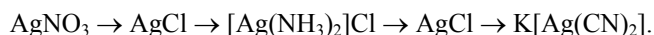
Задачи

Для решения задач данного раздела использовать значения величин $K_{\text{н}}$ из табл. 10.

540 Напишите уравнения диссоциации солей $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ в водном растворе. В каком случае выпадает осадок гидроксида железа(II), если к каждой из них прилить раствор щелочи? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

541 Хлорид серебра и гидроксид меди(II) растворяются в растворах аммиака. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций.

542 Осуществите ряд превращений:



543 Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$; $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

544 Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях: $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Напишите уравнения диссоциации этих солей в водных растворах.

545 Составьте координационные формулы комплексных соединений платины(II), координационное число которой равно четырем $\text{PtCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{KCl}$; $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое из этих соединений является комплексным неэлектролитом?

546 Даны цианидные комплексы $\text{Co}(\text{II})$, $\text{Hg}(\text{II})$ и $\text{Cd}(\text{II})$. Используя величины констант нестойкости докажите в каком растворе, содержащем эти ионы при равной молярной концентрации ионов CN^- больше? Напишите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов.

547 Напишите выражения для констант нестойкости следующих комплексных ионов: $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$; $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$; $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$. Используя величины констант нестойкости этих ионов определите в каком растворе, содержащем эти ионы при равной молярной концентрации ионов Ag^+ больше?

548 Вычислите массу осадка, образующегося при взаимодействии трех молей $\text{CoCl}_2 \cdot 5\text{NH}_3$ с избытком раствора AgNO_3 .

549 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?

550 Какой объем (н.у.) газообразного аммиака потребуется для растворения гидроксида меди(II) массой 8,0 г?

551 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:

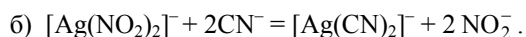
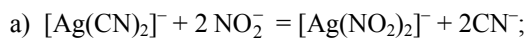
а) H_2O_2 ; б) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

552 Сколько граммов AgNO_3 потребуется для осаждения ионов хлора из 0,01 моль $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$?

553 Имеется комплексная соль эмпирической формулы $\text{CrCl}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Составьте координационную формулу комплексного соединения.

Вычислите, какой объем 0,1 н раствора нитрата серебра потребуется для осаждения связанного ионогенно хлора, содержащегося в 100 cm^3 0,1 н раствора комплексной соли (вся вода связана внутрисферно).

554 Исходя из величин констант нестойкости комплексных ионов $[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$ и $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ определите возможны ли в растворах реакции:



555 Подкисленный раствор KMnO_4 обесцвечивается при реакции с $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Напишите уравнение реакции и докажите присутствие в растворе нового комплексного иона взаимодействием его с KI в присутствии H_2SO_4 .

6 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

6.1 СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ (ОКИСЛИТЕЛЬНОЕ ЧИСЛО). ОКИСЛЕНИЕ И ВОССТАНОВЛЕНИЕ

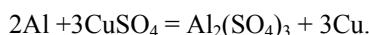
Степень окисления (о.ч.) элемента в соединении – это электрический заряд данного атома, вызванный смещением валентных электронов к более электроотрицательному атому.

Для вычисления степени окисления элемента в соединении следует исходить из следующих положений: 1) степень окисления элемента в простых веществах принимается равной нулю; 2) алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, равна нулю; 3) постоянную степень окисления в соединениях проявляют щелочные металлы (+1), металлы главной подгруппы II группы, цинк и кадмий (+2); 4) водород проявляет степень окисления +1 во всех соединениях, кроме гидридов металлов (NaH , CaH_2 и т.п.), где его степень окисления равна –1; 5) степень окисления кислорода в соединениях равна –2, за исключением пероксидов (–1) и фторида кислорода OF_2 (+2).

Исходя из сказанного, легко, например, установить, что в соединениях NH_3 , N_2H_4 , NH_2OH , N_2O , NO , HNO_2 , NO_2 и HNO_3 степень окисления азота соответственно равна –3, –2, –1, +1, +2, +3, +4, +5.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – это реакции связанные с передачей электронов, в результате этого изменяется степень окисления одного или нескольких участвующих в реакции элементов. Отдача атомом электронов, сопровождающаяся повышением его степени окисления, называется **окислением**; присоединение атомом электронов, приводящее к понижению его степени окисления, называется **восстановлением**.

Вещество, в состав которого, входит окисляющийся элемент, называется **восстановителем**; вещество, содержащее восстанавливающий элемент, называется **окислителем**.



В рассмотренной реакции взаимодействуют два вещества, одно из которых служит окислителем (CuSO_4), а другое – восстановителем (алюминий). Такие реакции относятся к реакциям **межмолекулярного окисления-восстановления**. Реакция:



служит примером реакции **самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования)**, в которых функции окислителя и восстановителя выполняет один и тот же элемент. В последней реакции свободная сера (степень окисления 0) выступает одновременно в роли окислителя, восстанавливаясь до степени окисления –2 (K_2S), и в роли восстановителя, окисляясь до степени окисления +4 (K_2SO_3). Подобные реакции возможны, если соответствующий элемент находится в исходном соединении в промежуточной степени окисления; так, в рассмотренном примере степень окисления свободной серы (0) имеет промежуточное значение между возможными максимальной (+6) и минимальной (–2) степенями окисления этого элемента.

В реакции:



восстанавливается хром, понижающий степень окисления от +6 до +3, а окисляется азот, повышающий степень окисления от –3 до 0. Оба эти элемента входят в состав одного и того же исходного вещества. Реакции такого типа называются реакциями **внутримолекулярного окисления-восстановления**. К ним относятся, в частности, многие реакции термического разложения сложных веществ.

Пример 107 Определите степень окисления хлора в KClO_3 .

Решение Неизвестная степень окисления атома хлора в KClO_3 может быть определена путем следующего рассуждения: в молекулу входит один атом калия со степенью окисления +1 и три атома кислорода, каждый из которых имеет степень окисления –2, а общий заряд всех атомов кислорода –6. Для сохранения электронейтральности молекулы атом хлора должен иметь степень окисления +5.

Пример 108 Определите степень окисления хрома в $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Решение Используя выше приведенные рассуждения, находим, что на два атома хрома в молекуле $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ приходится 12 положительных зарядов, а на один +6. Следовательно, окислительное число хрома +6.

Пример 109 Какие окислительно-восстановительные свойства могут проявлять следующие соединения Na_2S , S , SO_2 , H_2SO_4 ?

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 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Используют два метода: электронного баланса и полуреакций (электронно-ионный).

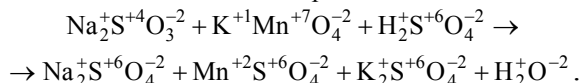
При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций с использованием метода электронного баланса следует:

1 В левой части записать формулы исходных веществ, а в правой – продуктов реакции.

Для удобства и единообразия принято сначала в исходных веществах записать восстановитель, затем окислитель и среду (если это необходимо); в продуктах реакции – сначала продукт окисления восстановителя, продукт восстановления окислителя, а затем другие вещества



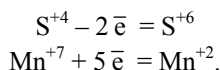
2 Определить окислительные числа элементов до и после реакции:



3 Определить окислитель и восстановитель. Сера в Na_2SO_3 повышает свою степень окисления, т.е. теряет электроны, в процессе реакции окисляется, значит Na_2SO_3 – восстановитель.

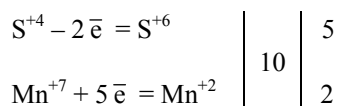
Марганец в KMnO_4 понижает свою степень окисления, т.е. присоединяет электроны, в процессе реакции восстанавливается, значит KMnO_4 – окислитель.

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.

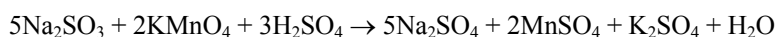


5 Перенести эти коэффициенты в уравнение реакции к окисленным и восстановленным формам восстановителя и окислителя:



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.

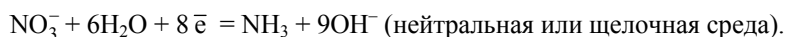
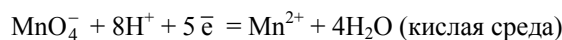
5 Подобрать множители (основные коэффициенты) для полуреакций так, чтобы число электронов, отдаваемых при окислении, было равно числу электронов, принимаемых при восстановлении.

6 Сложить уравнения полуреакций с учетом найденных основных коэффициентов.

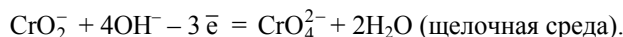
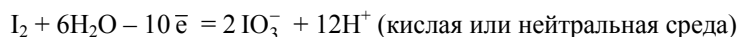
7 Расставить коэффициенты в уравнении реакции.

Метод полуреакций (электронно-ионный)

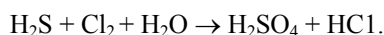
Следует иметь в виду, что в водных растворах связывание избыточного кислорода и присоединение кислорода восстановителем происходят по-разному в кислой, нейтральной и щелочной средах. В кислых растворах избыток кислорода связывается ионами водорода с образованием молекул воды, а в нейтральных и щелочных – 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:

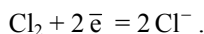


Пример 110 Закончите уравнение реакций окисления сероводорода хлорной водой, протекающей по схеме:

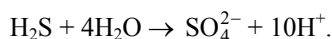


Решение В ходе реакции степень окисления хлора понижается от 0 до -1 (Cl_2 восстанавливается), а серы – повышается от -2 до +6 (S^{-2} окисляется).

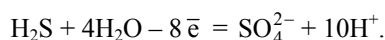
Уравнение полуреакции восстановления хлора:



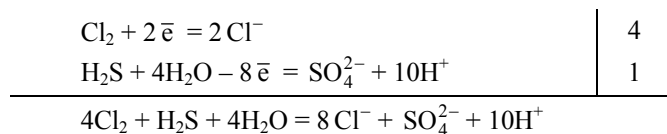
При составлении уравнения полуреакции окисления S^{-2} исходим из схемы: $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$. В ходе этого процесса атом серы связывается с четырьмя атомами кислорода, источником которых служат четыре молекулы воды. При этом образуется восемь ионов H^+ ; кроме того, два иона H^+ высвобождаются из молекулы H_2S . Следовательно, всего образуется десять ионов водорода:



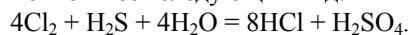
Левая часть схемы содержит только незаряженные частицы, а суммарный заряд ионов в правой части схемы равен +8. Следовательно, имеет место равенство:



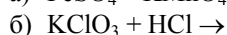
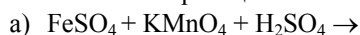
Так как общее число принятых электронов окислителем должно быть равно общему числу отданных электронов восстановителем, надо первое уравнение умножить на 4, а второе – на 1:



В молекулярной форме полученное уравнение имеет следующий вид:

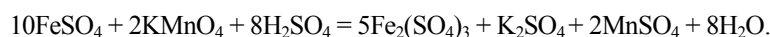
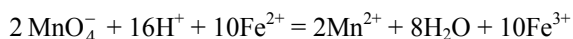
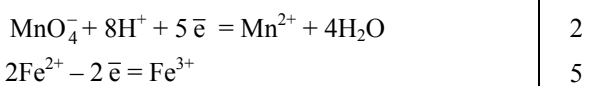
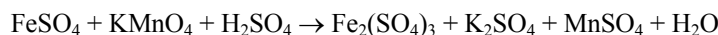


Пример 111 Используя метод полуреакций, составьте полные уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций:

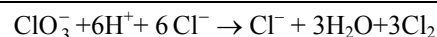
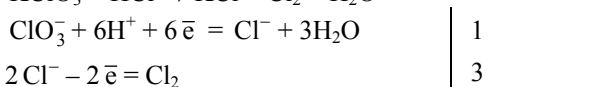
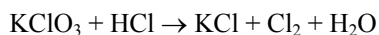


Решение

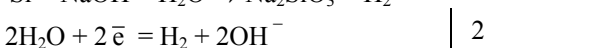
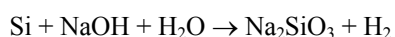
а) MnO_4^- – окислитель, восстанавливается в кислой среде до Mn^{2+} ; Fe^{2+} – восстановитель, окисляется до Fe^{3+} .

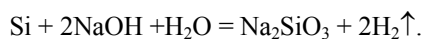
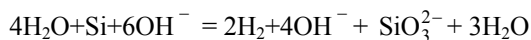
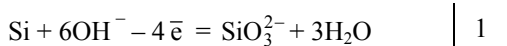


б) ClO_3^- – окислитель, восстанавливается до Cl^- ; Cl^- – восстановитель, окисляется до Cl_2 :



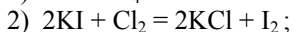
в) H_2O – окислитель, восстанавливается до H_2 ; Si – восстановитель, окисляется в щелочной среде до SiO_3^{2-} :





Пример 112 Рассчитайте содержание KMnO_4 (ω , %) 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



$$M(\text{KMnO}_4) = 158 \text{ г/моль}; M(\text{KI}) = 166 \text{ г/моль}.$$

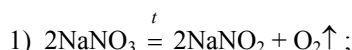
Из уравнений реакций (1), (2) следует, что 2 моль $\text{KMnO}_4 \rightarrow 5$ моль $\text{Cl}_2 \rightarrow 10$ моль KI , т.е. 1 моль $\text{KMnO}_4 \rightarrow 5$ моль KI .

$\nu(\text{KI}) = 83/166 = 0,5$ 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 113 При нагревании смеси нитратов натрия и свинца образовался PbO массой 22,3 г и выделился газ объемом 6,72 дм^3 (н.у.). Рассчитайте массу смеси исходных веществ.

Решение



$$M(\text{NaNO}_3) = 85 \text{ г/моль}; M(\text{PbO}) = 223 \text{ г/моль};$$

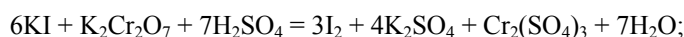
$$M(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 331 \text{ г/моль}.$$

Количество оксида свинца(II) равно $\nu = 22,3/223 = 0,1$ 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 моль или $0,25 \cdot 22,4 = 5,6$ дм^3 . Следовательно, по реакции (1) выделится кислород объемом $6,72 - 5,60 = 1,12$ дм^3 , 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 114 К раствору иодида калия в кислой среде добавлено 200 см^3 0,6 н раствора дихромата калия. Какая масса иода выделилась?

Решение



$$M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 294 \text{ г/моль}; M_3(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 294/6 = 49 \text{ г/моль}.$$

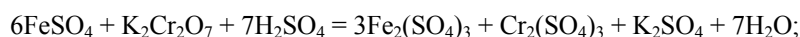
Масса $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в 200 см^3 0,6 н раствора равна $0,649 \cdot 200/1000 = 5,88$ г или $5,88/294 = 0,02$ моль. Из уравнения реакции следует, что 1 моль $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow 3$ моль I_2 , тогда из 0,02 моль $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ выделится 0,06 моль I_2 или $0,06 \cdot 254 = 15,24$ г.

Эквивалентная масса окислителя равна мольной массе окислителя, деленной на число электронов, принимаемых одним молекул окислителя.

Эквивалентная масса восстановителя равна мольной массе восстановителя, деленной на число электронов, потерянных одним молекул восстановителя.

Пример 115 Сколько граммов FeSO_4 можно окислить в присутствии H_2SO_4 с помощью 0,25 н раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ объемом 100 см^3 ?

Решение



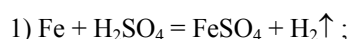
$$M_3(\text{FeSO}_4) = M/1 = 152 \text{ г/моль}.$$

Пусть объем раствора FeSO_4 равен 100 см^3 , тогда $n(\text{FeSO}_4) = 100 \cdot 0,25/100 = 0,25$ моль/ дм^3 .

Содержание FeSO_4 в этом растворе составит $0,25 \cdot 152 \cdot 100/1000 = 3,8$ г.

Пример 116 Навеску руды массой 0,2133 г растворили в серной кислоте без доступа воздуха. Образующийся сульфат железа(II) оттитровали 0,1117 н раствором KMnO_4 объемом 17,20 см^3 . Определите содержание железа в руде (ω , %).

Решение



$$M_3(\text{Fe}) = 55,85/1 = 55,85 \text{ г/моль}.$$

Массу железа определим по формуле:

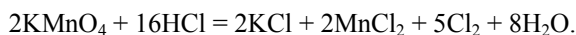
$$\begin{aligned} m(\text{Fe}) &= n(\text{KMnO}_4) \cdot M_3(\text{Fe}) \cdot V(\text{KMnO}_4)/1000 = \\ &= 0,1117 \cdot 55,85 \cdot 17,20/1000 = 107,30 \text{ мг}; \end{aligned}$$

или

$$\omega = (0,10730/0,2133) \cdot 100 \% = 50,31 \%$$

Пример 117 К 500 г раствора хлороводородной кислоты с массовой долей 35 %, добавили KMnO_4 массой 15,8 г. Какой объем (н.у.) займет газ, образовавшийся в реакции, сколько молей и каких веществ находится в окончательном растворе?

Решение Уравнение протекающей реакции



Находим число молей KMnO_4 и HCl :

$$n(\text{KMnO}_4) = m(\text{KMnO}_4)/M(\text{KMnO}_4) = 15,8/158 = 0,1 \text{ моль};$$

$$n(\text{HCl}) = m(\text{HCl})/M(\text{HCl}) = 500 \cdot 0,35/36,5 = 4,8 \text{ моль}.$$

Из соотношения числа молей KMnO_4 и HCl следует, что KMnO_4 в недостатке. Тогда согласно уравнению реакции 0,1 моль KMnO_4 позволит выделить 0,25 моль Cl_2 . При н.у. 0,25 моль Cl_2 займет объем: $V(\text{Cl}_2) = 0,25 \cdot 22,4 = 5,6 \text{ дм}^3$. В окончательном растворе будет находиться 0,1 моль KCl , 0,1 моль MnCl_2 и $4,8 - 0,8 = 4$ моль HCl .

Задачи

556 Укажите, какие из указанных веществ могут проявлять только окислительные свойства, только восстановительные свойства, проявляют окислительно-восстановительную двойственность:

- MnO_2 , KMnO_4 , P_2O_5 , Na_2S ;
- K_2SO_3 , HNO_3 , H_2S , NO_2 ;
- Cr , Na_2CrO_4 , KCrO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;
- NH_3 , KClO_2 , N_2 , KNO_3 , K_2MnO_4 .

557 Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс – окисления или восстановления – происходит при следующих превращениях:

- $\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}^0$, $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3$, $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^0$, $\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{S}^0$;
- $\text{Mn}^{+2} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^0 \rightarrow \text{MnO}_2$;
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{+3} \rightarrow \text{Cr}^0$; $\text{ClO}_4^- \rightarrow \text{ClO}^- \rightarrow \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}^0$.

558 Реакции выражаются схемами:

- $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{PbSO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$.

Расставьте коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях. Укажите окислитель и восстановитель. Какое вещество окисляется, какое восстанавливается?

559 Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить превращения:

- углерод \rightarrow карбид кальция \rightarrow гидроксид кальция \rightarrow хлорная известь \rightarrow хлор \rightarrow хлорат калия \rightarrow кислород;
- сероводород \rightarrow сера \rightarrow диоксид серы \rightarrow сернистая кислота \rightarrow сульфит натрия \rightarrow сульфат натрия.

560 Какие сложные вещества можно получить, имея в распоряжении:

- кремний, водород, кислород, натрий;
- азот, кислород, серебро и водород. Напишите уравнения реакций и назовите полученные продукты.

561 Напишите химические реакции, которые могут происходить между веществами: алюминием, диоксидом серы, дихроматом калия, щелочью и серной кислотой.

562 Какие химические соединения можно получить, осуществляя реакции между железом, серой и кислородом, а также с продуктами этих реакций. Напишите уравнения и условия протекания реакций.

563 Какую массу твердого дихромата калия надо взять, чтобы приготовить 600 см³ 0,4 н раствора для реакций:

- обмена; б) окисления-восстановления?

564 Какую массу кристаллического перманганата калия надо взять для приготовления 500 см³ 0,04 н раствора, предназначенного для окислительно-восстановительного титрования в кислой среде.

565 При растворении в горячей концентрационной серной кислоте металла, предварительно полученного восстановлением оксида металла(II) массой 48 г водородом, образовался сульфат металла и выделился газ объемом 13,44 дм³ (н.у.). Назовите металл?

566 Определите массу дихромата калия и объем раствора HCl с массовой долей 37 % ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$), необходимые для получения хлора, способного вытеснить весь бром из 266,4 см³ раствора бромида калия с массовой долей 40 % ($\rho = 1,34 \text{ г/см}^3$).

567 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.

568 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.

569 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)?

570 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.

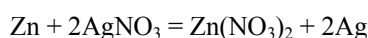
- 571 Смесь оксидов железа(II и III) массой 8,0 г растворили в избытке серной кислоты. Для реакции с полученным раствором затратили KMnO_4 ($\omega = 5\%$) массой 31,6 г. Определите состав смеси ($\omega, \%$).
- 572 При нагревании KClO_3 часть ее разлагается с выделением кислорода, а часть с образованием перхлората и хлорида калия. Определите массу и состав остатка, если при нагревании KClO_3 массой 44,1 г выделился кислород массой 9,6 г.
- 573 Колба с хлорной водой массой 250 г выставлена на солнечный свет. Выделившийся газ собран, его объем оказался равным $0,112 \text{ дм}^3$ (н.у.). Определите массовую долю ($\omega, \%$) исходного раствора хлора.
- 574 Определите массу бромной воды, которая необходима для окисления сульфата железа(II) массой 15,2 г в сернокислом растворе, если при 20°C в воде массой 100,0 г растворяется бром массой 3,6 г?
- 575 При растворении стали, массой 3 г содержащей серу в виде сульфида, образовавшейся сероводород отогнали и поглотили раствором иода. Определите содержание серы в стали ($\omega, \%$), если с H_2S прореагировало 15 см^3 $0,01 \text{ M}$ раствора I_2 .
- 576 Газ, полученный при сжигании сероводорода в избытке кислорода, прореагировал с 250 см^3 раствора гидроксида натрия с массовой долей 25% ($\rho = 1,28 \text{ г/см}^3$) с образованием кислой соли. Рассчитайте объем израсходованного сероводорода.
- 577 Пропускают хлор через горячий раствор KOH , по окончании реакции выпаривают воду, твердый осадок смешивают с MnO_2 и прокаливают. Наблюдают выделение газа. Определите плотность этого газа по метану.
- 578 Для реакции между FeCl_3 и K_2S взято соли железа в количестве 0,4 моль. Определите массу (г) выпавшей в осадок смеси FeS и простого вещества.
- 579 Определите количество (моль) KClO_3 , необходимого для получения кислорода в объеме, достаточном для окисления аммиака объемом $26,88 \text{ дм}^3$ (н.у.) в присутствии катализатора.
- 580 Растворяют железо массой 44,8 г в разбавленной серной кислоте, добавляют избыток H_2O_2 и в конечном растворе получается соль. Определите ее массу (г).
- 581 При взаимодействии KBr массой 83,3 г с концентрированной серной кислотой, образуется SO_2 и Br_2 . Определите объем брома (см^3), если плотность его равна $3,12 \text{ г/см}^3$.
- 582 Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:
- $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \downarrow\text{S} + \downarrow\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{KOH}$;
 - $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \downarrow\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{KOH} + \text{KClO} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{MnSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$.
- 583 Дайте определение понятиям «окислитель», «восстановитель». Напишите правые части уравнений реакций, если известны их левые части (коэффициенты расставьте методом электронного баланса):
- $\text{KJ} + \text{FeCl}_3 \rightarrow$
 - $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
 - $\text{J}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HJO}_3 + \dots$
- 584 К нижеприведенным реакциям составьте электронный баланс, используя который, расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, укажите окислитель и восстановитель:
- $\text{HClO}_3 + \text{P} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HCl}$;
 - $\text{HNO}_3 + \text{HJ} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{HJO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{N}_2\text{O} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

6.3 ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

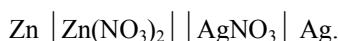
Если окислительно-восстановительную реакцию осуществить так, чтобы процессы окисления и восстановления были пространственно разделены, и создать возможность перехода электронов от восстановителя к окислителю по проводнику (внешней цепи), то во внешней цепи возникнет направленное перемещение электронов – электрический ток. При этом энергия химической окислительно-восстановительной реакции превращается в электрическую энергию. Устройства, в которых происходит такое превращение, называются химическими источниками электрической энергии или *гальваническими элементами*.

Всякий гальванический элемент состоит из двух электродов – металлов, погруженных в растворы электролитов; последние сообщаются друг с другом – обычно через пористую перегородку. Электрод, на котором в ходе реакции происходит процесс окисления, называется *анодом*; электрод, на котором осуществляется восстановление, называется *катодом*.

При схематическом изображении гальванического элемента граница раздела между металлом и раствором обозначается вертикальной чертой, граница между растворами электролитов – двойной вертикальной чертой. Например, схема гальванического элемента, в основе работы которого лежит реакция:



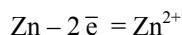
изображается следующим образом:



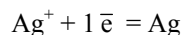
Эта же схема может быть изображена в ионной форме:



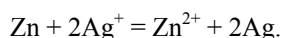
В данном случае металлические электроды непосредственно участвуют в происходящей реакции. На аноде цинк окисляется



и в форме ионов переходит в раствор, а на катоде серебро восстанавливается



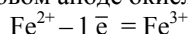
и в виде металла осаждается на электроде. Складывая уравнения электродных процессов (с учетом числа принимаемых и отдаваемых электронов), получаем суммарное уравнение реакции:



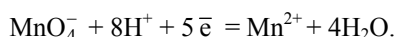
В других случаях металл электрода не претерпевает изменений в ходе электронного процесса, а участвует лишь в передаче электронов от восстановленной формы вещества к его окисленной форме. Так, в гальваническом элементе



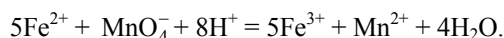
роль инертных электронов играет платина. На платиновом аноде окисляется железо(II)



а на платиновом катоде восстанавливается марганец(VII)



Умножив первое из этих уравнений на пять и сложив со вторым, получаем суммарное уравнение протекающей реакции:



Максимальное напряжение гальванического элемента, отвечающее обратимому протеканию происходящей в нем реакции, называется *электродвижущей силой* E (э.д.с.) элемента. Если реакция осуществляется в стандартных условиях ($c = 1$ моль/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:

$$\text{Э.д.с.} = \varphi_{\text{ок-ля}} - \varphi_{\text{вос-ля}} \quad (6.3.1)$$

Так, для рассмотренного выше серебряно-цинкового элемента э.д.с. выражается разностью

$$\text{Э.д.с.} = \varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} - \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$$

где $\varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}$ и $\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$ – потенциалы, отвечающие электродным процессам, происходящим соответственно на серебряном и цинковом электродах. При вычислении электродвижущей силы меньший (в алгебраическом смысле) электродный потенциал вычитается из большего.

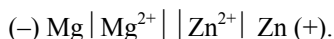
Значения стандартных электродных потенциалов представлены в табл. 11.

11 Стандартные электродные потенциалы в водных растворах при 25 °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	$\text{H}^+ + \bar{e} = \frac{1}{2}\text{H}_2$	0,00
$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mn}$	-1,18	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	0,34
$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,76	$\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$	0,80
$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	-0,74	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Hg}$	0,85

Пример 118 Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите э.д.с. магниевно-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 $\text{Mg}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Mg}^{2+}$. Цинк, потенциал которого -0,76 В – катод, т.е. электрод на котором протекает восстановительный процесс $\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^0$. Уравнение окислительно-восстановительной реакции, которая лежит в основе работы данного гальванического элемента, можно получить, сложив электронные уравнения анодного и катодного процессов $\text{Mg} + \text{Zn}^{2+} = \text{Mg}^{2+} + \text{Zn}$. Для определения э.д.с. гальванического элемента из потенциала катода следует вычесть потенциал

анода. Так как концентрация ионов в растворе равна 1 г-ион/дм^3 , то э.д.с. элемента равна разности стандартных электродных потенциалов двух его электродов.

$$\text{Поэтому э.д.с.} = \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} - \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^{\circ} = -0,76 - (-2,37) = 1,61 \text{ В.}$$

Пример 119 Гальванический элемент состоит из металлического цинка, погруженного в $0,1 \text{ М}$ раствор нитрата цинка, и металлического свинца, погруженного в $0,02 \text{ М}$ 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 ($-0,76 \text{ В}$) и Pb^{2+}/Pb ($-0,13 \text{ В}$), а затем рассчитываем значения φ по уравнению Нернста:

$$\varphi = \varphi^{\circ} + (0,059/n) \lg c, \quad (6.3.2)$$

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, т.е.:

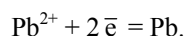
$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 0,1 = -0,76 + 0,030(-1) = -0,79 \text{ В};$$

$$\varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0,13 + \frac{0,059}{2} \lg 0,02 = -0,13 + 0,030(-1,7) = -0,18 \text{ В}.$$

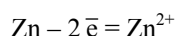
Находим э.д.с. (E) элемента:

$$E = \varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} - \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,18 - (-0,79) = 0,61 \text{ В.}$$

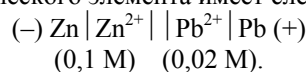
Поскольку $\varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} > \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$, то на свинцовом электроде будет происходить восстановление, т.е. он будет служить катодом:



На цинковом электроде будет протекать процесс окисления



т.е. этот электрод будет анодом. Схема гальванического элемента имеет следующий вид:



Пример 120 Определите э.д.с. гальванического элемента $\text{Ag} | \text{AgNO}_3(0,001 \text{ М}) || \text{AgNO}_3(0,1 \text{ М}) | \text{Ag}$. В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи при работе этого элемента?

Решение Стандартный электродный потенциал системы Ag^+/Ag равен $0,80 \text{ В}$. 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:

$$\text{э.д.с.} = \varphi_2 - \varphi_1 = 0,74 - 0,62 = 0,12 \text{ В.}$$

Поскольку $\varphi_1 < \varphi_2$, то левый электрод будет служить отрицательным полюсом элемента и электроны перемещаются во внешней цепи от левого электрода к правому.

Пример 121 Стандартный электродный потенциал никеля больше, чем кобальта. Изменится ли это соотношение, если измерить потенциал никеля в растворе его ионов с концентрацией $0,001 \text{ моль/дм}^3$, а потенциалы кобальта – в растворе с концентрацией $0,1 \text{ моль/дм}^3$?

Решение Стандартные электродные потенциалы для никеля и кобальта соответственно равны $-0,25$ и $-0,27 \text{ В}$. Определим электродные потенциалы этих металлов при данных в условии концентрациях по уравнению Нернста:

$$\varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,25 + (0,059/2) \lg 10^{-3} = -0,339 \text{ В};$$

$$\varphi_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}} = -0,277 + (0,059/2) \lg 10^{-1} = -0,307 \text{ В.}$$

Таким образом, при изменившейся концентрации потенциал кобальта стал больше потенциала никеля.

Пример 122 Магниевую пластинку опустили в раствор его соли. При этом электродный потенциал магния оказался равным $-2,41 \text{ В}$. Вычислите концентрацию ионов магния (моль/дм³).

Решение Подобные задачи также решаются на основании уравнения Нернста (см. пример 6.3.2):

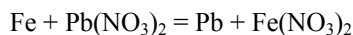
$$\begin{aligned} -2,41 &= -2,37 + (0,059/2) \cdot \lg c, \\ -0,04 &= 0,0295 \cdot \lg c, \end{aligned}$$

$$\lg c = -0,04/0,0295 = -1,3559 = 2,6441,$$

$$c(\text{Mg}^{2+}) = 4,4 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3.$$

Пример 123 После погружения железной пластинки массой 8 г в раствор нитрата свинца(II) объемом 50 см³ ($\rho = 1,23 \text{ г/см}^3$) с массовой долей 15 % масса соли уменьшилась втрое. Какой стала масса пластинки?

Решение



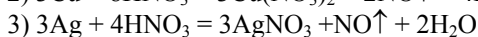
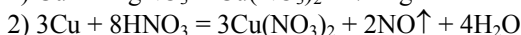
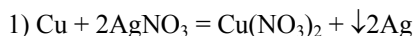
$$M(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 331 \text{ г/моль}; \quad M(\text{Pb}) = 207 \text{ г/моль}; \quad M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}.$$

Количество нитрата свинца(II) составит $0,15 \cdot 50 \cdot 1,23/331 = 0,0278$ моль. По условию задачи масса железной пластинки уменьшилась втрое, т.е. концентрация Pb^{2+} составит $0,0278/3 = 0,0092$ моль-ионов, а перешло на пластинку $0,0278 - 0,0092 = 0,0186$ моль-ионов или $0,0186 \cdot 207 = 3,85$ г.

Перешло в раствор Fe^{2+} -ионов соответственно $0,0186 \cdot 56 = 1,04$ г. Следовательно, масса пластинки будет равна $8,00 - 1,04 + 3,85 = 10,81$ г.

Пример 124 Медный стержень массой 422,4 г выдержали в растворе нитрата серебра, после чего его масса составила 513,6 г. Рассчитайте объем израсходованного раствора азотной кислоты ($\rho = 1,20 \text{ г/см}^3$) с массовой долей 32 %, необходимый для растворения медного стержня после выдерживания его в растворе нитрата серебра.

Решение



$$M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}; \quad M(\text{Ag}) = 108 \text{ г/моль}; \quad M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль}.$$

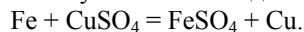
Масса выделенного по реакции (1) серебра составит $513,6 - 422,4 = 91,2$ г или $91,2/108 = 0,85$ моль. Следовательно, в раствор перейдет согласно реакции (1) $0,85/2 = 0,425$ моль Cu^{2+} или $0,425 \cdot 64 = 27,2$ г.

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 $3466,00/1,20 = 2888,3 \text{ см}^3$.

Пример 125 Железную пластинку массой 15 г опустили в раствор сульфата меди ($\omega = 8\%$) массой 100 г. Через некоторое время пластинку вынули, промыли и высушили. Масса пластинки оказалась равной 15,3 г. Определите концентрацию ($\omega, \%$) веществ в образовавшемся после реакции растворе.

Решение Железо более активный металл и поэтому вытесняет медь из сульфата меди



Образующаяся медь оседает на железной пластинке, которая становится тяжелее, поскольку атомная масса меди больше, чем атомная масса железа. При растворении 1 моль железа (56 г) масса пластинки увеличилась бы на $64 - 56 = 8$ г.

По условию задачи масса пластинки увеличилась на 0,3 г. Можно составить пропорцию:

$$56 \text{ г Fe} - \Delta m = 8 \text{ г}$$

$$x \text{ г Fe} - \Delta m = 0,3 \text{ г}.$$

Масса железа, вступившего в реакцию, равна $0,3 \cdot 56/8 = 2,1$ г, а число молей железа $2,1/56 = 0,0375$ моль. Поскольку все вещества в данной реакции реагируют и получаются в равных количествах (по числу молей), то:

$$n(\text{CuSO}_4(\text{реакт.})) = n(\text{FeSO}_4(\text{образ.})) = 0,0375 \text{ моль}.$$

Найдем массу CuSO_4 в исходном и в конечном растворах:

$$m(\text{CuSO}_4(\text{исх.})) = 100 \cdot 0,08 = 8 \text{ г}; \quad m(\text{CuSO}_4(\text{кон.})) = 8 - 0,0375 \cdot 160 = 2 \text{ г}.$$

Найдем массу FeSO_4 в конечном растворе:

$$m(\text{FeSO}_4(\text{кон.})) = 0,0375 \cdot 152 = 5,7 \text{ г}.$$

Масса конечного раствора меньше массы исходного раствора на величину изменения массы пластинки (закон сохранения массы веществ) и равна 99,7 г. Далее определяем концентрации солей в образовавшем растворе:

$$\omega(\text{CuSO}_4) = 2 \cdot 100/99,7 = 2,01\%; \quad \omega(\text{FeSO}_4) = 5,7 \cdot 100/99,7 = 5,72\%.$$

Задачи

Для решения задач данного раздела использовать значения величин φ_0 из табл. 11.

585 Какие внешние изменения будут наблюдаться, если в три пробирки с раствором медного купороса внести соответственно небольшие кусочки металлического алюминия, свинца, серебра?

586 Увеличится, уменьшится или останется без изменения масса цинковой пластинки при взаимодействии ее с растворами:

- 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.

587 При какой концентрации ионов Zn^{2+} (моль/дм³) потенциал цинкового электрода будет на 0,015 В меньше его стандартного электродного потенциала?

588 При какой концентрации ионов Cr^{3+} (моль/дм³) значение потенциала хромового электрода становится равным стандартному потенциалу цинкового электрода?

589 Марганцевый электрод в растворе его соли имеет потенциал -1,23 В. Вычислите концентрацию (моль/дм³) ионов Mn^{2+} .

590 Рассчитайте электродные потенциалы магния в растворе хлорида магния при концентрациях (моль/дм³):
а) 0,1; б) 0,01; в) 0,001.

591 При какой концентрации ионов Cu^{2+} (моль/дм³) значение потенциала медного электрода становится равным стандартному потенциалу водородного электрода?

592 Цинковая пластинка массой 10,0 г опущена в раствор сульфата меди(II). После окончания реакции пластинка имела массу 9,9 г. Объясните изменение массы пластинки и определите массу сульфата меди(II), вступившей в реакцию.

593 После того как железную пластинку выдержали в растворе сульфата меди(II), ее масса изменилась на 1,54 г. Определите объем раствора азотной кислоты ($\rho = 1,50$ г/см³) с массовой долей 96 %, необходимый для снятия меди с пластинки.

594 Масса железного стержня после выдерживания в растворе нитрата меди(II) увеличилась на 1,6 г и составила 23,2 г. Рассчитайте массу растворившегося железа, а также массу меди, выделившаяся после реакции.

595 Какая масса технического железа, содержащего 18 % примесей, потребуется для вытеснения из раствора сульфата никеля(II) никеля массой 7,42 г.

596 В раствор нитрата серебра опущена медная пластинка массой 28,00 г. По окончании реакции масса пластинки оказалась равной 32,52 г. Определите массу нитрата серебра в растворе.

597 Из каких полуэлементов следует составить гальванический элемент с целью получения максимальной э.д.с.:
а) Cu^{2+}/Cu и Pb^{2+}/Pb ; б) Cr^{3+}/Cr и Fe^{2+}/Fe ; в) Ni^{2+}/Ni и Pb^{2+}/Pb ?

598 Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите э.д.с. медно-кадмиевого гальванического элемента, в котором $[Cd^{2+}] = 0,80$ моль/дм³, а $[Cu^{2+}] = 0,01$ моль/дм³.

599 Какой гальванический элемент называется концентрационным? Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите э.д.с. гальванического элемента, в котором серебряные электроды опущены в 0,01 н и 0,1 н растворы нитрата серебра.

600 При каком условии будет работать гальванический элемент, электроды которого сделаны из одного и того же металла? Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите э.д.с. гальванического элемента, в котором никелевые электроды опущены в 0,002 н и 0,02 н растворы сульфата никеля.

601 Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите э.д.с. гальванического элемента, состоящего из свинцовой и магниевой пластин, опущенных в растворы солей с концентрацией $[Pb^{2+}] = [Mg^{2+}] = 0,01$ моль/дм³. Изменится ли э.д.с. этого элемента, если концентрацию каждого из ионов увеличить в одинаковое число раз?

602 Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите э.д.с. гальванического элемента, состоящего из пластин кадмия и магния, опущенных в растворы своих солей с концентрацией $[Cd^{2+}] = [Mg^{2+}] = 1$ моль/дм³. Изменится ли значение э.д.с., если концентрацию каждого из ионов понизить до 0,01 моль/дм³?

603 Составьте схему работы гальванического элемента, образованного железом и свинцом, погруженными в 0,005 М растворы их солей. Рассчитайте э.д.с. этого элемента.

604 Вычислите э.д.с. гальванического элемента, образованного магнием и цинком, погруженными в растворы их солей концентраций $1,8 \cdot 10^{-5}$ и $2,5 \cdot 10^{-2}$ моль/дм³ соответственно и сравните с э.д.с. гальванического элемента, состоящего из магниевой и цинковых пластин, опущенных в растворы солей с концентрацией $[Mg^{2+}] = [Zn^{2+}] = 1$ моль/дм³.

605 Какие химические процессы протекают на электродах при зарядке и разрядке железо-никелевого аккумулятора?

606 Какие химические процессы протекают на электродах при зарядке и разрядке свинцового аккумулятора?

607 Гальванический элемент состоит из серебряного электрода, погруженного в 1 М раствор нитрата серебра и стандартного водородного электрода. Напишите уравнения электродных процессов и суммарной реакции, происходящей при работе гальванического элемента.

608 Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов двух гальванических элементов, в одном из которых никель является катодом, а в другом – анодом.

609 Чтобы посеребрить медную пластину массой 10 г, ее опустили в раствор нитрата серебра ($\omega = 20$ %) массой 250 г. Когда пластину вынули, оказалось, что масса нитрата серебра в растворе уменьшилась на 20 %. Какой стала масса посеребряной пластинки, и какова концентрация оставшегося раствора нитрата серебра.

610 Железную пластинку массой 10 г опустили в раствор ($\omega = 4$ %) нитрата серебра. Через некоторое время пластинку вынули, промыли и высушили. Масса пластинки оказалась равной 12,4 г, а концентрация нитрата серебра в растворе уменьшилась в 4 раза. Определите массу (г) исходного раствора.

611 К раствору ($\omega = 5$ %) хлорида меди(II) массой 200 г добавили цинковую пластинку. Пластинка растворилась полностью. Концентрация раствора хлорида меди уменьшилась в 5 раз. Определите массу (г) растворенной цинковой пластинки.

612 К раствору ($\omega = 7$ %) сульфата меди(II) массой 300 г добавили тонко измельченного цинка массой 4 г. Определите концентрация (ω , %) веществ в полученном растворе.

613 Как изменится масса (г) медной пластинки после ее внесения в раствор ($\omega = 4$ %, $\rho = 1,063$ г/см³) нитрата серебра объемом 200 см³?

6.4 ЭЛЕКТРОЛИЗ

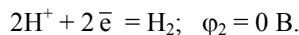
Электролизом называется совокупность процессов, протекающих при прохождении постоянного электрического тока через систему, состоящую из двух электродов и расплава или раствора электролита.

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 $[H^+] = [Ni^{2+}] = 1$ моль/дм³ возможно восстановление как иона никеля:



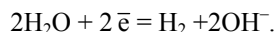
так и иона водорода:



Но поскольку $\varphi_1 < \varphi_2$, то в этих условиях на катоде будет выделяться водород.

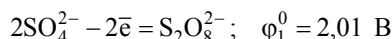
Иным будет катодный процесс при электролизе нейтрального водного раствора соли никеля при $[H^+] = 10^{-7}$ моль/дм³. Здесь потенциал водородного электрода $\varphi_3 = -0,41$ В. В этом случае при концентрации иона никеля (1 моль/дм³) $\varphi_1 > \varphi_3$ на катоде будет выделяться и никель.

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 $-0,41$ В. Если потенциал металла значительно отрицательнее, чем $-0,41$ В, то на катоде будет выделяться водород по схеме:

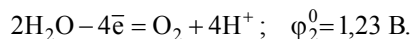


При значениях электродного потенциала металла, близких к $-0,41$ В, возможно, в зависимости от концентрации соли металла и условий электролиза, как восстановление металла, так и выделение водорода (или совместное протекание обоих процессов).

Аналогично при наличии в системе, подвергающейся электролизу, нескольких восстановителей, на аноде будет окисляться наиболее активный из них, т.е. восстановленная форма той электрохимической системы, которая характеризуется наименьшим значением электродного потенциала. Так, при электролизе водного раствора сульфата меди с инертными электродами на аноде может окисляться как сульфат-ион:

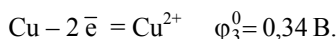


так и вода:



Поскольку $\varphi_2^0 \ll \varphi_1^0$, то в данном случае будет осуществляться второй из возможных процессов, и на аноде будет выделяться кислород.

Однако при замене инертного электрода медным становится возможным протекание еще одного окислительного процесса – анодного растворения меди:

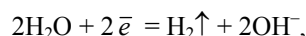


Этот процесс характеризуется более низким значением электродного потенциала, чем остальные возможные анодные процессы ($\varphi_3^0 \ll \varphi_1^0$ и $\varphi_3^0 \ll \varphi_2^0$). Поэтому при указанных условиях на аноде будет происходить окисление меди.

При электролизе водных растворов нитратов, перхлоратов и фосфатов, как и в случае сульфатов, на инертном аноде обычно происходит окисление воды с образованием свободного кислорода.

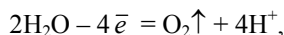
Пример 126 Напишите уравнения процессов, происходящих при электролизе водного раствора сульфата натрия с инертным анодом.

Решение Стандартный электродный потенциал системы $Na^+ + \bar{e} = Na$ ($-2,71$ В) значительно отрицательнее потенциала водородного электрода в нейтральной водной среде ($-0,41$ В). Поэтому на катоде будет происходить электрохимическое восстановление воды, сопровождающееся выделением водорода:



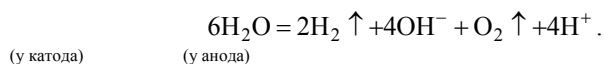
а ионы Na^+ , приходящие к катоду, будут накапливаться в прилегающей к нему части раствора (катодное пространство).

На аноде будет происходить электрохимическое окисление воды, приводящее к выделению кислорода:

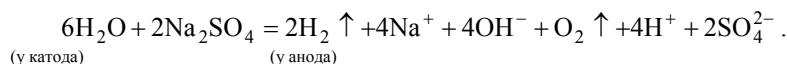


поскольку отвечающий этой системе стандартный электродный потенциал (1,23 В) значительно ниже, чем стандартный электродный потенциал (2,01 В), характеризующий систему $2SO_4^{2-} - 2\bar{e} = S_2O_8^{2-}$. Ионы SO_4^{2-} , движущиеся при электролизе к аноду, будут накапливаться в анодном пространстве.

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, подвергаясь превращению при электролизе, а также масса образующихся на электродах веществ прямопропорциональна количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита, и эквивалентным массам соответствующих веществ.*

Закон Фарадея выражается следующей формулой:

$$m = M_3 I t / F, \quad (6.4.1)$$

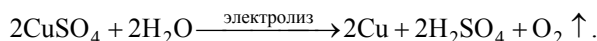
где m – масса образовавшегося на электродах или подвергшегося превращению вещества, г; M_3 – его эквивалентная масса, г/моль; I – сила тока, А (ампер); t – время, с; F – число Фарадея (96 500 Кл/моль), т.е. количество электричества, необходимое для осуществления электрохимического превращения одного эквивалента вещества.

Пример 127 Напишите электронные уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе водного раствора сульфата меди(II). Какая масса меди выделится на катоде и какой объем кислорода выделится на аноде в течение 1 часа и силе тока равной 4 А?

Решение Электролиз раствора сульфата меди(II):



Катионы металлов ($\text{Cu}^{2+} - \text{Au}^{3+}$), имеющие большое значение φ^0 при электролизе полностью восстанавливаются. Следовательно, на катоде: $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}^0$; на аноде окисляются молекулы воды $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 \uparrow + 4\text{H}^+$, так как кислородсодержащие анионы окисляются труднее. Общее уравнение:



Эквивалентная масса меди(II) равна $63,54/2 = 31,77$ г/моль. Согласно формуле (6.4.1) и условию задачи получим:

$$m(\text{Cu}) = 31,77 \cdot 4 \cdot 3600 / 96500 = 4,74 \text{ г.}$$

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:

$$V_{\text{O}_2} = V_3(\text{O}_2) I t / 96500 = 5,6 \cdot 4 \cdot 3600 / 96500 = 0,84 \text{ дм}^3.$$

Пример 128 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 129 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:

$$\eta = (m_{\text{пр}} / m_{\text{теор}}) \cdot 100 \% \quad (6.4.2)$$

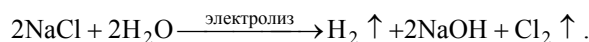
$$m_{\text{теор}} = (m_{\text{пр}} / \eta) 100 = 0,1200 / 0,9 = 0,1333 \text{ г.}$$

Из уравнения (6.4.1.) находим силу тока:

$$I = m(\text{Zn}) \cdot 96500 / 32,5 \cdot 768 = 0,523 \text{ А.}$$

Пример 130 При электролизе водного раствора хлорида натрия ($\omega = 20\%$) массой 500 г выделился водород объемом $1,12 \text{ дм}^3$ (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:

$$V(\text{H}_2) = QV_3(\text{H}_2) / 96\,500,$$

отсюда

$$Q = V(\text{H}_2) \cdot 96\,500 / V_3(\text{H}_2) = 1,12 \cdot 96\,500 / 11,2 = 9650 \text{ Кл.}$$

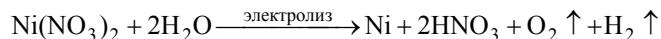
$$m(\text{NaCl}) = 9650 \cdot 58,5 / 96\,500 = 5,85 \text{ г; } m(\text{NaOH}) = 40 \cdot 9650 / 96\,500 = 4,0 \text{ г.}$$

Оставшаяся масса хлорида натрия равна

$$100,0 - 5,85 = 94,15 \text{ г; } m(\text{H}_2\text{O}) = 9 \cdot 9650 / 96\,500 = 0,9 \text{ г.}$$

Пример 131 При электролизе водного раствора нитрата никеля(II) ($\omega = 50\%$) массой 91,50 г на катоде выделился никель массой 14,75 г. Определите содержание азотной кислоты в растворе ($\omega, \%$) после электролиза и объем газа, выделившегося на аноде.

Решение Уравнение электролиза водного раствора нитрата никеля(II)



$$M(\text{Ni}) = 59 \text{ г/моль; } M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль.}$$

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 $0,25 \cdot 22,4 = 5,6 \text{ дм}^3$ или 8,0 г. Такой же объем водорода выделяется на катоде, т.е. $5,6 \text{ дм}^3$ или 0,5 г. Масса раствора составит $91,50 - 14,75 - 8,50 = 68,25$ г.

Откуда $\omega(\text{HNO}_3) = 31,50 \cdot 100/68,25 = 46,5\%$.

Задачи

614 В какой последовательности будут восстанавливаться катионы при электролизе водного раствора, содержащего ионы 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?

615 Напишите уравнения реакций катодного и анодного процессов, протекающих на графитовых электродах при электролизе водных растворов:

а) нитрата свинца(II); б) серной кислоты.

616 В каких случаях при электролизе водных растворов солей:

- а) на катоде выделяется водород;
- б) на аноде выделяется кислород;
- в) состав электролита не изменяется?

617 При электролизе водных растворов каких солей на катоде происходит:

- а) восстановление только катионов металлов;
- б) одновременное восстановление катионов металла и воды;
- в) восстановление только воды?

618 Вычислите массу водорода и кислорода, образующихся при прохождении тока силой 3 А в течение 1 ч через раствор NaNO_3 .

619 Определите массу выделившегося железа при прохождении тока силой 1,5 А в течение 1 ч через растворы сульфата железа(II) и хлорида железа(III) (электроды инертные).

620 При прохождении через раствор электролита тока силой 0,5 А за 1 ч выделяется 0,55 г металла. Определите эквивалентную массу металла.

621 Напишите электронные уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе растворов:

- а) CuSO_4 с медным анодом; б) NiSO_4 с никелиевым анодом;
- в) AgNO_3 с серебряным анодом.

622 В течение какого времени необходимо пропускать ток силой 1 А при электролизе водного раствора сульфата хрома(III), чтобы масса катода возросла на 10 г? Какой объем (н.у.) кислорода выделился на аноде?

623 Электролиз водного раствора хлорида никеля(II), содержащего соль массой 129,7 г проводили при токе силой 5 А в течение 5,36 ч. Сколько хлорида никеля(II) осталось в растворе и какой объем хлора (н.у.) выделился на аноде?

624 При электролизе водного раствора нитрата серебра в течение 50 мин при токе силой 3А на катоде выделилось серебро массой 9,6 г. Определите выход по току ($\eta, \%$).

625 При электролизе водного раствора нитрата никеля(II) ($\omega = 50\%$) массой 113,30 г на катоде выделился металл массой 14,75 г. Определите объем газа (н.у.), выделившегося на аноде и массу оставшегося нитрата никеля(II) после электролиза.

626 После электролиза водного раствора хлорида натрия получили раствор, в котором содержится NaOH массой 20 г. Газ, выделившийся на аноде, полностью прореагировал с раствором иодида калия массой 332 г. Определите содержание иодида калия ($\omega, \%$) в растворе.

627 При электролизе водного раствора хлорида калия на катоде выделился водород объемом $13,44 \text{ дм}^3$ (н.у.). Газ, выделившийся на аноде, полностью окислил раскаленную медную проволоку массой 38,4 г. Определите мольную массу меди.

628 Электролиз водного раствора сульфата калия проводили при токе силой 5 А в течение 3 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса воды при этом разложилась и чему равен объем газов (н.у.), выделившихся на катоде и аноде?

629 При электролизе водных растворов сульфата магния и хлорида меди(II), соединенных последовательно с источником тока, на одном из катодов выделился водород массой 0,25 г. Вычислите массу веществ, выделившихся на других электродах.

630 Какая масса серной кислоты, образуется в анодном пространстве при электролизе водного раствора сульфата натрия, если на аноде выделился кислород объемом 1,12 дм³ (н.у.)? Вычислите массу вещества, выделившегося на катоде.

631 Электролиз водного раствора сульфата цинка проводили в течение 5 ч, при этом на аноде выделился кислород объемом 6 дм³ (н.у.). Вычислите силу тока (электроды инертные).

632 Электролиз водного раствора нитрата серебра проводили при токе силой 2А в течение 4 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на инертных электродах. Какая масса металла выделилась на катоде и каков объем газа (н.у.), выделившегося на аноде?

633 Электролиз водного раствора сульфата некоторого металла проводили при токе силой 6 А в течение 45 мин, в результате чего на катоде выделился металл массой 5,49 г. Вычислите эквивалентную массу металла.

634 Как изменится масса серебряного анода, если электролиз водного раствора нитрата серебра проводили при токе силой 2 А в течение 33 мин 20 с? Составьте электронные уравнения процессов, происходящих при электролизе водного раствора нитрата серебра.

635 Электролиз водного раствора иодида натрия проводили при токе силой 6 А в течение 2,5 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах, вычислите массу веществ, выделяющихся на электродах.

636 Составьте электронные уравнения процессов, происходящих при электролизе водного раствора нитрата серебра с серебряным анодом. Масса анода уменьшается на 5,4 г. Определите расход электричества при этом.

637 При электролизе водного раствора сульфата меди(II) при токе силой 2,5 А в течение 15 мин выделилась медь массой 0,72 г. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах с медным и угольным анодами. Вычислите выход по току (η , %).

638 При электролизе расплава неизвестного вещества массой 8 г на аноде выделился водород объемом 11,2 дм³ (н.у.). Что это за вещество? Можно ли провести электролиз его водного раствора?

639 При электролизе с инертными электродами 150 см³ раствора хлорида калия с массовой долей 5 % ($\rho = 1,05$ г/см³) током силой 5 А в течение 32 мин 10 сек у анода выделился газ объемом 1,12 дм³ (н.у.). Определите концентрацию щелочи в образовавшемся растворе (ω , %).

640 Через раствор сульфата цинка(II) в течение 45,03 мин пропускали постоянный ток. Определите силу тока, если известно, что на катоде и аноде выделились одинаковые объемы газов, а масса одного электрода увеличилась на 1,1 г. Электроды инертные.

641 Электролиз 200 см³ раствора сульфата меди(II) с массовой долей 6 % ($\rho = 1,02$ г/см³) продолжали до тех пор, пока масса раствора не уменьшилась на 5 г. Какая масса сульфата меди(II) осталась в растворе после электролиза?

642 Через электролизер, заполненный водным раствором хлорида калия пропустили постоянный ток (электроды инертные), в результате чего масса раствора уменьшилась на 1,58 г. Для нейтрализации оставшегося раствора был израсходован раствор серной кислоты ($\omega = 8$ %) массой 20,0 г. Какова масса газообразных продуктов, образовавшихся при электролизе?

643 После электролиза водного раствора хлорида калия масса его уменьшилась на 2,16 г. Оставшаяся смесь прореагировала полностью с раствором соляной кислоты ($\omega = 10$ %) массой 12,6 г. Составьте уравнения электродных процессов и найдите массу каждого продукта, образовавшегося при электролизе.

644 При электролизе водного раствора хлорида натрия на катоде выделился водород объемом 13,44 дм³ (н.у.). Газ, выделившийся на аноде, пропущен через горячий раствор едкого калия, при этом образовались хлорид и хлорат калия. Рассчитайте массу образовавшихся солей.

645 Смешали раствор хлорида меди(II) с массовой долей 20 % массой 135 г с раствором нитрата серебра с массовой долей 10 % массой 680 г. При этом образовался осадок массой 57,4 г. Оставшийся раствор слили и подвергли электролизу. Определите количественный состав веществ, выделившихся на электродах.

646 Через два последовательно соединенных электролизера пропустили ток (электроды инертные). Первый электролизер заполнен раствором нитрата серебра и масса катода данного электролизера увеличилась на 4,32 г. Как изменится масса раствора во втором электролизере, если он был заполнен раствором NaOH?

647 При электролизе с инертными электродами раствора KOH ($\omega = 20$ %, $\rho = 1,22$ г/см³) объемом 200 см³ на аноде собрали газ объемом 11,2 дм³ (н.у.). Определите массовую долю (ω , %) раствора KOH, оставшегося после электролиза.

648 При электролизе с инертными электродами раствора нитрата меди(II) ($\omega = 50$ %) массой 188 г на катоде выделился металл массой 19,2 г. Определите объем газа (н.у.), выделившегося на аноде.

649 Анодный продукт электролиза расплава 6 моль KCl полностью реагирует с необходимым количеством железа при 300 °С. Определите массу (г) конечного продукта.

650 Электролиз раствора хлорида натрия ($\omega = 20$ %) массой 400 г был остановлен, когда на катоде выделился газ объемом 11,2 дм³ (н.у.). Определите степень разложения (%) исходной соли.

651 Провели электролиз раствора сульфата хрома(III) ($\omega = 10$ %) массой 200 г до полного расходования соли (на катоде выделяется металл). Определите массу (г) израсходованной воды.

7 ХИМИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

7.1 s-ЭЛЕМЕНТЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Жесткость воды выражается суммой миллиэквивалентов ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , содержащихся в 1 дм^3 воды (мэкв/ дм^3). Один миллиэквивалент жесткости отвечает содержанию 20,04 мг/ дм^3 Ca^{2+} или 12,16 мг/ дм^3 Mg^{2+} .

Пример 132 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 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ $M_3 = 162/2 = 81$ г/моль, а для $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ $M_3 = 146/2 = 73$ г/моль.

Содержание солей в 1 дм^3 воды:

$$222/1000 = 0,222 \text{ г } \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2;$$

$$175/1000 = 0,175 \text{ г } \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2.$$

Жесткость, обусловленная наличием данных солей:

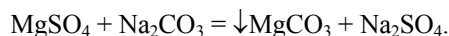
$$Ж(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 0,222 \cdot 1000/81 = 2,7 \text{ мэкв/дм}^3;$$

$$Ж(\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2) = 0,175 \cdot 1000/73 = 2,4 \text{ мэкв/дм}^3;$$

$$Ж = 2,7 + 2,4 = 5,1 \text{ мэкв/дм}^3.$$

Пример 133 Сколько 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 $M_3(\text{MgSO}_4) = 120/2 = 60$ г/моль. Масса соли в 1 м^3 воды составит $5 \cdot 1000 \cdot 60 = 300000$ мг = 300 г



Сульфат магния и карбонат натрия (сода) реагируют в эквивалентных количествах

$$M_3(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 53 \text{ г/моль.}$$

Определим число эквивалентов сульфата магния в 1 м^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 134 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 135 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 136 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 $2500 \cdot 53 = 132\,500$ мг = 132,5 г соды (53 г/моль – эквивалентная масса Na_2CO_3).

Пример 137 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 см^3 .

Решение Вычисляем нормальность раствора гидрокарбоната кальция (n_1) по формуле:

$$V_1 n_1 = V_2 n_2 \quad (7.1.1)$$

или $n_1 \cdot 100 = 6,25 \cdot 0,08$; $n_1 = 0,005$ моль/ дм^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:

$$Ж = m / M_3 V, \quad (7.1.2)$$

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 137 По формуле (7.1.2) получим:

$$Ж = 202\,500/81 \cdot 500 = 5 \text{ мэкв/дм}^3$$

(81 – эквивалентная масса $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, равная половине его молярной массы).

Решение примера 135 По формуле (7.1.2) получим:

$$m = 4 \cdot 68,07 \cdot 1000 = 272\,280 \text{ мг} = 272,280 \text{ г } \text{CaSO}_4.$$

Задачи

- 652 Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения:
- $\text{NaCl} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2$;
 - $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{NaH} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3$;
 - $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2$;
 - $\text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$;
- д) хлорид натрия → натрий → пероксид натрия → оксид натрия → гидроксид натрия → тетрагидроксоалюминат натрия;
- е) кальций → нитрид кальция → гидроксид кальция → хлорид кальция → нитрат кальция.
- 653 Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты:
- $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$
 - $\text{NaI} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
 - $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
 - $\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6] + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - $\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
 - $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{Be(OH)}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
 - $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{разб}) \rightarrow$
- 654 Какой объем займет водород (н.у.), полученный из пакета, содержащего гидрид лития массой 40 кг?
- 655 Сплав лития и магния растворили в разбавленной соляной кислоте. Определите состав сплава в массовых долях (ω , %), если масса выделившегося газа составила 10 % от массы сплава.
- 656 При взаимодействии гидрида металла(I) с водой массой 100 г получился раствор с массовой долей вещества в нем 2,38. Масса конечного раствора оказалась на 0,2 г меньше суммы масс воды и исходного гидрида. Определите какой гидрид был взят?
- 657 Взаимодействием кальцинированной соды массой 10,0 т с гашеной известью получена каустическая сода массой 6,7 т. Определите выход продукта (ω , %).
- 658 Какую массу карбоната натрия надо прибавить к 800 дм³ воды, чтобы устранить жесткость, равную 6 мэкв/дм³?
- 659 Вычислите карбонатную жесткость воды, зная что для реакции с гидрокарбонатом магния, содержащимся в 500 см³ воды требуется 20 см³ 0,12 н. раствора HCl.
- 660 В 1 дм³ воды содержатся ионы Mg²⁺ и Ca²⁺ массой 38 мг и 108 мг соответственно. Вычислите общую жесткость воды.
- 661 Определите жесткость воды, если для ее умягчения на 100 дм³ потребовался гидроксид кальция массой 7 г.
- 662 Вычислите карбонатную жесткость воды, если для реакции с гидрокарбонатом кальция содержащимся в 200 см³ воды, требуется 15 см³ 0,08 н раствора соляной кислоты.
- 663 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?
- 664 В 1 м³ воды содержится сульфат магния массой 140 г. Вычислите жесткость этой воды.
- 665 Вода, содержащая только гидрокарбонат магния, имеет жесткость 3,5 мэкв/дм³. Какая масса гидрокарбоната магния содержится в 200 дм³ воды?
- 666 К 1 м³ жесткой воды прибавили карбонат натрия массой 132,5 г. На сколько понизилась жесткость?
- 667 Чему равна жесткость воды, если для ее устранения к 50 дм³ воды потребовалось прибавить карбонат натрия массой 21,2 г?
- 668 Рассчитайте жесткость воды, содержащей в 1 дм³:
- хлорида кальция массой 1,0 г;
 - 0,01 моль гидрокарбоната кальция;
 - гидрокарбонат магния массой 102 мг.
- 669 В 50 дм³ воды содержится гидрокарбонат магния массой 4,5 г. Вычислите карбонатную жесткость воды.
- 670 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?
- 671 Требуется уменьшить карбонатную жесткость воды с 14 до 6 мэкв/дм³. Какую массу гидроксида кальция необходимо затратить для умягчения 1000 м³ такой воды?
- 672 Растворимость сульфата кальция составляет $8 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³. Рассчитайте жесткость воды, обусловленную растворимостью CaSO₄.
- 673 Чему равна жесткость воды, если на титрование 100 см³ ее израсходовано:
- 2 мэкв HCl;
 - 6 см³ 0,1 н раствора HCl;
 - 12 см³ 0,04 н раствора HCl?
- 674 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?
- 675 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.

676 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.

677 Смесь, содержащую сульфат аммония массой 13,2 г и нитрат натрия массой 17,0 г, прокалили до постоянной массы. Определите состав и массу полученного соединения.

678 При обработке смеси гашеной извести, карбоната и сульфата кальция массой 31,0 г соляной кислотой выделился газ объемом 2,24 дм³ (н.у.) и остался твердый остаток массой 13,6 г. Определите массу каждого компонента в смеси.

679 При нагревании смеси кальция и его оксида с углеродом выделился газ объемом 4,48 дм³ (н.у.) и образовался твердый остаток массой 19,2 г. Определите массу кальция и оксида кальция в смеси.

680 При взаимодействии гидрида металла(II) массой 2,5 г с водой, образовался раствор гидроксида этого металла массой 145,3 г с массовой долей гидроксида равной 3,03 %. Определите металл.

681 При взаимодействии простого вещества массой 1,5 г с водой, выделился водород объемом 0,923 дм³ при 27 °С и давлении 10⁵ Па. Определите это вещество.

682 При взаимодействии водородного соединения щелочноземельного металла с водой массой 150 г получился раствор с массовой долей вещества 4,8 % и выделился газ объемом 4,48 дм³ (н.у.). Определите, какое соединение было взято?

683 Определите массовую долю (%) разложившегося карбоната стронция, если при прокаливании 10,0 кг технического продукта его масса уменьшилась на 1,7 кг.

684 При прокаливании гипса массой 30,00 г теряется вода массой 6,28 г. Какова формула кристаллогидрата?

685 При растворении известняка массой 0,5 г в соляной кислоте был получен диоксид углерода объемом 75 см³ при 296 К и давлении 10⁵ Па. Вычислите массовую долю (%) карбоната кальция в известняке.

686 Карбид кальция получают по схеме: $\text{CaO} + 3\text{C} = \text{CaC}_2 + \text{CO}$. Вычислите массу оксида кальция, необходимую для получения карбида кальция массой 6,4 т. Какой объем (н.у.) СО при этом образуется?

687 При растворении сплава магния и алюминия массой 3,0 г в разбавленной серной кислоте получили сульфаты магния и алюминия массой 17,4 г. Определите массовые доли алюминия и магния в сплаве.

688 При взаимодействии сплава цинка и магния массой 20,0 г с избытком раствора серной кислоты образовалась смесь сульфатов массой 69,0 г. Определите состав сплава в массовых долях (ω, %).

689 Приведите реакции для следующих превращений веществ: хлорид калия – гидроксид калия – гидросульфид калия – сульфид калия – кислород – озон. Какие химические свойства озона наиболее ярко выражены? Примеры. Какую роль играет озоновый пояс Земли?

690 При добавлении соды (карбонат натрия) к раствору хлорида алюминия выделяется газ и выпадает осадок. Напишите уравнение реакции и объясните, почему она происходит.

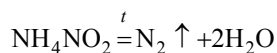
691 Смесь порций оксида и карбоната натрия массой по 15 г каждая обработали избытком соляной кислоты. Раствор выпарили досуха. Рассчитайте количество (моль) сухого остатка.

7.2 p-ЭЛЕМЕНТЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Пример 138 Навеску NH₄NO₂ 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:



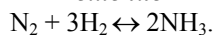
$$M(\text{NH}_4\text{NO}_2) = 64 \text{ г/моль.}$$

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 139 В замкнутом сосуде имеется 100 моль смеси азота и водорода в соотношении 1 : 3. Давление смеси 300 атм. Вычислите состав и давление смеси после того, как 10 % азота вступит в реакцию и газы приведены к первоначальной температуре.

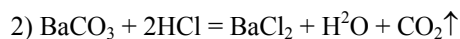
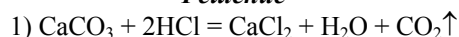
Решение



В исходной смеси было (100 : 4) 25 моль азота и 75 моль водорода. В реакцию вступило 10 %, т.е. 2,5 моль азота и 7,5 моль водорода, что приводит к образованию по уравнению реакции 5 моль аммиака. Осталось после реакции 22,5 моль азота и 67,5 моль водорода. Всего: 22,5 + 67,5 + 5,0 = 95,0 моль. Давление смеси после реакции составит 95·300/100 = 285 атм.

Пример 140 На чашках весов уравновешены два сосуда с разбавленным раствором HCl. В один сосуд добавили CaCO₃ массой 1 г. Какую массу BaCO₃ следует добавить во второй сосуд, чтобы не нарушилось равновесие весов?

Решение



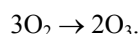
$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}; \quad M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}; \quad M(\text{BaCO}_3) = 197 \text{ г/моль};$$

$$\nu(\text{CaCO}_3) = 1,0/100 = 0,01 \text{ моль или } 0,01 \cdot 44 = 0,44 \text{ г.}$$

Останется после реакции (1) масса раствора равная 1,0 – 0,44 = 0,56 г. $m(\text{BaCO}_3) = x$ г; тогда из x г; BaCO₃ образуется 0,44x/1,97 г CO₂: $x = 0,44x/1,97 + 0,56$; откуда $x = 0,72$ г.

Пример 141 Вычислите давление газовой смеси, полученной в результате полного озонирования воздуха объемом 1,0 дм³ (н.у.).

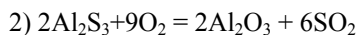
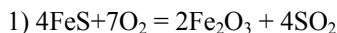
Решение



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 142 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



$$M(\text{FeS}) = 88 \text{ г/моль}; M(\text{Al}_2\text{S}_3) = 150 \text{ г/моль}; M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль}.$$

Пусть масса FeS в смеси – x г; тогда $m(\text{Al}_2\text{S}_3)$ составит $(4 - x)$ г. Масса SO₂ по реакции (1) будет $a = 64 \cdot x / 88$ г, а масса SO₂ по реакции (2) будет $b = 3 \cdot 64 \cdot (4 - x) / 150$ г.

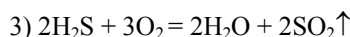
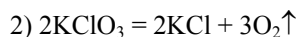
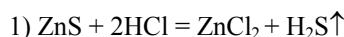
Следовательно,

$$a + b = 64x / 88 + (4 - x) 3 \cdot 64 / 150 = 3,65; \quad x = 2,66 \text{ г FeS}.$$

$$\omega(\text{FeS}) = 2,66 \cdot 100 / 4 = 66,5 \%; \quad \omega(\text{Al}_2\text{S}_3) = 33,5 \%.$$

Пример 143 Газ, выделившийся при обработке сульфида цинка избытком раствора соляной кислоты, смешали с избытком газа, полученного термическим разложением бертолетовой соли. После сжигания образовавшейся газовой смеси объем ее уменьшился на 13,44 дм³. Рассчитайте массу израсходованного сульфида цинка.

Решение

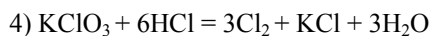
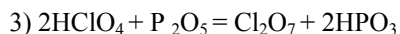
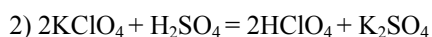
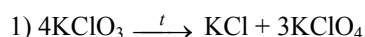


$$M(\text{ZnS}) = 97 \text{ г/моль}.$$

Из условия задачи и уравнения реакции (3) следует, что 13,44 дм³ – 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 ZnS → 2 моль H₂S → 3 моль O₂ или 2 моль ZnS → 3 моль O₂, т.е. количество сульфида цинка равно $2 \cdot 0,6 / 3 = 0,4$ моль или $0,4 \cdot 97 = 38,8$ г.

Пример 144 При нагревании бертолетовой соли в отсутствие катализатора получается хлорид калия и соль "X" – соль сильной кислоты А, в которой хлор проявляет высшую степень окисления. При действии на соль "X" концентрированной серной кислотой может быть получена свободная кислота А, при нагревании которой с P₂O₅ 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 KClO₃ → 3 моль Cl₂, количество KClO₃ равно $12,25 / 122,5 = 0,1$ моль. Следовательно, количество хлора равно 0,3 моль или $0,3 \cdot 22,4 = 6,72$ дм³.

Пример 145 Определите формулу соли, имеющая состав в массовых долях процента: калия – 31,8 %; кислорода – 39,2 %; остальное – кислородообразующий элемент.

Решение Запишем уравнение электронейтральности:

$$(+1) \cdot 31,8 / 39 + (-2) \cdot 39,2 / 16 + n(100 - 31,8 - 39,2) / Ar = 0.$$

$$Ar = 7,1n$$

N	1	2	3	4	5
Ar	7,1	14,2	21,3	28,4	35,5

Следовательно, это хлор. Формула соли KClO₃.

Задачи

692 Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения:

а) алюминий → нитрат алюминия → алюминат натрия → гидроксид алюминия → оксид алюминия → метаалюминат магния;

б) силикат кальция → оксид кремния(IV) → силикат натрия → кремний → тетрафторид кремния;

в) алюминий – оксид алюминия – сульфат алюминия – хлорид алюминия – гидроксид алюминия – оксид алюминия – тетрагидроксоалюминат натрия;

г) пирит – SO_2 – гидросульфит натрия – SO_2 – сера – серная кислота → 1) водород, 2) сероводород, 3) SO_2 .

д) хлорат калия – кислород – озон – оксид серебра – серебро – нитрат серебра – оксид азота(IV) – азотная кислота;

е) хлорид натрия – хлор – хлорат калия – кислород – озон – оксид серебра – нитрат серебра – оксид азота(IV) – азотная кислота – N_2O ;

ж) оксид кальция – гидроксид кальция – фосфат кальция – оксид углерода(II) – железо – азот – аммиак – медь – оксид азота(II);

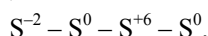
з) кислород – озон – оксид серебра – нитрат серебра – серебро – оксид азота(IV) – азотная кислота – нитрат аммония;

и) азот – аммиак – сульфат аммония – хлорид аммония – аммиак – медь – нитрат меди(II) – оксид меди(II) – сульфат меди(II);

к) оксид кремния – кремний – силикат натрия – кремневая кислота – оксид кремния – оксид углерода(IV) – карбонат кальция – гидрокарбонат кальция.

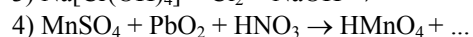
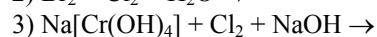
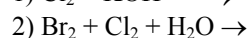
693 Приведите реакции для следующих превращений: углерод – оксид азота(IV) – азотная кислота – серная кислота – сероводород. Приведите уравнения реакций, в которых сероводород является восстановителем.

694 Приведите реакции для следующих превращений:



Какие из приведенных ионов серы выполняют в окислительно-восстановительных реакциях роль восстановителя. Ответ подтвердите реакциями.

695 Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты:



696 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.

697 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.

698 После того как железную пластину выдержали в растворе сульфата меди(II) ее масса изменилась на 1,54 г. Определите объем азотной кислоты ($\omega = 96\%$; $\rho = 1,50 \text{ г/см}^3$), необходимый для снятия меди с железной пластины.

699 Какой объем (н.у.) аммиака необходимо растворить в воде объемом 700 см^3 , чтобы получить раствор аммиака с массовой долей 0,15?

700 К смеси алюминия и меди массой 3,0 г добавили избыток концентрированной азотной кислоты. Для полного поглощения выделившегося газа потребовался гидроксид натрия массой 10,0 г с массовой долей растворенного вещества 24 %. Вычислите массу алюминия и меди в исходной смеси.

701 При растворении смеси алюминия, меди и магния массой 11,5 г в соляной кислоте выделился газ объемом $7,00 \text{ дм}^3$, измеренный при 273 К и давлении $0,8 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Нерастворившийся остаток растворили в концентрированной азотной кислоте. При этом выделился газ объемом $4,48 \text{ дм}^3$ (н.у.). Вычислите массу каждого металла в исходной смеси.

702 Дана смесь оксида углерода(IV) и кислорода объемом $11,2 \text{ дм}^3$ с относительной плотностью по водороду 16,5. Определите объемы компонентов в смеси.

703 Смесь порошков алюминия и 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 , %).

704 К раствору фосфорной кислоты ($\omega = 10\%$; $\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$) объемом 100 дм^3 , прибавили оксид фосфора(V) массой 30 г. Определите концентрацию фосфорной кислоты (ω , %) в полученном растворе.

705 Из чугунных стружек массой 2,8510 г после соответствующей обработки был получен оксид кремния(IV) массой 0,0824 г. Вычислите массовую долю (ω , %) кремния в этом образце чугуна.

706 Какая масса оксида кремния(IV) вступит в реакцию восстановления в доменной печи при выплавке чугуна массой 1400 т, содержащего 4 % кремния?

707 Имеется смесь кремния и карбоната кальция. Определите ее состав, если известно, что при обработке раствором гидроксида натрия этой смеси выделился газ объемом $22,4 \text{ дм}^3$ (н.у.), а при обработке такой же массы смеси соляной кислотой – 0,1 моль газа.

708 В результате взаимодействия раствора HClO_3 массой 6 г с избытком раствора соляной кислоты образовался хлор объемом $4,48 \text{ дм}^3$ (н.у.). Вычислите массовую долю (ω , %) HClO_3 в растворе.

709 Какое количество соды, известняка и кремнезема нужно взять для получения нормального стекла массой 1 кг, содержащего в массовых долях: $\text{Na}_2\text{O} - 13,0\%$; $\text{CaO} - 11,7\%$; $\text{SiO}_2 - 75,3\%$?

710 Один из сортов стекла для выработки столовой посуды имеет следующий состав в массовых долях: $\text{Na}_2\text{O} - 16\%$; $\text{CaO} - 9\%$; $\text{SiO}_2 - 75\%$. Сколько оксида натрия и диоксида кремния приходится в этом сорте стекла на 1 моль CaO ?

711 Какой объем раствора HNO_3 ($\omega = 10\%$, $\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$) потребуется для растворения меди массой 2,5 г.

712 К раствору нитрата аммония объемом $90,1 \text{ см}^3$ ($\omega = 12,0 \%$; $\rho = 1,11 \text{ г/см}^3$) добавили раствор КОН массой 75 г ($\omega = 25,0 \%$). Раствор выпарили, остаток прокалили. Рассчитайте массу веществ в твердом остатке после прокаливания.

713 Какой объем (н.у.) воздуха необходим для полного сгорания:

а) фосфора массой 5 г ; б) фосфина массой 5 г ?

714 Какой объем (н.у.) займет аммиак, полученный из смеси хлорида аммония массой 50 г и гашеной извести массой 70 г ?

715 Какая масса аммиака потребуется для получения азотной кислоты массой 1 т , если производственные потери составляют 40% ?

716 Техническая мочеви́на, применяемая в качестве удобрения содержит около 85% $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$. Какова массовая доля (%) азота в этой мочеви́не?

717 Определите массовую долю (%) азота в азотных удобрениях:

а) чилийская селитра; б) аммиачная селитра;

в) сульфат аммония; г) цианамид кальция.

718 Вычислите объем раствора H_2SO_4 , ($\omega = 98 \%$, $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$), который теоретически необходим для окисления меди массой 10 г .

719 Для полного хлорирования смеси порошков железа и меди массой $3,0 \text{ г}$. потребовалось $1,12 \text{ дм}^3$ хлора (н.у.). Рассчитайте массовые доли (ω , %) металлов в этой смеси.

720 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.

721 Газообразное, непрочное, ядовитое соединение сгорело на воздухе. Продукт горения хорошо растворился в воде, при этом раствор имел кислую реакцию. Этот раствор нейтрализовали до образования средней соли и обработали избытком раствора нитрата серебра. Выпал желтый осадок массой $41,9 \text{ г}$, который растворился в кислоте. Какое вещество сгорело? Определите его массу.

722 При обработке фосфида металла(II) массой $9,1 \text{ г}$ получен газ, который на воздухе самопроизвольно воспламеняется. Продукт сгорания растворили в воде. Раствор нейтрализовали и обработали избытком раствора нитрата серебра. При этом выпал осадок желтого цвета массой $42,0 \text{ г}$, хорошо растворимый в кислотах. Определите металл.

723 В газометре имеется кислород объемом 20 дм^3 . В струе кислорода, подаваемой из газометра, сгорел аммиак объемом 12 дм^3 (н.у.). Какие газы образовались? Определите их объемы. Какой объем кислорода остался в газометре?

724 При окислении простого вещества А азотной кислотой выделился NO объемом $33,6 \text{ дм}^3$ (н.у.) и образовался раствор, при нейтрализации которого раствором NaOH с массовой долей 25% ($\rho = 1,28 \text{ г/см}^3$) получили фосфат натрия. Определите массу исходного вещества А. Рассчитайте объем израсходованного раствора NaOH и массу образовавшегося фосфата натрия.

725 Соль натрия желтого цвета массой $6,48 \text{ г}$ растворили в воде, подкислили серной кислотой, получив оранжевый раствор. При добавлении избытка раствора K_2SO_3 образовался раствор зеленовато-фиолетового цвета. Какая масса хрома может быть выделена при электролизе полученного раствора?

726 Какая масса нитрита натрия потребуется для восстановления в кислой среде перманганата калия, содержащегося в 250 см^3 $0,5 \text{ н}$ раствора?

727 Какой объем SO_2 , измеренный при $27 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении $98,5 \text{ кПа}$, образуется при обжиге пирита массой 30 г , который содержит примеси ($\omega = 20 \%$), не образующие при обжиге SO_2 ?

728 Для сжигания смеси CO и CO_2 объемом 1 дм^3 (н.у.) необходим кислород объемом $0,25 \text{ дм}^3$ (н.у.). Определите состав исходной смеси (φ , %). Сколько соли (г) образуется, если полученный газ пропустить через раствор, содержащий КОН массой $2,5 \text{ г}$?

729 К раствору хлорида аммония объемом $101,0 \text{ см}^3$ ($\omega = 20 \%$; $\rho = 1,06 \text{ г/см}^3$) добавили раствор NaOH объемом $125,0 \text{ см}^3$ ($\omega = 18 \%$; $\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$) и полученный раствор прокипятили. Вычислите массовые доли (ω , %) веществ, содержащихся в растворе, потерями воды можно пренебречь.

730 Неизвестный металл(II) массой 13 г обработали разбавленным раствором азотной кислоты. К полученному раствору добавили избыток раствора КОН, при этом выделился газ объемом $1,12 \text{ дм}^3$ (н.у.). Какой металл был растворен в азотной кислоте?

731 В замкнутом сосуде объемом $1,12 \text{ дм}^3$ прокалили нитрат свинца(II) массой $3,31 \text{ г}$. Первоначальное давление в сосуде равно 1 атм . Рассчитайте давление в сосуде после прокаливания соли и охлаждения до первоначальной температуры. Объемом твердых веществ пренебречь.

732 В замкнутом сосуде объемом 200 см^3 находится черный порох массой $5,4 \text{ г}$. Какое приблизительно будет давление в сосуде после разложения пороха? Температура в сосуде постоянна.

733 Твердое вещество, образовавшееся при термическом разложении нитрата свинца, растворили в соляной кислоте. При пропускании избытка сероводорода через полученный раствор выпал черный осадок массой $2,4 \text{ г}$. Рассчитайте массу разложившегося при нагревании нитрата свинца.

734 Смешали 500 см^3 раствора фосфорной кислоты с массовой долей 40% ($\rho = 1,254 \text{ г/см}^3$) и 750 см^3 раствора фосфорной кислоты с массовой долей 8% ($\rho = 1,042 \text{ г/см}^3$). Рассчитайте нормальную концентрацию полученного раствора фосфорной кислоты.

735 В закрытом сосуде объемом $3,36 \text{ дм}^3$, наполненном кислородом, прокалили карбонат железа(II) массой $11,6 \text{ г}$. Первоначальное давление в сосуде равно 1 атм . Рассчитайте давление в сосуде после прокаливания и охлаждения смеси до исходной температуры. Объемом твердых веществ пренебречь.

736 При взаимодействии газа, полученного при обжиге сульфида железа(II) массой $17,6 \text{ г}$ и пирита массой $24,0 \text{ г}$ с раствором NaOH , образовалась кислая соль. Рассчитайте объем израсходованного раствора NaOH с массовой долей 25% ($\rho = 1,28 \text{ г/см}^3$).

737 При взаимодействии газа, полученного действием разбавленной соляной кислоты на гидросульфит натрия, с газом, полученным в результате реакции соляной кислоты с сульфидом железа(II), получен осадок массой $19,2 \text{ г}$. Рассчитайте количества гидросульфита натрия и сульфида железа(II), вступивших в реакцию.

738 Смесь серы массой 3,2 г и железа массой 6,0 г нагрели без доступа воздуха. Полученный продукт обработали избытком концентрированного раствора соляной кислоты. Какой состав и объем (н.у.) полученной газовой смеси?

739 В закрытом сосуде смешали сероводород и диоксид серы каждый объемом 2,8 дм³ (н.у.). Определите массу выделившейся серы и давление в сосуде после реакции, если первоначальное давление было равно 1 атм.

740 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?

741 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.

742 Какой объем раствора серной кислоты (ω = 93 %, ρ = 1,83 г/см³) можно получить из пирита (FeS₂) массой 800 т, содержащего 25 % примесей, если производственные потери составляют 5 %?

743 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 массовую долю (ω, %) хлорида натрия в галите.

744 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 массовую долю (ω, %) хлорида натрия в техническом образце.

745 Хлор объемом 2,24 дм³ (н.у.) количественно прореагировал с 44,4 см³ раствора бромида калия (ρ = 1,34 г/см³). Рассчитайте массовую долю (ω, %) раствора бромида калия.

746 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?

747 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?

748 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 (ω, %) хлора в препарате брома.

749 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 (ω, %) хлора в хлорной воде.

750 При помощи каких газов из раствора иодида калия можно выделить свободный иод? Какой объем каждого газа необходим для получения иода массой 25,4 г?

751 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 %?

752 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.

753 Хлороводород объемом 246 дм³, измеренный при 27 °С и давлении 1 атм, растворен в воде объемом 1,0 дм³. Вычислите массовую долю (ω, %) хлороводорода в полученном растворе. Какой объем хлора при 27 °С и давлении 1 атм можно получить с помощью полученного хлороводорода при взаимодействии его с диоксидом марганца?

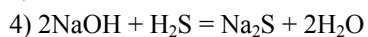
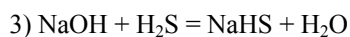
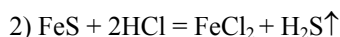
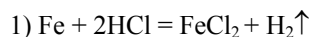
754 На смесь меди и алюминия массой 21,6 г действуют избытком раствора КОН и собирают газ объемом 6,72 дм³ (н.у.). Определите массовую долю (ω, %) меди в смеси.

755 Триоксид серы объемом 11,2 дм³ (н.у.) вносят в воду, добавляют 0,55 моль Ва(ОН)₂ и получают осадок. Определите массу (г) осадка.

7.3 d-ЭЛЕМЕНТЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Пример 146 Определите количество смеси железа с его сульфидом, при обработке которого разбавленной кислотой получен газ объемом 3,984 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



$$M(\text{H}_2\text{S}) = 34 \text{ г/моль}; M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}; M(\text{NaHS}) = 56 \text{ г/моль}.$$

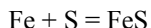
Молярная масса смеси газов равна $2,6 \cdot 4 = 10,4$ г/моль. Из условия задачи следует, что масса газа составит $3,984 \cdot 10,4 / 22,4 = 1,85$ г.

Пусть объем H₂S составит x дм³, тогда объем водорода составит $(3,984 - x)$ дм³. Из равенства $34x / 22,4 + (3,984 - x) \cdot 2 / 22,4 = 1,85$ находим $x = 1,04$ дм³ H₂S или $1,04 / 22,4 = 0,0464$ моль. Тогда объем водорода равен $3,984 - 1,040 = 2,944$ дм³ или $2,944 / 22,4 = 0,13$ моль.

Из уравнений реакций (1), (2) следует, что количество железа равно количеству водорода, т.е. 0,13 моль, а количество FeS равно количеству H₂S, т.е. 0,0464 моль. Масса гидроксида натрия в растворе составит $0,04 \cdot 50 = 2,0$ г или $2,0 / 40 = 0,05$ моль. Следовательно, при пропускании H₂S в раствор гидроксида натрия протекает реакция (3) и образуется 0,464 моль NaHS или $0,0464 \cdot 56 = 2,8$ г.

Пример 147 Смесь серы и железа массами 3,2 г и 6,0 г соответственно привели во взаимодействие при нагревании без доступа воздуха. Полученный продукт после растирания обработали избытком концентрированного раствора хлороводородной кислоты. Каков состав и объем (н.у.) полученной в результате газовой смеси?

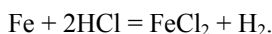
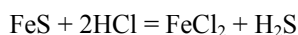
Решение Уравнение реакции между серой и железом



$$M(\text{S}) = 32 \text{ г/моль}; M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}.$$

Из уравнения реакции следует, что в недостатке серы, так как $n(\text{S}) = 3,2/32 = 0,1$ моль. С этим количеством серы прореагирует 5,6 г железа и получится 8,8 г FeS ($n(\text{FeS}) = 8,8/88 = 0,1$ моль), а железо массой 0,4 г не прореагирует ($n(\text{Fe}) = 0,4/56 = 0,007$ моль).

В дальнейшем протекают процессы



Согласно этим уравнениям 0,1 моль FeS позволит получить 0,1 моль H₂S, 0,007 моль Fe – 0,007 моль H₂. При н.у. объем газовой смеси составит:

$$V_{\text{смеси}} = 22,4(0,1 + 0,007) = 2,4 \text{ дм}^3.$$

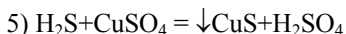
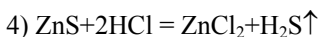
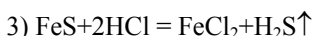
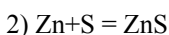
Состав смеси:

$$\text{мол. (об. \%)} \text{H}_2\text{S} = 0,1 \cdot 100/0,107 = 93,5;$$

$$\text{мол. (об. \%)} \text{H}_2 = 0,007 \cdot 100/0,107 = 6,5.$$

Пример 148 При нагревании смеси железа и цинка массами 11,2 г и 26,0 г соответственно с избытком серы и последующей обработкой продуктов реакции избытком раствора соляной кислоты выделился газ, который пропустили через раствор сульфата меди(II). Рассчитайте объем сульфата меди с массовой долей 10 % ($\rho = 1,10 \text{ г/см}^3$) израсходованный на поглощение образовавшегося газа.

Решение

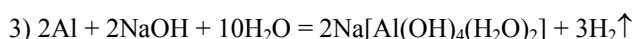
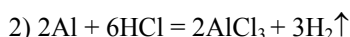
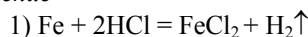


$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}; M(\text{Zn}) = 65 \text{ г/моль}; M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль}.$$

Находим количество железа и цинка $11,2/56 = 0,2$ моль Fe, $26/65 = 0,4$ моль Zn. Тогда из уравнений реакций (1), (2) количество FeS равно 0,2 моль, а ZnS – 0,4 моль. Количество H₂S, образующегося по реакции (3), (4) равно $0,2 + 0,4 = 0,6$ моль. Следовательно, по реакции (5) образуется и израсходуется такое же количество, т.е. 0,6 моль CuSO₄ или $0,6 \cdot 160 = 96$ г. Объем раствора сульфата меди(II) с массовой долей 10 % составит: $96 \cdot 100/10 \cdot 1,1 = 872,7 \text{ см}^3$.

Пример 149 Смесь железа, алюминия и меди массой 5,0 г обработали избытком раствора соляной кислоты, при этом выделился водород объемом 1,900 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



$$M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль}; M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}; M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}.$$

Из уравнения реакции (3) и условия задачи следует, что количество водорода равно $0,672/22,4 = 0,03$ моль. Следовательно, в реакцию (3) вступило алюминия $2/3$ моль $\text{H}_2 = 2 \cdot 0,03/3 = 0,02$ моль или $0,02 \cdot 27 = 0,54$ г. Алюминий массой 0,54 г содержался в смеси массой 3,00 г. В исходной смеси массой 5 г содержится $5,0 - 0,54/3 = 0,9$ г Al или $0,9/27 = 0,0333$ моль.

Количество водорода, выделившегося по реакции (2) составит $3/2$ моль Al или $0,0333 \cdot 3/2 = 0,05$ моль, а объем водорода равен $0,05 \cdot 22,4 = 1,12 \text{ дм}^3$. Тогда объем водорода, выделившийся по реакции (1) составит $1,90 - 1,12 = 0,78 \text{ дм}^3$ или $0,78/22,4 = 0,035$ моль. Следовательно, в реакции (1) участвует такое же количество железа, т.е. 0,035 моль или $0,035 \cdot 56 = 1,95$ г. $\omega(\text{Fe}) = 1,95 \cdot 100/5,00 = 39$ %; $\omega(\text{Al}) = 0,9 \cdot 100/5,00 = 18$ %; $\omega(\text{Cu}) = 100 - 39 - 18 = 43$ %.

Пример 150 Вычислите массовую долю хрома в смеси хромата калия и дихромата калия, в которой массовая доля калия равна 35 %.

Решение

$$M(\text{K}_2\text{CrO}_4) = 194 \text{ г/моль}; M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 294 \text{ г/моль}.$$

Возьмем один моль смеси и пусть $\nu(\text{K}_2\text{CrO}_4) = x$ моль, тогда $\nu(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = (1 - x)$ моль и масса смеси равна: $194x + 294(1 - x) = 294 - 100x$.

Количество калия в смеси равно $\nu(\text{K}) = 2x + 2(1 - x) = 2$ моль, а его масса составляет $m(\text{K}) = 2 \cdot 39 = 78$ г. По условию задачи, массовая доля калия равна:

$$\omega(\text{K}) = 78/(294 - 100x) = 0,35,$$

откуда $x = 0,71$.

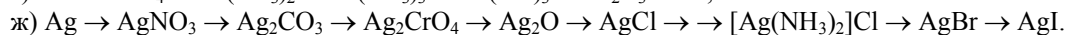
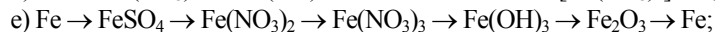
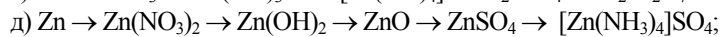
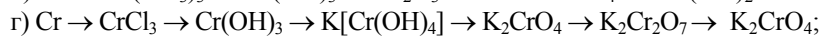
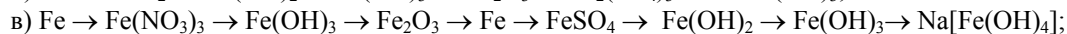
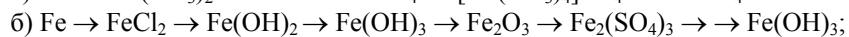
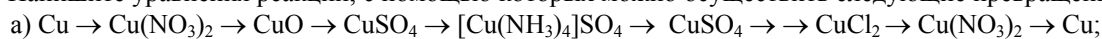
Количество хрома в смеси равно $\nu(\text{Cr}) = x + 2(1 - x) = 2 - x = 1,29$ моль, а его масса составляет:

$$m(\text{Cr}) = 1,29 \cdot 52 = 67 \text{ г.}$$

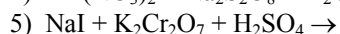
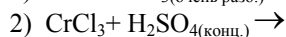
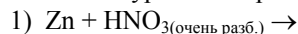
Массовая доля хрома равна: $\omega(\text{Cr}) = 67 / (294 - 100 \cdot 0,71) = 0,30$.

Задачи

756 Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



757 Закончите уравнения реакций и расставьте коэффициенты:



758 Какие сложные вещества можно получить, имея:

а) N_2 , O_2 , Ag и H_2 ; б) Fe , Cl_2 , H_2O , KOH ?

Напишите уравнения реакций и назовите полученные вещества.

759 Предложите несколько способов получения оксида железа(III), используя железо, концентрированную азотную кислоту, карбонат кальция, воду или продукты их взаимодействия (не менее 3 способов).

760 Растворимость сульфида железа при некоторой температуре составляет $5,35 \cdot 10^{-9}$ в 100 см³ раствора. Рассчитайте произведение растворимости сульфида железа.

761 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.

762 Какие массы KMnO_4 и H_2O_2 необходимы для получения кислорода объемом 11,2 дм³ (н.у.) при проведении реакции в кислой среде.

763 Какой объем раствора азотной кислоты с массовой долей 8 % ($\rho = 1,044$ г/см³) потребуется для растворения меди массой 24 г? Какой объем (н.у.) NO выделяется при этом?

764 Для рафинирования была взята черновая медь массой 1000 кг, в которой массовая доля примесей составляет 4 %. Какая масса рафинированной меди может быть получена из нее, если выход по току составляет 92 %?

765 Какую массу медного купороса можно получить из руды массой 1,0 т, в которой массовая доля медного колчедана (CuFeS_2) составляет 20 %.

766 Медно-калийное удобрение содержит в массовых долях: $\text{K}_2\text{O} - 56,8$ %; $\text{Cu} - 1,0$ %. Какой процент это составляет в пересчете на хлорид калия и технический медный купорос, в котором массовая доля меди составляет 24 %?

767 После длительного прокалывания порошка меди на воздухе масса его увеличилась на 1,8 г. Определите (ω , %) образовавшейся смеси и ее массу.

768 Газом, выделившимся при обработке латуни массой 150 г избытком раствора соляной кислоты при нагревании, полностью восстановили оксид железа(III), при этом масса оксида железа(III) уменьшилась на 14,4 г. Определите состав смеси (ω , %).

769 При пропускании сероводорода через раствор сульфата меди(II) массой 16,00 г образуется черный осадок массой 1,92 г. Рассчитайте концентрацию использованного раствора сульфата меди и объем (н.у.) израсходованного сероводорода.

770 Сплав меди с алюминием представляет собой химическое соединение, содержащее 12,3 % алюминия. Определите формулу этого соединения.

771 При растворении пероксида лития в горячей воде образуется гидроксид лития и выделяется некоторый газ. Напишите уравнение этой реакции и определите массовую долю (ω , %) гидроксида лития в растворе, полученном растворением гидроксида лития массой 4,6 г в воде массой 125 г.

772 На растворение смеси меди и оксида меди(II) массой 18 г израсходован раствор серной кислоты массой 50 г с массовой долей 90 %. Вычислите массу меди в смеси.

773 При взаимодействии гидроксида меди(II) массой 3,92 г и 150 см³ водного раствора аммиака с массовой долей 25 % ($\rho = 0,907$ г/см³) образовался раствор гидроксида тетрааминмеди(II). Определите массовую долю (ω , %) гидроксида тетрааминмеди(II) в полученном растворе.

774 Какая масса хромистого железняка, содержащего 30 % $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ потребуется для получения хрома массой 0,5 т?

775 Электролиз раствора хлорида натрия ($\omega = 20$ %) массой 400 г был остановлен, когда на катоде выделился газ объемом 11,2 дм³ (н.у.). Определите степень разложения (%) исходной соли

776 Какой объем 0,5 н раствора дихромата калия потребуется для полного окисления в кислой среде иодида калия массой 22 г?

777 Какую массу CrO_3 можно получить из дихромата калия массой 147 г? Какую массу этилового спирта можно окислить им до альдегида?

778 Провели электролиз раствора сульфата хрома ($\omega = 10$ %) массой 200 г до полного расходования соли (на катоде выделился металл). Определите массу израсходованной воды.

779 Найдите объемы 2 М раствора KOH ($\rho = 1,09$ г/см³) и раствора H_2O_2 ($\rho = 1,00$ г/см³) с массовой долей 3 %, которые необходимы для реакции с сульфатом хрома(III) массой 200 г.

- 780 Какая масса марганца может быть получена из расплава хлорида марганца при пропускании тока силой 2 А в течение 40 мин, если выход по току составляет 68 %?
- 781 Определите массу и объем хлора при 288 К и давлении 102,5 кПа, выделяющегося при действии соляной кислоты на перманганат калия массой 31,6 г.
- 782 Какая масса перманганата калия потребуется для окисления сульфата железа(II) массой 7,6 г в кислом растворе?
- 783 При нагревании смеси кальция и оксида кальция с углеродом выделился газ объемом 4,48 дм³ (н.у.) и образовался твердый продукт массой 19,2 г. Определите состав смеси (г).
- 784 При нагревании смеси KClO₃ и KMnO₄ массой 8,1 г выделился газ объемом 2,24 дм³ (н.у.). Определите состав смеси (ω, %).
- 785 На смесь, состоящую из металлического железа и оксидов железа(II и III) массой 2,000 г, подействовали соляной кислотой. При этом выделился водород объемом 224 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 (%).
- 786 Определите массу чугуна, образующегося при переработке чистого магнитного железняка массой 928 т, если известно, что полученный чугун содержит углерод (ω = 4 %).
- 787 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, %).
- 788 Какой объем 2 М раствора KOH расходуется при взаимодействии Cl₂ объемом 5,6 дм³ (н.у.) с KCr(SO₄)₂?
- 789 На хлорирование смеси цинка и железа массой 12,1 г израсходован хлор объемом 5,6 дм³ (н.у.). Определите состав смеси металлов (ω, %).
- 790 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 %?
- 791 Сплав меди с цинком массой 78,0 г вытесняет из соляной кислоты газ объемом 13,44 дм³ (н.у.). Определите массовую долю (ω, %) меди в сплаве.
- 792 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?
- 793 К 50 см³ раствора хлорида железа(III) (ω = 10 %, ρ = 1,09 г/см³) добавили гидроксид калия массой 5,0 г. Выпавший осадок отфильтровали и прокалили. Определите массу твердого остатка.
- 794 Растворимость K₂Cr₂O₇ в воде массой 100 г составляет 45 г при 60 °С и 15 г при 25 °С. Определите массу (г) соли, которая выкристаллизуется при охлаждении раствора массой 300 г до 25 °С, насыщенного при 60 °С.
- 795 Переводят в раствор 0,3 моль оксида (Fe^{II} – Fe^{III})O₄ действием соляной кислоты, пропускают избыток SO₂, раствор концентрируют и добавляют BaCl₂. Найдите массу (г) выпавшего осадка.
- 796 Сжигают цинк на воздухе, продукт переводят в раствор добавлением NaOH_(конц.), раствор насыщают CO₂ до полного выпадения осадка массой 24,75 г. Определите объем (н.у.) воздуха, необходимый для сжигания цинка, содержащего 20,94 % (об.) кислорода.
- 797 При обработке смеси меди, железа и алюминия массой 17,4 г избытком концентрированной азотной кислоты выделился газ объемом 4,48 дм³ (н.у.), а при действии на ту же смесь избытка соляной кислоты выделился газ объемом 8,96 дм³ (н.у.). Определите в массовых долях (ω, %) состав исходной смеси.
- 798 Для растворения смеси порошка железа и алюминия массой 2,22 г потребовался раствор соляной кислоты массой 50 г и выделился водород объемом 1,344 дм³ (н.у.). Определите содержание металлов в исходной смеси в молях и концентрацию раствора соляной кислоты (прореагировала полностью).
- 799 При обработке смеси меди, железа и алюминия массой 20,4 г избытком концентрированной азотной кислоты выделился газ объемом 4,48 дм³ (н.у.), а при действии на ту же смесь избытка серной кислоты выделился газ объемом 8,96 дм³ (н.у.). Определите в массовых долях (ω, %) состав исходной смеси.
- 800 Смесь железа и алюминия массой 20 г обработали избытком раствора гидроксида натрия. Выделившийся водород занял объем 5,6 дм³ (н.у.). Определите в массовых долях (ω, %) состав смеси. Какой объем (н.у.) водорода выделился при обработке этой смеси массой 20 г избытком раствора соляной кислоты?

8 ОПРЕДЕЛЕНИЕ НЕИЗВЕСТНЫХ ВЕЩЕСТВ ПО ИХ СВОЙСТВАМ

- 801 Как можно различить внешне сходные между собой вещества: BaSO₄ и BaSO₃; MgO и BaO; CaCO₃ и Ca(OH)₂; CaO и ZnO; AgCl и PbCl₂.
- 802 В трех пробирках находятся растворы Na₂CO₃, Na₂SO₄ и K₂CrO₄. Что будет наблюдаться, если в каждую пробирку добавить раствор BaCl₂, а потом соляную кислоту?
- 803 Как различить вещества:
а) NaCl, NH₄Cl, CaCl₂, PbCl₂;
б) BaCO₃, BaSO₄, Pb(NO₃)₂, BaCl₂?
- 804 Как проверить, содержит ли:
а) NaCl примесь NH₄Cl; б) NaOH примесь Na₂CO₃;
в) CuSO₄ примесь CaCO₃?
- 805 В пяти пробирках находятся растворы NaOH, NaCl, Na₂S, NaI и NH₄OH. Как определить эти вещества, используя один дополнительный реактив? Напишите уравнения реакций.
- 806 В банках без этикеток находятся твердые вещества: Na₃PO₄, KNO₃, CuSO₄. Определите каждое вещество и напишите уравнения реакций.

807 По каким внешним признакам можно определить, в какой среде проходила реакция восстановления KMnO_4 ? Приведите примеры таких реакций и напишите их уравнения.

808 Какие две реакции используют для открытия иона Fe^{3+} ? Напишите уравнения этих реакций.

809 В банках без этикеток находятся твердые вещества: NaCl ; Na_2CO_3 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Используя их химические свойства определите каждое вещество, подтвердив ответ соответствующими уравнениями реакций.

810 Как провести разделение ионов Cu^{2+} и Fe^{2+} , одновременно присутствующих в растворе?

811 Какие внешние изменения происходят при пропускании хлора в раствор $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Напишите уравнение реакции.

812 В трех пробирках находятся растворы солей Zn^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} . Как определить эти вещества, используя один дополнительный реактив? Напишите уравнения реакций.

813 В банках без этикеток находятся твердые вещества: NaCl , Na_2CO_3 , Na_2SO_3 , NaNO_3 , AgNO_3 , BaCl_2 , Na_2SO_4 , Na_2SiO_3 . Определите каждое вещество, используя их химические свойства. Напишите уравнения реакций.

814 С помощью каких реакций можно доказать присутствие в растворах ионов: Cl^- , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , SiO_3^{2-} , CrO_4^{2-} , S^{2-} ?

815 В растворе находится смесь нитратов Ba^{2+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} . При помощи каких реакций можно разделить эти катионы?

816 Можно ли, пользуясь только индикатором (каким?), различить растворы хлоридов бария и цинка? Какие два реагента можно использовать для этой цели?

817 Как можно отличить сплав цинка с медью от чистой меди? Напишите уравнения реакций.

818 Какие внешние изменения происходят при приливании:

- а) раствора H_2SO_4 к раствору хромата калия;
- б) раствора щелочи к раствору дихромата калия?

Напишите уравнения реакций.

819 Какими реакциями можно обнаружить в образце:

- а) оксида цинка наличие оксида свинца(II);
- б) сурика (Pb_3O_4) наличие оксида свинца(IV)?

820 Как можно очистить медный купорос от примеси:

- а) песка и мела;
- б) сульфата железа(III);
- в) сульфата алюминия?

821 Если к раствору соли некоторого металла прибавить иодид калия, то выпадает бурый осадок, который становится белым при добавлении раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ или Na_2SO_3 . При действии на раствор соли этого металла сероводородом образуется черный осадок, нерастворимый в соляной кислоте, но растворимый в разбавленной азотной кислоте при нагревании. Определите, какой это металл.

822 При растворении сульфида металла(II) в соляной кислоте образуется хлорид металла(II) массой 7,62 г. На окисление его в кислой среде до металла(III) требуется раствор дихромата калия с массовой долей 1,5 % массой 196,00 г. Сульфид какого металла был взят?

823 Массовая доля кислорода в кристаллогидрате нитрата железа(III) равна 0,713. Установите формулу кристаллогидрата.

824 Сплав неизвестного металла и сульфида этого металла растворили в растворе соляной кислоты. При добавлении к образовавшемуся раствору красной кровяной соли получается интенсивно окрашенный в синий цвет осадок. При растворении сплава в HCl выделяется смесь газов объемом 8,96 дм^3 (н.у.), при пропускании которых через раствор $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ образуется осадок черного цвета массой 47,8 г. Определите содержание сплава (ω , %), назовите неизвестный металл.

825 Стружки неизвестного, предварительно нагретого, металла сгорели в сосуде с газом, полученным при взаимодействии оксида марганца(IV) массой 34,8 г и раствора соляной кислоты с массовой долей 36,5 % ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$) объемом 336 см^3 . Вещество, образовавшееся в результате реакции, с желтой кровяной солью ($\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$) дает темно-синий осадок. Рассчитайте исходную массу металла и назовите его.

826 Газ, полученный при прокаливании хлората калия массой 4,9 г, смешали с газом, полученным при взаимодействии кальция массой 6,0 г с водой. Определите состав газов (φ , %).

827 При сжигании на воздухе простого вещества А образуется газ Б с резким запахом. Газ Б может получен также при обжиге минерала В на воздухе. При действии соляной кислоты на вещество Г, состоящее из таких же элементов, что и минерал В, но другого состава, выделяется газ Д с запахом тухлых яиц и образуется раствор, который с красной кровяной солью ($\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$) дает темно-синий осадок. При пропускании смеси Б и Д через воду выпадает вещество А. Назовите все вещества.

828 При взаимодействии диоксида марганца массой 52,2 г и 336 см^3 раствора соляной кислоты с массовой долей 36,5 % ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$) выделяется газ, который собран в колбу. При внесении в колбу с газом простого порошкообразного вещества А массой 48,8 г наблюдается "огненный дождь". Вещество сгорает с образованием соли металла(III). Определите вещество А.

829 Даны три соли. Первая соль окрашивает пламя в фиолетовый, вторая – в желтый цвет. Раствор третьей соли образует белый осадок с раствором первой соли, желтый осадок с раствором второй соли и белый творожистый осадок с раствором нитрата серебра. Назовите заданные соли, ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

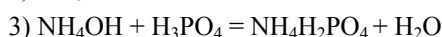
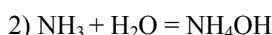
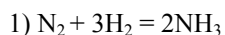
830 В трех склянках находятся различные вещества, окрашивающие пламя в желтый цвет. При взаимодействии первого вещества с соляной кислотой выделяется газ с неприятным запахом, при пропускании которого через раствор $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ выпадает осадок черного цвета. При приливании раствора BaCl_2 к раствору второй соли выпадает белый осадок, а с раствором третьей соли BaCl_2 образует желтый осадок. Определите эти вещества.

831 При разложении смеси двух солей А и Б одной и той же кислотой образуется металл, соль и смесь газов. Соль Б применяется в медицине и производстве зеркал под названием "ляпис", а при термическом разложении образует смесь двух газов, один из которых бурого цвета. При обработке смеси исходных солей раствором BaCl_2 выпадает белый творожистый осадок. Назовите заданные соли, ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

9 ВЫЧИСЛЕНИЯ ПРИ РЕАКЦИЯХ СО СМЕСЯМИ

Пример 151 Смесь азота и водорода пропущена над катализатором, при этом объем смеси уменьшился с $28,0 \text{ дм}^3$ до $20,6 \text{ дм}^3$ (н.у.). Какова будет массовая доля растворенного вещества (ω , %), если полученный газ растворить в воде объемом $20,0 \text{ см}^3$? Какая масса раствора H_3PO_4 с массовой долей 20 % вступит в реакцию с полученным раствором для получения $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$?

Решение



$$M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}; M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}; M(\text{NH}_4\text{OH}) = 35 \text{ г/моль};$$

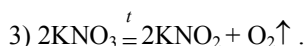
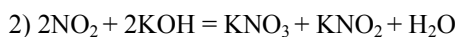
$$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль}.$$

Пусть V – объем израсходованного азота по реакции (1). Тогда $(28 - V) - 3V + 2V = 20,6$ и $V = 3,7 \text{ дм}^3$. Объем аммиака составит $2V$ или $2 \cdot 3,7 = 7,4 \text{ дм}^3$, а количество аммиака будет равно $7,4/22,4 = 0,33$ моль. По уравнению (2) количество NH_4OH равно количеству воды и количеству аммиака, т.е. масса воды, вступившей в реакцию (2) составит $0,33 \cdot 18 = 5,94 \text{ г}$, а масса NH_4OH , образующегося по реакции (2) будет равна $0,33 \cdot 35 = 11,55 \text{ г}$. Масса воды, оставшейся после реакции равна $20,00 - 5,94 = 14,06 \text{ г}$, а масса раствора составит $(14,06 + 11,55) = 25,61 \text{ г}$. Тогда $\omega(\text{NH}_4\text{OH}) = 11,55 \cdot 100/25,61 = 45,1 \%$.

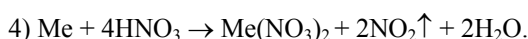
По уравнению (3) количество H_3PO_4 равно $0,33$ моль или $0,33 \cdot 98 = 32,34 \text{ г}$ и масса раствора H_3PO_4 ($\omega = 20 \%$) составит $32,34 \cdot 100/20 = 161,7 \text{ г}$.

Пример 152 После обработки смеси двух металлов массой 70 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:



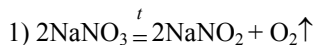
Из уравнения (1) следует, что 54 г Al (2 моль) реагирует с Cl_2 объемом $67,2 \text{ дм}^3$ (3 моль). Из уравнений (2), (3) для образования 1 моль кислорода потребуется 4 моль NO_2 . Из условия задачи количество кислорода составит $2,8/22,4 = 0,125$ моль. Следовательно, при реакции металла(II) с азотной кислотой должно образоваться $4 \cdot 0,125 = 0,5$ моль NO_2 , а масса этого металла в смеси составит $(70 - 54) = 16 \text{ г}$. Реакция металла(II) с концентрированной азотной кислотой протекает по схеме:



Из уравнения реакции (4) следует, что $m(\text{Me}) = 16 \cdot 2/0,5 = 64 \text{ г}$ или молярная масса металла(II) составляет 64 г/моль , т.е. это медь.

Пример 153 При нагревании смеси нитратов натрия и свинца образовался оксид свинца(II) массой $22,3 \text{ г}$ и выделились газы объемом $6,72 \text{ дм}^3$ (н.у.). Рассчитайте массу смеси исходных веществ.

Решение



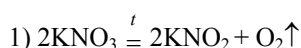
$$M(\text{NaNO}_3) = 85 \text{ г/моль}; M(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 332 \text{ г/моль};$$

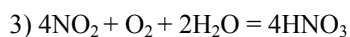
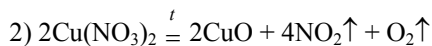
$$M(\text{PbO}) = 223 \text{ г/моль}.$$

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 $0,1 \cdot 332 = 33,2 \text{ г}$. 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 $0,1 \cdot 85 = 8,5 \text{ г}$. Общая масса смеси составит $33,2 + 8,5 = 41,7 \text{ г}$.

Пример 154 Газы, выделившиеся при прокаливании смеси нитратов калия и меди массой $28,9 \text{ г}$, пропущены через 150 см^3 воды, при этом не поглотился газ объемом $1,12 \text{ дм}^3$ (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 $1,12 \text{ дм}^3$ 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

832 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 $0,672 \text{ дм}^3$ ($1,72$ г). Один газ является оксидом элемента(IV), содержит 50% элемента и способен обесцветить бром массой $3,20$ г. Молярная масса исходной соли X равна 104 г/моль. Определите формулу соли. Рассчитайте количество соли, образовавшейся после растворения исходной смеси.

833 Для определения состава (ω , %) сплава серебра и меди сплав массой $0,570$ г обработали концентрированным раствором азотной кислоты. Полученную смесь выпарили, а потом прокалили. При этом образовался твердый остаток массой $0,643$ г. Укажите состав сплава (ω , %).

834 При взаимодействии смеси металлического цинка и его карбоната с раствором соляной кислоты выделился газ объемом $6,72 \text{ дм}^3$ (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 (ω , %) цинка в исходной смеси.

835 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?

836 Смесь двух газов взорвали в замкнутом сосуде. Какая кислота образовалась при растворении продуктов реакции в воде массой $100,00$ г, если первый газ был получен действием избытка серной кислоты на цинк массой $42,90$ г; вторым действием избытка соляной кислоты на оксид марганца(IV) массой $5,22$ г? Определите концентрацию полученной кислоты (ω , %).

837 Имеется смесь оксида серы(IV) и кислорода объемом $2,0 \text{ дм}^3$. 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.

838 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 , %).

839 Смесь оксидов углерода(II и IV) массой 18 г занимает объем $11,2 \text{ дм}^3$. Определите объем, который займет оксид углерода(II) после пропускания исходной смеси газов над раскаленным углем.

840 На растворение смеси цинка и оксида цинка израсходовано $100,8 \text{ см}^3$ раствора соляной кислоты с массовой долей $36,5\%$ ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$), при этом выделился газ объемом $8,96 \text{ дм}^3$ (н.у.). Рассчитайте массу исходной смеси веществ.

841 Смесь хлоридов калия и натрия массой $13,2$ г растворили в воде и добавили избыток раствора нитрата серебра. Масса полученного осадка равна $28,7$ г. Определите состав исходной смеси (ω , %).

842 Смесь натрия ($0,575$ моль) и оксида натрия ($0,575$ моль) внесли в раствор NaOH ($\omega = 10\%$) массой 336 г. Определите состав вещества в конечном растворе (ω , %).

843 Смесь цинка и железа массой $12,1$ г обработали хлором. Объем израсходованного хлора равен $5,6 \text{ дм}^3$ (н.у.). Определите состав смеси металлов (ω , %).

844 Имеется смесь цинка, кальция и диоксида кремния массой 60 г. Рассчитайте количественный состав смеси, если известно, что при обработке ее избытком раствора соляной кислоты выделяется газ объемом $13,44 \text{ дм}^3$ (н.у.) и остается нерастворимый остаток массой 31 г.

845 Для превращения смеси NaOH и Na_2CO_3 массой $2,92$ г в хлорид натрия потребовался хлороводород объемом $1,344 \text{ дм}^3$ (н.у.). Рассчитайте массы исходных веществ.

846 Через раствор гидроксида кальция пропущена смесь оксидов углерода(II и IV). Осадок отфильтровали, а затем прокалили. Масса полученного при этом вещества составила $1,4$ г. Определите массу исходной смеси газов и ее относительную плотность по воздуху.

847 Для растворения смеси железных и алюминиевых опилок массой $2,22$ г потребовался раствор HCl массой 50 г и выделился водород объемом $1,344 \text{ дм}^3$ (н.у.). Определите состав смеси и концентрацию раствора HCl (ω , %), израсходованного на растворение смеси.

848 Смесь сульфата, нитрата и гидрокарбоната натрия массой $24,0$ г прокалили при 300°C . При этом выделился газ объемом $2,24 \text{ дм}^3$ (н.у.). При пропускании этого газа через избыток известковой воды был получен осадок массой $5,0$ г. Определите состав исходной смеси (в молях и в граммах).

849 При сплавлении смеси оксида кремния(IV) и карбоната натрия массой $142,0$ г произошло уменьшение массы до $115,6$ г. Определите состав исходной и полученной смеси (по массе), если при действии на полученную смесь раствором HCl выделяется газ объемом $8,96 \text{ дм}^3$.

850 После термического разложения смеси KCl и KClO_3 массой 197 г в присутствии MnO_2 получили остаток массой 149 г, расплав которого подвергли электролизу. Сколько кремния (г) способно прореагировать с газом, выделившимся при электролизе?

851 Определите массу раствора KOH ($\omega = 7,9\%$), в котором нужно растворить K_2O массой 47 г для получения раствора KOH ($\omega = 21\%$).

852 После обработки серы избытком раствора KOH реакционную смесь выпарили, и сухой остаток обработали раствором HCl. Полученный при этом газ объемом 2,24 дм³ (н.у.) пропустили через воду, что привело к образованию осадка. Определите массу осадка.

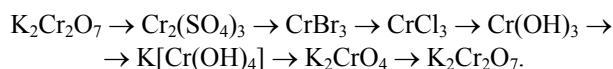
853 Газ, полученный при прокаливании в присутствии MnO₂ хлората калия массой 4,9 г? смешали с газом, полученным при взаимодействии кальция массой 6,0 г с водой. Определите состав смеси газов (φ, %).

854 Какой объем (н.у.) аммиака надо пропустить через раствор аммиака (ω = 5 %) массой 50 г для получения насыщенного раствора (растворимость аммиака равна 89,7 г 100 г воды)?

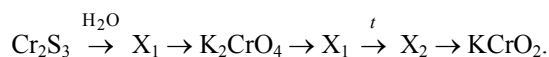
855 На смесь MnO₂ и оксида Me(IV) массой 8,24 г подействовали избытком раствора HCl, при этом образовался газ объемом 1,344 дм³ (н.у.). Оксид металла(IV) с HCl не реагирует. Отношение молей в смеси 3 : 1 (MnO₂ : MeO₂). Определите формулу MeO₂ оксида металла(IV).

856 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, %).

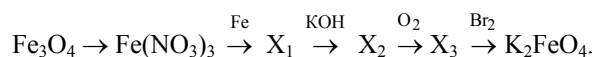
857 Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



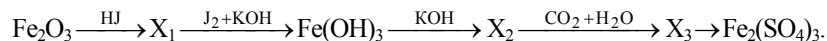
858 Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



859 Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



860 Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



ОТВЕТЫ

1.1

1. а) 3,17; 2,56; 1,32; 1,32; б) 1,15; 2,04; 2,22; 3,57; в) 1,22; 2,04; 3,23; 3,23; г) 3,42; 2,04; 2,67; 1,17; д) 1,45; 1,87; 2,44; 2,47 моль. 2. а) 10 моль; б) 1,495·10⁴ моль; в) 0,5 моль; г) 500 моль; д) 0,2 моль. 3. а) 0,05 моль; б) 432 моль; в) 16,9 моль; г) 1,34 моль. 4. 0,118 моль и 0,045 моль. 5. 0,438 моль и 0,500 моль. 6. а) 5,37·10¹⁸ молекул H₂; б) 4,03·10¹⁹ молекул O₂; в) 5,64·10¹⁹ молекул Cl₂; г) 1,21·10²⁰ молекул N₂O₃. 7. 1,34 моль. 8. 11,20 дм³ H₂; 1,40 дм³ CH₄; 0,80 дм³ CO; 0,75 дм³ NO; 0,70 дм³ O₂. 9. а) 0,536 моль; б) 0,015 моль; в) 44,643 моль; г) 1,25 моль. 10. 44,8 дм³ N₂; 448 дм³ O₂; 56 дм³ CO₂; 56 дм³ CO. 11. 443,9 см³. 12. 925 см³. 13. 818,9 дм³. 14. 632,5 см³. 15. 0,29 дм³. 16. 4,31 дм³. 17. 82,29 кПа. 18. 839,49 см³. 19. 374,14 см³. 20. 575,45 см³. 21. 4029 г. 22. а) 2,7·10⁻²² г; б) 1,3·10⁻²² г; в) 4,7·10⁻²² г; г) 25,6 г; д) 4,35 г; е) 42,0 г; ж) 1,8·10⁻²² г; з) 31,4 г; и) 2,7·10⁻²³ г. 23. а) 0,125 моль; б) 1,7 моль; в) 0,4 моль; г) 0,15 моль. 24. 5,6 дм³. 25. 4,528 дм³.

1.2

26. 42,05 а.е.м. 27. а) 16 а.е.м.; б) 26,04 а.е.м. 28. тяжелее: CO₂, NO₂, Cl₂; легче: CO, NH₃. 29. 15,33. 30. 6. 31. 116 г/моль; CH₃(CH₂)₄COOH. 32. 6 атм. S; 4 атм. P. 33. 47 г/моль; 1,62. 34. 28 а.е.м. 35. 10,3 дм³ O₂; 0,9 дм³ CO₂. 36. 5,5. 37. 80 % O₂ и 20 % O₃. 38. 28. 39. а) 0,168 г; б) 1,23 кг; в) 1,456 кг. 40. 43 дм³. 41. 58 г/моль. 42. 58 а.е.м. 43. 820,57 дм³. 44. 9,94 г. 45. 71 а.е.м. 46. 935,7 мм рт. ст.; 124,408 кПа. 47. 1000,7 г. 48. 22,953·10³ кПа. 49. 293 К. 50. 114,187 кПа. 51. 64 а.е.м. 52. 32 а.е.м. 53. 54,8 кПа. 54. а) 252,8 дм³; б) 43,0 дм³. 55. 69,2 % карбида алюминия; 30,8 % карбида кальция. 56. 28 а.е.м. 57. а) 28,9 г/моль; б) 44 г/моль; в) 44 г/моль. 58. 560 дм³; 2667 дм³. 59. 87,5 % (об.); 82,4 % (масс.). 60. 4,62 дм³ NH₃; 7,38 дм³ CO₂.

1.3

61. MgCO₃. 62. а) SO₃; б) Fe₂O₃; в) Cr₂O₃; г) K₂SO₄; д) C₂H₆O; е) Mg₂P₂O₇. 63. а) K₂Cr₂O₇; б) ZnCl₂; в) AgNO₃; г) C₈H₆. 64. а) CuFeS₂; б) CaSO₄; в) CaCO₃; г) Na₃AlF₆. 65. а) V₂O₅; б) HgO. 66. C₂H₄O₂. 67. 52,9 % KCl; 47,1 % NaCl. 68. HNO₃. 69. Na₂SO₄. 70. MgCO₃. 71. CaHPO₄. 72. Al₂O₃. 73. C₄H₁₀. 74. C₁₀H₈. 75. C₆H₁₄. 76. H₂S. 77. Si₂H₆. 78. C₂H₆O. 79. HCN. 80. Na₂O·CaO·6SiO₂. 81. Na₂SO₄·10H₂O. 82. BaCl₂·2H₂O. 83. FeSO₄·7H₂O. 84. CuSO₄·5H₂O. 85. CuCl₂·2H₂O. 86. CaCl₂·2H₂O. 87. Na₂CO₃·10H₂O. 88. 12 молей. 89. MgSO₄·7H₂O. 90. FeSO₄·7H₂O. 91. Na₂CO₃·10H₂O. 92. CaSO₄·2H₂O. 93. Zn(NO₃)₂·6H₂O. 94. KCl·MgCl₂·6H₂O. 95. 73,1 %. 96. (NaH₄)₂SO₄·Fe₂(SO₄)₃·24H₂O. 97. Fe₂(SO₄)₃. 98. Na₂SO₄·10H₂O. 99. 3,36 дм³. 100. Барий. 101. 21,4 г. 102. 259,31 г. 103. 33,6 дм³. 104. 41,0 г. 105. 0,56 г. 106. Железо. 107. 10,72 %. 108. 1,62 г. 109. Железо. 110. Бромид кальция. 111. 78,8 % NaCl; 21,2 % KCl. 112. 4,62 дм³ NH₃; 7,38 дм³ CO₂. 113. 50,4 % NaHCO₃; 31,8 % Na₂CO₃; 17,8 % NaCl. 114. 5,93 % Al; 49,23 % Fe; 44,84 % Al₂O₃. 115. 1 : 1. 116. 6,84 г Al₂(SO₄)₃; 2,84 г Na₂SO₄. 117. 61,4 % Zn; 38,6 % Mg. 118. 62 % Zn; 38 % Mg. 119. 75 % (об.) CO; 25 % (об.) CO₂. 120. 19,84 г. 121. 17,31 % Al; 82,69 % Al₂O₃. 122. 800. 123. Барий. 124. Хром. 125. 4,48 дм³. 126. 8,0 дм³. 127. 2,5 моль. 128. 19,4. 129. 2,5. 130. 6,7. 131. 162. 132. 83,33 % C; 16,67 % H. 133. 9,82 г. 134. 44 г, пропан. 135. C₄H₁₀.

1.4

141. 5,6 дм³; 11,2 дм³; 11,2 дм³. 142. 49 г/моль. 143. 12 г/моль. 144. 6,9 г/моль. 145. 29,7 г/моль; 59,4 г/моль. 146. 8,99 г/моль. 147. 103,6 г/моль. 148. 20 г/моль. 149. 56,2 г/моль. 150. 80,0 г/моль. 151. 9,0 г/моль. 152. 45,0 г/моль. 153. 37,0 г/моль. 154. 49 г/моль; 2. 155. 41,0 г/моль; 2. 156. 49,0 г/моль. 157. 38,5 г/моль; 46,5 г/моль. 158. 137,4 г/моль; барий. 159. 108,0 г/моль. 160. 19,5 г/моль.

161. 32,62 г/моль. 162. 68,5 г/моль. 163. 64,5 г/моль. 164. 23 г/моль. 165. 9 г/моль. 166. 32,7 г/моль. 167. 108,0 г/моль. 168. 40,0 г/моль. 169. 44,8 дм³; 20 г/моль. 170. 0,28 г. 171. 32,7 г/моль. 172. 32,7 г/моль. 173. 25,0 г/моль. 174. 24,0 а.е.м. 175. 6,82 дм³.

2.2

236. Возрастает. 237. 46. 238. 72. 239. 2, 8, 18, 7. 240. 3.

2.3

242. 1,0002 а.е.м. 243. 16,004 а.е.м. 246. 28,08 а.е.м. 247. 77,5 % и 22,5 %. 248. 10,8 а.е.м. 250. 54 % и 46 %. 251. 20,2 а.е.м. 252. ⁴He. 253. ²H. 254. ²⁴Mg(α , e^-)²⁸P. 256. а) ¹⁸F; б) ⁶⁴Zn. 257. 2. 258. ⁹Li; ²⁴Mg; ²¹⁰Pb. 260. 25 мг.

3

286. CaBr₂. 287. Увеличивается. 288. 3. 289. Увеличивается.

4.1

291. 1506,98 кДж. 292. -1423,78 кДж; 63562 кДж. 293. -3123,52 кДж. 294. -45,29 кДж. 295. -206,13 кДж; 618,39 кДж. 296. -175,97 кДж; 78,56 кДж. 297. -451,03 кДж. 298. -726,6 кДж. 299. 67,79 кДж. 301. +77,4 кДж/моль. 302. +185 кДж/моль. 303. -92 кДж/моль. 304. -242 кДж/моль. 305. -46,5 кДж/моль. 306. 2706 кДж. 307. -393,32 кДж/моль. 308. -1095,7 кДж/моль. 309. -277,61 кДж/моль. 310. -820,4 кДж/моль. 311. -293,8 кДж. 312. -46,175 кДж/моль. 313. -100,53 кДж/моль. 314. 226,76 кДж/моль. 315. 90,37 кДж/моль. 316. -74,88 кДж/моль. 317. а) -257,22 кДж; б) -16,48 кДж; в) 41,18 кДж. 318. 888,35 К. 319. +24,05 кДж; 52,17 Дж/К. 320. -1235,18 кДж; -216,15 Дж/К. 321. 20,0 кДж. 322. а) -778,39 кДж; б) 523,02 кДж; в) -130,54 кДж; г) -779,31 кДж. 323. а) 385,9 К; б) 965,5 К; в) 662,2 К; г) 543,9 К. 324. а) 118,77 Дж/К; б) -3,37 Дж/К. 326. -38 кДж. 327. 227,4 кДж. 328. 17,0 кДж/моль. 329. 0,5 моль. 330. 11,2 дм³.

4.2

331. а) 8; б) 16; в) 2; г) 16. 332. 4. 333. 0,006. 334. 12. 335. $4,5 \cdot 10^{-5}$. 336. Увеличится в 512 раз. 337. Увеличится в 27 раз. 338. Увеличится в 5 раз. 339. Увеличится в 8 раз. 340. в 27 раз. 341. а) 2; б) 4,13. 342. 40°. 343. 3. 344. 32. 345. 60°. 346. 2. 347. 3; 27; 59049. 348. Увеличивается в 27 раз. 349. 729. 350. 61,8. 351. 58,6.

4.3

352. $7,2 \cdot 10^{-3}$. 353. 1,25 моль/дм³; 1,75 моль/дм³. 354. 0,1 моль/дм³ CO; 0,2 моль/дм³ H₂O; 0,6 моль/дм³ CO₂; 0,25 моль/дм³ H₂. 355. 1,25. 356. 15,625. 357. 9. 358. 0,63. 359. $2,63 \cdot 10^{-5}$. 360. 125. 361. 0,4. 362. 0,04 моль/дм³ CO; 0,02 моль/дм³ CO₂. 363. 0,7 моль/дм³; 0,5 моль/дм³. 364. 0,025 моль/дм³; 0,035 моль/дм³. 365. 0,03 моль/дм³ CO и H₂O; 0,05 моль/дм³ CO₂ и H₂. 366. 1,95 моль/дм³; 1,85 моль/дм³. 369. 0,73; 625 раз. 375. 0,02 моль/дм³ CO; 0,32 моль/дм³ H₂O; 0,08 моль/дм³ CO₂; 0,08 моль/дм³ H₂.

5.1

376. 0,20. 377. 100 г. 378. 90,35 см³. 379. 461,5 см³; 38,4 см³. 380. 1,52 моль/дм³. 381. 9,2 %. 382. а) 20 %; б) 38 %; в) 38 %. 383. 450 г; 150 г. 384. 32,5 %. 385. 45,58 %. 386. 352 г. 387. 68,3 г; 59,2 г. 388. 1,9 %. 389. 1,66 % Na₂CO₃; 9,14 % NaCl. 390. 59,6 г. 391. 33,73 %. 392. 129,7 г. 393. 73,4 г. 394. 13,08 моль/дм³. 395. а) 4,26 моль/дм³; б) 8,52 моль/дм³; в) 33,4 %. 396. 0,1 моль/дм³. 397. 0,08 моль/дм³. 398. 9,96 моль/дм³; 6,2 %. 399. 5,1 %; 0,83 моль/дм³. 400. 3,7 моль/дм³; 4,17 моль/кг; 931,8 г. 401. 293,5 кг H₂O; 706,5 кг H₂SO₄. 402. 34,32 г. 403. 125 г. 404. 2,65 г. 405. 0,8 моль/дм³. 406. 125 см³. 407. Разбавить в 16 раз. 408. 210,21 см³. 409. 30,08 см³. 410. 121 г. 411. 16,25 %. 412. 24,4 г. 413. 30 %. 414. 200 см³. 415. 52,9 см³. 416. 1,90 г. 417. 16,8 %. 418. 345 г. 419. 4,48 дм³. 420. H₃PO₄; 0,28 %. 421. Na₂SO₄·10H₂O; 1,71 %. 422. 1802 см³ и 6557 см³. 423. 236,6 дм³. 424. 8,00 %. 425. NaHS - 2,11 %; Na₂S - 7,82 %. 426. 2551 см³ и 455 см³. 427. 22,9 %. 428. NaHCO₃ - 2,98 %; Na₂CO₃ - 6,99 %. 429. NaHSO₃ - 2,26 %; Na₂SO₃ - 20,1 %.

5.2

430. 1631,3 кг. 431. 33,33 %. 432. 35,0 г. 433. 20,4 %; 79,6 %. 434. 21,3 г. 435. 82,48 г. 436. 68,4 г. 437. 1,42 кг. 438. 46 г. 439. 1,86 %. 440. 66,7 % O₂; 33,3 % N₂. 441. 240 г; 136 г. 442. 50 г. 443. 9,22 г. 444. 5,93 %; 0,40 моль/кг.

5.3

445. 2993 кПа. 446. 18,0 г. 447. 92,07 г/моль. 448. а) 156,0 кПа; б) 156,1 кПа. 449. 24,8 кПа. 450. 55,7 г. 451. 309,6 кПа. 452. 74,0 а.е.м. 453. 128 г/моль. 454. 14,6 %. 455. -1,03 °C. 456. 2,57 °C. 457. 6,45 %. 458. 60 г/моль. 459. 7,5 г. 460. 92 г/моль. 461. 1,13 г. 462. 8,26 %. 463. 3,92 г. 464. 81,26 °C. 465. 342 г/моль. 466. 3,9°. 467. 8. 468. 442 г/моль. 469. 1,16 г. 470. -0,825 °C. 471. C₆H₁₂S₃. 472. 34,1 а.е.м. 473. 1,21 °C. 474. 5:3. 475. 1,86. 476. 0,9. 477. 73 %. 478. 85 %. 479. 0,1 моль/кг. 480. AlCl₃. 481. 1,8; 80 %. 482. 1,00; 1,75. 483. 1,4. 484. 0,2 и 0,1 моль/дм³. 485. 0,02 и 0,03 моль/дм³. 491. а) 5; б) 7; в) 5; г) 4; д) 6; е) 6; ж) 4; з) 7.

5.4

492. 0,56 г. 493. I p-p в 10⁴ раз. 494. а) $2,5 \cdot 10^{-2}$; $4,0 \cdot 10^{-13}$ б) $3,2 \cdot 10^{-11}$; $3,0 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³. 495. а) 6,70; б) 2,09; в) 9,67. 496. а) 10,66; б) 8,90; в) 5,97. 497. а) 0,01 моль/дм³; б) 0,10 моль/дм³; в) 0,001 моль/дм³. 498. 3,38. 499. а) 10,78; б) 5,05; в) 2,52; г) 3,37. 500. $2,2 \cdot 10^{-6}$ моль/дм³. 501. $5 \cdot 10^{-2}$ моль/дм³. 502. $1,34 \cdot 10^{-2}$ моль/дм³. 503. $2 \cdot 10^{-2}$; 1,7; $5 \cdot 10^{-2}$; 1,3. 504. 10^{-1} ; 1,0. 505. 12,0. 506. $3,37 \cdot 10^{-12}$; 11,47. 507. 5,76. 508. 9,41. 509. 1,8:1. 512. 0,001 моль/дм³.

5.6

526. $1,8 \cdot 10^{-13}$ моль/дм³. 527. 3,59 г. 528. 3,0 дм³. 529. Выпадет. 530. $6,5 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³. 531. $2,3 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³; $1,15 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³. 532. $1,14 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³. 533. $1,0 \cdot 10^{-9}$; $2,0 \cdot 10^{-29}$. 534. $9,0 \cdot 10^{-6}$. 535. 1000 раз. 536. 10000 раз. 537. $2,3 \cdot 10^{-4}$ г. 538. 0,78 %. 539. $1,74 \cdot 10^{-3}$ г; 0,58 %.

5.7

548. 861 г. 550. 7,31 дм³. 551. а) 28,33 г; б) 16,45 г. 552. 3,4 г. 553. 100 см³.

6.2

563. а) 35,28 г; б) 11,76 г. 564. 0,632 г. 565. Медь. 566. 58,8 г; 236 см³. 567. 0,08 моль/дм³. 568. 0,4 моль/дм³; 0,017 г/см³. 569. 7,6 г. 570. 0,53 г. 571. 45 % FeO; 55 % Fe₂O₃. 572. 16,62 г KClO₄; 17,90 г KCl. 573. 0,28 %. 574. 222,0 г. 575. 0,16 %. 576. 44,8 дм³. 577. 2. 578. 41,6 г. 579. 1,0 моль. 580. 160 г. 581. 18 см³.

6.3

587. 0,30 моль/дм³. 588. 0,1 моль/дм³. 589. 1,89·10⁻² моль/дм³. 590. а) -2,39 В; б) 2,42В; в) -2,45 В. 591. 1,89·10⁻¹² моль/дм³. 592. 16,0 г. 593. 33,70 см³. 594. 11,2 г Fe; 12,8 г Cu. 595. 8,59 г. 596. 10,09 г. 598. 0,68 В. 599. 0,059 В. 600. 0,029 В. 601. 2,24 В. 602. 1,97 В. 603. 0,314 В. 604. 1,725 В. 609. 14,55 г; 16 %. 610. 169,2 г. 611. 3,85 г. 612. 3,3 % ZnSO₄; 3,7 % CuSO₄. 613. увеличится на 7,6 г.

6.4

618. 0,112 г H₂; 0,895 г O₂. 619. 1,56 г; 1,04 г. 620. 30 г/моль. 622. 15,5 ч; 3,23 дм³ O₂. 623. 64,85 г; 11,2 дм³. 624. 95,4 %. 625. 5,6 дм³; 10,75 г. 626. 25,0 %. 627. 64 г/моль. 628. 5,03 г; 6,27 дм³; 3,13 дм³. 629. 8,17 г Cu; 2,00 г O₂; 8,86 г Cl₂. 630. 9,8 г H₂SO₄; 0,2 г H₂. 631. 5,74 А. 632. 32,2 г; 1,67 дм³. 633. 32,7 г/моль. 634. Уменьшится на 4,44 г. 635. 0,56 г H₂; 71,00 г I₂. 636. 4830 Кл. 637. 90 %. 638. LiH; нельзя. 639. 3,53 % KOH. 640. 2,45 А. 641. 2,24 г. 642. 0,03 г H₂; 3,47 г Cl₂. 643. 1,22 г Cl₂; 0,94 г H₂. 644. 74,5 г KCl; 24,5 г KClO₃. 645. 0,2 моль Cu; 0,1 моль O₂. 646. Уменьшится на 0,36 г. 647. 21,6 %. 648. 3,36 дм³. 649. 325 г. 650. 73 %. 651. 2,76 г.

7.1

654. 56 м³. 655. 28 % Li; 72 % Mg. 656. LiH. 657. 88,74 %. 658. 254,4 г. 659. 4,8 мэкв/дм³. 660. 8,52 мэкв/дм³. 661. 1,89 мэкв/дм³. 662. 6,0 мэкв/дм³. 663. 3,0 см³. 664. 2,33 мэкв/дм³. 665. 51,1 г. 666. 2,5 мэкв/дм³. 667. 8 мэкв/дм³. 668. а) 18,0 мэкв/дм³; б) 20,0 мэкв/дм³ в) 1,39 мэкв/дм³. 669. 1,2 мэкв/дм³. 670. 6,0 мэкв/дм³. 671. 296 кг. 672. 16 мэкв/дм³. 673. а) 20 мэкв/дм³; б) 6,0 мэкв/дм³; в) 4,8 мэкв/дм³. 674. 6,0 мэкв/дм³. 675. 6,00 г CaCO₃. 676. 8 моль/дм³; 2,22 г. 677. 14,2 г Na₂SO₄. 678. 7,4 г Ca(OH)₂; 10,0 г CaCO₃; 13,6 г CaSO₄. 679. 7 Ca; 11,2 г CaO. 680. Кальций. 681. Кальций. 682. 4,2 г CaH₂. 683. 57,17 %. 684. CaSO₄·2H₂O. 685. 62 %. 686. 5,6 г; 2240 м³. 687. 0,6 Al; 0,4 Mg. 688. 61,5 % Zn; 38,5 % Mg. 691. 0,767 моль.

7.2

697. 32 % Cu; 68 % Al. 698. 33,7 см³. 699. 163,0 дм³. 700. 1,08 г Al; 1,92 г Cu. 701. 2,7 г Al; 6,4 г Cu; 2,4 г Mg. 702. 0,93 дм³ CO₂; 10,27 дм³ O₂. 703. 11,7 % Al₂O₃; 88,3 % NaAlO₂. 704. 38,4 %. 705. 1,35 %. 706. 120 т. 707. 14 г Si; 10 г CaCO₃. 708. 93,9 %. 709. 2,1 моль Na₂CO₃; 2,1 моль CaCO₃; 12,6 моль SiO₂. 710. 1,6 моль Na₂O; 7,8 моль SiO₂. 711. 62,5 см³. 712. 10,35 г KOH; 12,75 г KNO₂. 713. а) 22,6 дм³; б) 33,0 дм³. 714. 20,94 дм³. 715. 0,377 т. 716. 39,7 %. 717. а) 16,47 %; б) 35,00 %; в) 21,21 %; г) 35,00 %. 718. 17,0 см³. 719. 9,33 % Fe; 90,67 % Cu. 720. 352 атм. 721. 3,4 г PH₃. 722. Ca. 723. 6 дм³ N₂; 11 дм³ O₂. 724. 112,5 см³ NaOH; 0,3 моль Na₃PO₄. 725. 2,08 г. 726. 4,31 г. 727. 10,1 дм³. 728. 50 % CO; 50 % CO₂; 4,46 г. 729. 4,4 % NaOH; 9,4 % NaCl. 730. цинк. 731. 1,5 атм. 732. ≈ 10 атм. 733. 3,31 г. 734. 7,67 н. 735. 1,5 атм. 736. 75 см³. 737. 0,2 моль NaHSO₃; 0,4 моль FeS. 738. 93,5 % H₂S; 6,5 % H₂. 739. 6,0 серы; 0,25 атм. 740. температура стакана с H₂SO₄ повысится. 741. 41,2 % O₂; 23,5 % SO₂; 35,3 % SO₃. 742. ≈ 547 м³. 743. 42,8 %. 744. 70,2 %. 745. 40,0 %. 746. иодид циркония 747. 2,43 дм³. 748. 7,1 %. 749. 2,84 %. 750. фтор, хлор; 2,24 дм³. 751. 584,0 см³. 752. 1,4 дм³ Cl₂; 0,4 дм³ H₂; 1,2 дм³ HCl. 753. 26,73 % HCl; 61,48 дм³ Cl₂. 754. 75 % 755. 116,5 г.

7.3

760. 3,7·10⁻¹⁹. 761. 75,6 %. 762. 31,6 г KMnO₄; 17,0 г H₂O₂. 763. 754 см³ HNO₃; 5,6 дм³ NO. 764. 883 кг. 765. 271,7 кг. 766. 90,0 %; 0,24 %. 767. 7,2 г Cu; 9,0 г CuO; 44,4 % Cu; 55,6 % CuO. 768. 39,0 % Zn; 61,0 % Cu. 769. CuSO₄(ω = 20 %); 0,448 дм³ H₂S. 770. Cu₃Al. 771. 0,0375. 772. 12,5 г. 773. 4,7 %. 774. 3,59 т. 775. 73 %. 776. 265 см³. 777. 100 г. CrO₃; 69,0 г C₂H₅OH. 778. 2,76 г. 779. 2,55 дм³ KOH; 1,73 дм³ H₂O₂. 780. 0,93 г. 781. 35,5 г Cl₂; 11,7 дм³ Cl₂. 782. 1,58 г. 783. 4,0 г Ca; 11,2 г CaO. 784. 81,23 % KClO₃; 18,77 KMnO₄. 785. 0,56 г Fe; 0,72 г Fe₂O₃; 0,72 г FeO. 786. 700 т. 787. 31,0 % Cu; 42,0 % Fe; 22,0 % Al. 788. 667 см³. 789. 53,7 % Zn; 46,3 % Fe. 790. 4,45 кг. 791. 50 %. 792. 35,6 кг. 793. 2,38 г Fe₂O₃. 794. 62 г. 795. 69,9 г. 796. 13,4 дм³. 797. 36,8 % Cu; 32,2 % Fe; 31,0 % Al. 798. 0,03 моль Fe; 0,02 моль Al; 8,76 %. 799. 31,4 % Cu; 49,1 % Fe; 19,5 % Al. 800. 77,5 % Fe; 22,5 % Al; 11,8 дм³.

8

822. FeS. 823. Fe(NO₃)₃·9H₂O. 824. 38,9 % Fe; 61,1 % FeS. 825. 14,6 г Fe. 826. 28,5 % O₂; 71,5 % H₂. 827. А-сера; Б-SO₂; В-FeS₂; Г-FeS; Д-H₂S. 828. сурьма. 829. K₂SO₄; Na₂CrO₄; BaCl₂. 830. Na₂S; Na₂SO₄; Na₂CrO₄. 831. А-Zn(NO₃)₂; Б-AgNO₃.

9

832. NaHSO₃; 0,03 моль NaCl (1,17 г). 833. 40 % Ag; 60 % Cu. 834. 6,54 г Zn (20,6 %). 835. 12,6 г/дм³; 201,25 см³. 836. 4,18 %. 837. 0,05 дм³ SO₂; 1,95 дм³ O₂. 838. 43,2 % Ag; 10,8 % Al; 46,0 MgO. 839. 16,8 дм³ CO. 840. 42,2 г. 841. 52,9 % KCl; 47,1 % NaCl. 842. 26,7 %. 843. 53,7 % Zn; 46,3 % Fe. 844. 0,20 моль Zn; 0,40 моль Ca; 0,52 моль SiO₂. 845. 0,82 г NaOH; 2,10 г Na₂CO₃. 846. 2,08 г; 1,195. 847. 76 % Fe; 24 % Al; 8,76 %. 848. 8,4 г NaHCO₃(0,1 моль); 8,5 г NaNO₃(0,1 моль); 7,1 г Na₂SO₄(0,05 моль). 849. Исходная смесь: 36 г SiO₂; 106 г Na₂CO₃; после реакции: 73,2 Na₂SiO₃; 42,2 г Na₂CO₃. 850. 14 г. 851. 353 г. 852. 3,2 г. 853. 28,5 % O₂; 71,5 % H₂. 854. 52,9 дм³. 855. SnO₂. 856. 25 %.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

- 1 Князев, Д.А. Неорганическая химия / Д.А. Князев, С.Н. Старыгон. – М. : Высшая школа, 1990.
- 2 Курс общей химии / Н.В. Коровин, Г.Н. Масленникова, Э.И. Мигулина, Э.Л. Филиппов. – М. : Высшая школа, 1990.
- 3 Гузей, Л.С. Общая химия / Л.С. Гузей, Е.М. Сокольская. – М. : Изд-во МГУ, 1989.
- 4 Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов. – М. : Высшая школа, 1988.
- 5 Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – Л. : Химия, 2002.
- 6 Хомченко, Г.П. Неорганическая химия / Г.П. Хомченко, И.К. Цитович. – М. : Высшая школа, 1987.
- 7 Фролов, В.В. Химия / В.В. Фролов. – М. : Высшая школа, 1986.
- 8 Химия : пособие для абитуриентов / А.Я. Дупал, Е.П. Баберкина, Н.Я. Подкалюзина, С.Н. Соловьев. – М. : Высшая школа, 2004.

ТАБЛИЦА ВАРИАНТОВ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

№№ вариантов контрольной работы	№№ контроль- ной работы	Номера задач									
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1	I	25	60	135	175	210	240	261	291	331	352
	II	429	445	492	513д	540	556аб	608	614	652аб	832
2	I	24	59	134	174	209	239	262	292	332	353
	II	428	446	493	514	541	556вг	605	615	692аб	801
3	I	23аб	58	133	173	208	238	263	293	333	354
	II	427	447	494	515	542	556бв	589	616	652вг	831
4	I	23вг	57аб	132	172	207	237	264	294	334	355
	II	426	448	495	516	543	557	588	617	652де	802
5	I	22аб	57бв	131	171	206	238	265	295	335	356
	II	425	449	496	517	544	558	585	618	653(1-3)	833
6	I	22вг	56	130	170	205	237	266	296	336	357
	II	424	450	497	518	545	559	586	619	653(4-6)	803
7	I	1аб	55	129	136	176	236	267	330	351	358
	II	376	451	498	519	546	560а	596	620	653(7-9)	804
8	I	1вг	55	128	137	177	235	268	329	350	359
	II	377	452	499	520	547	560б	597	621	653(9-11)	854
9	I	2аб	54	127	138	178	234	269	328	349	360
	II	378	453	500	521	548	561	598	622	654	855
10	I	3аб	53	126	139	179	233	270	327	348	361
	II	379	454	501	513б	549	562	599	623	655	805
11	I	3вг	52	125	140	180	232	271	326	347	362
	II	380	455	502	514	550	563	587	624	656	806
12	I	4	51	124	141	181	231	272	325	346	363
	II	381	456	503	515	551	564	611	625	657	807
13	I	5	50	123	142	182	230	273	324	345	364
	II	382	457	504	516	552	565	612	626	658	808
14	I	6аб	49	122	143	183	229	274	323	344	365
	II	383	458	505	517	553	566	613	627	659	809
15	I	6вг	48	121	144	184	228	275	322	343	366
	II	384	459	506	518	554	567	610	628	660	810
16	I	7	47	120	145	185	227	276	321	342	367
	II	385	460	507	519	555	568	606	629	661	811
17	I	1гд	46	119	146	186	226	277	320	341	368
	II	386	461	508	520	540	569	602	630	662	812
18	I	2вг	45	118	147	187	225	278	319	340	369
	II	387	462	509	521	541	570	598	631	663	813
19	I	8	44	117	148	188	224	279	318	339	370
	II	388	463	510	513а	542	571	594	632	664	814
20	I	9	43	116	149	189	223	280	317	338	371
	II	389	464	511	514	543	572	589	633	665	815
21	I	10	42	115	150	190	222	281	316	337	372
	II	390	465	512	515	544	573	585	634	666	816
22	I	11	41	114	151	191	221	282	315	336	373
	II	391	466	492	516	545	574	586	635	667	817
23	I	12	40	113	152	192	220	283	314	335	374
	II	392	467	493	517	546	575	587	636	668	818
24	I	13	39	112	153	193аб	219	284	313	334	375
	II	393	468	494	518	547	576	589	637	669	819
25	I	14	38	111	154	193вг	218	285	312	333	365
	II	394	469	495	519	547	577	588	638	670	820

№№ вариантов контрольной работы	№№ контроль- ной работы	Номера задач									
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
26	I	15	37	110	155	193гд	217	286	311	332	363
	II	395	470	496	520	548	578	590	639	671	821
27	I	16	36	109	156	194	216	287	310	331	361
	II	396	471	497	521	549	579	592	640	672	822
28	I	17	35	108	157	195	215	288	309	349	362
	II	397	472	498	513е	550	580	591	641	673	823
29	I	18	34	107	158	196абв	214	289	308	351	360
	II	398	473	499	514	551	581	593	642	674	824
30	I	19	33	106	159	196где	213	290	307	345	358
	II	399	474	500	515	552	582аб	595	643	675	825
31	I	20	32	105	160	196жзи	212	275	306	347	356
	II	400	475	501	516	553	582вг	594	644	676	826
32	I	21	31	104	161	196клм	211	274	305	343	354
	II	401	476	502	517	554	582де	596	645	677	827
33	I	22ди	26	103	162	196моп	230	273	304	339	352
	II	402	477	503	518	555	582еж	598	646	678	828
34	I	1аб	27	102	163	197	231	272	303	341	353
	II	403	478	504	519	540	582бв	597	647	679	829
35	I	1вг	28	101	164	198абв	232	271	302	335	355
	II	404	479	505	520	541	582гд	599	648	680	830
36	I	1гд	29	100	165	198вгд	233	270	301	337	357
	II	405	480	506	521	542	582дж	601	649	681	831
37	I	2бв	30	99	166	199абв	234	269	300	331	359
	II	406	481	507	513в	543	556ав	600	650	682	832
38	I	2ад	31	98	167	199где	235	268	299	333	364
	II	407	482	508	514	544	556аг	602	651	683	833
39	I	3бв	32	97	168	199зжи	236	267	298	332	365
	II	408	483	509	515	545	556бг	604	630	684	834
40	I	3аг	33	96	169	200абв	237	266	297	334	366
	II	409	484	510	516	546	557	603	629	685	835
41	I	3бг	34	95	170	200где	238	265	296	336	367
	II	410	485	511	517	547	558	605	628	686	836
42	I	4	35	94	171	200зжи	239	264	295	338	369
	II	411	486	512	518	548	559	607	627	687	837
43	I	5	36	93	172	201	240	263	294	340	368
	II	412	487	492	519	549	560а	606	626	688	838
44	I	6ад	37	92	173	202	229	262	293	342	371
	II	413	488	493	520	550	560б	608	625	689	839
45	I	6бг	38	91	174	203	228	261	292	344	373
	II	414	489	494	521	551	561	610	624	690	840
46	I	6вг	39аб	90	175	204	227	276	292	346	375
	II	415	490	495	513г	552	563	609	623	691	841
47	I	7	39бв	89	150	205	226	277	312	348	374
	II	416	491аб	496	514	553	562	612	622	692аб	842
48	I	8	40	88	149	206	225	278	313	350	372
	II	417	491вг	497	515	554	564	611	621	692вг	843
49	I	9ав	41	87	148	207	224	279	314	334	352
	II	418	491де	498	516	555	565	613	620	692де	844
50	I	9бв	42	86	147	208	223	280	315	333	354
	II	419	445	499	517	540	567	585	619	692из	845

№№ вариантов контрольной работы	№№ контроль- ной работы	Номера задач									
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
51	I	10	43	85	146	209	222	281	316	332	356
	II	420	446	500	518	541	566	586	618	692жк	846
52	I	11	44	84	145	210	221	282	317	331	358
	II	421	447	501	519	542	568	587	617	693	847
53	I	12	45	83	144	195	220	283	318	351	353
	II	422	448	502	520	543	570	588	616	694	848
54	I	13	46	82	143	194	219	284	319	347	355
	II	423	449	503	521	544	569	589	615	695(1-3)	849
55	I	14	47	81	142	193бвг	218	286	320	348	357
	II	424	450	504	513б	545	571	590	614	695(4-6)	850
56	I	15	48	80	141	193авд	217	288	321	349	359
	II	425	451	505	514	546	573	591	632	696аб	851
57	I	16	49	79	140	192	216	285	322	339	360
	II	426	452	506	515	547	572	592	633	696вг	852
58	I	17	50	78	139	191	215	287	323	341	362
	II	427	453	507	516	548	574	593	634	696де	853
59	I	18	51	77	138	190	214	289	324	340	364
	II	428	454	508	518	542	576	594	635	697	854
60	I	19	52	76	137	189	213	290	325	350	366
	II	429	455	509	517	501	575	595	636	698	855
61	I	20	53	75	136	188	212	262	326	335	365
	II	376	456	510	520	550	577	596	637	699	856
62	I	21	54	74	151	187	211	264	327	334	363
	II	377	491дж	511	519	552	579	597	638	700	801
63	I	22ад	55аб	73	152	186	240	266	328	333	368
	II	378	457	512	521	553	578	598	639	701	802
64	I	22бг	55вг	72	153	185	239	268	330	337	370
	II	379	458	492	515	554	580	599	640	702	803
65	I	22ви	56	71	154	184	238	270	329	338	372
	II	380	459	494	514	555	582аб	600	641	703	804
66	I	22гз	57аб	70	155	183	237	272	291	339	371
	II	381	460	496	513и	543	582бв	601	642	704	805
67	I	22ди	57бв	69	156	182	236	274	292	340	369
	II	382	461	498	517	542	582вг	602	643	705	806
68	I	23ав	58	68	157	181	235	276	293	341	373
	II	383	462	500	516	544	581	603	644	706	807
69	I	23вг	59	67	158	180	234	278	294	342	374
	II	384	463	502	519	545	582ге	604	645	707	808
70	I	24	60	66	159	179	233	280	295	343	375
	II	385	464	503	518	546	582еж	605	646	708	809
71	I	25	26	65	160	178	232	282	296	344	361
	II	386	465	504	521	548	582аж	606	647	709	810
72	I	22би	27	64	161	177	231	284	297	345	358
	II	387	466	506	520	547	570	607	648	710	811
73	I	22вж	28	63	162	176	230	286	298	346	356
	II	388	467	508	516	500	572	608	649	711	812
74	I	22жи	29	62	163	196бвг	229	288	299	347	354
	II	389	468	510	514	549	568	609	650	712	813
75	I	22бз	30	61	164	196аде	228	290	300	348	357
	II	390	469	512	515	552	571	610	651	713	814

№№ вариантов контрольной работы	№№ контроль- ной работы	Номера задач									
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
76	I	1аб	31	135	165	196вдз	227	261	301	331	352
	II	391	470	511	513з	551	569	611	652	714	815
77	I	17	34	133	166	177	226	263	302	332	353
	II	392	471	509	517	553	573	612	653	715	816
78	I	2аб	36	131	160	175	225	265	303	349	355
	II	393	472	507	513а	555	575	613	654	716	817
79	I	4	38	130	158	173	224	267	303	350	357
	II	394	473	505	514	550	577	585	655	717	818
80	I	25	60	135	175	210	222	281	316	332	356
	II	429	455	509	517	501	575	595	656	718	819
81	I	3бв	32	97	168	199зжи	240	261	291	331	352
	II	403	478	504	519	540	582бв	597	657	719	820
82	I	10	43	85	146	209	236	267	298	332	365
	II	423	449	503	521	544	569	589	658	720	821
83	I	5	36	93	172	201	239	262	292	332	353
	II	376	456	510	520	500	577	596	659	721	822
84	I	24	59	134	174	209	237	266	327	348	361
	II	400	475	501	516	553	582вг	594	660	722	823
85	I	25	60	135	175	140	180	232	291	331	352
	II	427	445	492	513и	540	556аб	608	661	723	824
86	I	1	3вг	52	125	210	240	261	296	336	357
	II	412	487	492	519	549	560а	606	662	724	825
87	I	23аб	58	133	173	208	238	263	293	333	354
	II	401	476	502	517	554	582де	596	663	725	826
88	I	3аб	53	126	139	179	233	270	318	339	370
	II	418	491де	498	516	555	565	613	664	726	827
89	I	22вг	56	130	170	205	237	266	296	336	357
	II	394	469	495	519	547	577	588	665	727	828
90	I	8	44	117	148	188	224	271	326	347	362
	II	426	448	495	516	543	557	588	666	728	829
91	I	17	50	78	139	191	215	279	313	334	375
	II	378	453	500	521	548	561	598	667	729	830
92	I	13	39	112	153	193аб	219	284	314	334	352
	II	393	468	494	518	547	576	589	668	730	831
93	I	9ав	41	87	148	207	224	279	317	338	371
	II	376	456	510	520	500	577	596	670	731	832
94	I	9	43	116	149	189	223	280	305	343	354
	II	387	462	509	521	541	570	598	669	732	833
95	I	22вг	56	130	170	205	237	266	306	342	356
	II	418	491де	498	516	555	565	613	671	733	834
96	I	11	40	126	155	204	238	287	323	341	362
	II	387	462	509	521	541	570	598	672	734	835
97	I	21	31	104	161	196клм	211	274	325	339	358
	II	419	445	499	517	540	567	585	673	735	836
98	I	6аб	49	122	143	183	229	274	323	344	365
	II	405	480	506	521	542	582дж	601	674	736	837
99	I	10	50	85	140	180	232	270	300	341	350
	II	389	468	510	514	549	568	609	675	737	838
100	I	9	48	132	172	190	240	263	294	340	368
	II	390	469	512	515	552	571	610	677	738	839

№№ вариантов контрольной работы	№№ контроль- ной работы	Номера задач									
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
101	I	22вг	56	130	170	205	237	266	296	336	357
	II	376	456	510	520	500	577	596	678	739	840
102	I	23аб	58	133	173	208	238	268	327	348	361
	II	394	469	495	519	547	577	588	679	740	841
103	I	25	27	131	179	210	240	261	296	336	357
	II	392	471	509	517	553	573	612	680	741	842
104	I	17	50	78	139	191	240	266	328	335	368
	II	418	491де	498	516	555	565	613	681	742	843
105	I	22ад	55аб	73	152	186	215	287	323	341	362
	II	418	491де	498	516	555	565	613	682	743	844
106	I	8	44	117	148	188	224	263	293	333	354
	II	378	453	500	521	548	561	598	683	744	845
107	I	9ав	41	87	148	207	224	279	314	334	352
	II	393	468	494	518	547	576	589	684	745	846
108	I	13	39	112	153	193аб	219	284	313	334	375
	II	376	456	510	520	500	577	596	685	746	847
109	I	17	50	78	139	191	215	278	314	335	352
	II	387	462	509	521	541	570	598	686	747	848
110	I	22бв	57	131	170	203	230	276	317	338	371
	II	403	478	504	519	540	582бв	597	687	748	849
111	I	9	43	116	149	189	223	280	317	338	371
	II	381	460	496	513	543	582бв	601	688	749	850
112	I	5	51	124	165	200	220	275	305	343	354
	II	418	491де	498	516	555	565	613	689	750	851
113	I	2ад	31	98	167	199где	235	268	299	333	364
	II	387	462	509	521	541	570	598	690	751	852
114	I	22вг	56	130	170	205	237	271	308	340	350
	II	424	450	504	513	545	571	590	691	752	853
115	I	4	35	94	171	200зжи	239	264	295	338	369
	II	386	465	504	521	548	582аж	606	692а	753	854
116	I	8	47	121	143	183	229	274	323	344	365
	II	427	453	507	516	548	574	593	692б	754	855
117	I	21	31	104	161	196клм	211	274	305	343	354
	II	377	491дж	511	519	552	579	597	692в	755	856
118	I	12	41	108	169	201	236	267	296	343	363
	II	385	460	507	519	555	568	606	692г	756аб	801
119	I	10	37	88	152	200аб	226	268	312	347	367
	II	376	451	498	517	546	560а	596	692д	756вг	802
120	I	9	30	98	136	177	214	282	295	340	360
	II	398	473	499	514	551	581	593	692е	756де	803
121	I	13	28	126	140	180	232	270	301	331	352
	II	426	448	495	516	543	557	588	692ж	756еж	804
122	I	6	27	100	155	181	239	289	328	332	353
	II	398	474	500	515	552	582аб	595	692з	757(1-3)	805
123	I	22вг	56	130	170	205	237	266	296	336	357
	II	392	471	509	517	553	573	612	692и	757(3-5)	806
124	I	23аб	58	133	173	208	238	263	293	333	354
	II	376	456	510	520	500	577	596	692к	758	807
125	I	22гд	56	130	170	205	237	265	314	334	352
	II	387	462	509	521	541	570	598	693	759	808

№№ вариантов контрольной работы	№№ контроль- ной работы	Номера задач									
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
126	I	9ав	41	87	148	207	224	279	314	334	352
	II	376	456	510	520	500	577	596	694	760	809
127	I	13	39	112	153	193аб	219	284	313	334	375
	II	394	469	495	519	547	577	588	697	761	810
128	I	14	40	79	145	210	240	261	327	348	361
	II	390	469	512	515	552	571	610	698	762	811
129	I	17	50	78	139	191	215	264	293	333	354
	II	378	453	500	521	548	561	598	699	763	812
130	I	8	43	116	149	189	223	280	317	338	371
	II	387	462	509	521	541	570	598	700	764	813
131	I	6	42	115	140	180	232	266	317	338	372
	II	418	491де	498	516	555	565	613	701	767	814
132	I	22вг	56	130	170	205	237	277	305	343	354
	II	389	468	510	514	549	568	609	702	768	815
133	I	22гд	57	132	170	206	235	268	296	336	357
	II	418	491де	498	516	555	565	613	703	769	816
134	I	8	44	117	148	188	224	267	295	341	370
	II	393	468	494	518	547	576	589	704	770	817
135	I	21	46	119	151	201	220	271	298	342	355
	II	403	478	504	519	540	582бв	597	705	771	818
136	I	10	41	135	157	187	225	270	300	337	358
	II	381	460	496	513	543	582бв	601	706	772	819
137	I	6аб	49	122	144	185	226	274	323	344	365
	II	386	465	504	521	548	582аж	606	707	773	820
138	I	21	31	104	161	196клм	211	274	305	343	354
	II	427	453	507	516	548	574	593	708	774	821
139	I	2ад	33	98	167	199где	235	268	299	333	364
	II	377	491дж	511	519	552	579	597	709	775	822
140	I	23аб	58	133	165	204	230	263	293	334	354
	II	426	448	495	516	543	557	588	710	778	823
141	I	8	28	131	160	203	229	264	294	335	356
	II	424	450	504	513	545	571	590	711	779	824
142	I	1аб	5	129	170	205	237	266	296	336	357
	II	398	473	499	514	551	581	593	712	780	825
143	I	4	35	94	171	200зжи	239	264	295	338	369
	II	425	449	496	517	544	558	585	713	781	826
144	I	20	53	75	136	188	212	262	326	335	365
	II	376	445	500	515	552	582аб	595	714	782	827
145	I	24	58	65	163	184	225	282	315	337	374
	II	375	451	498	519	563	560а	596	715	783	828
146	I	17	45	87	157	188	224	288	318	347	355
	II	385	460	507	519	555	568	606	716	784	829
147	I	21	54	66	154	200	234	271	311	345	372
	II	394	469	495	519	547	577	588	717	785	830
148	I	22вг	56	130	138	180	220	270	310	340	360
	II	418	491де	498	516	555	565	613	718	786	831
149	I	23аб	58	133	170	205	237	266	296	336	357
	II	426	448	495	516	543	557	588	719	787	832
150	I	8	44	117	173	208	238	263	293	333	354
	II	376	456	510	520	500	577	596	720	788	832

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	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	7
1.3 Вывод химических формул и расчеты по уравнениям реакций	12
1.4 Расчеты по закону эквивалентов	23
2 СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА	29
2.1 Электронная оболочка атома	29
2.2 Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева	36
2.3 Ядерные реакции. Радиоактивность	39
3 ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ	43
4 ЭЛЕМЕНТЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	48
4.1 Термохимия. Законы термохимии	48
4.2 Скорость химической реакции	62
4.3 Химическое равновесие. Смещение химического равновесия	68
5 РАСТВОРЫ	73
5.1 Состав и приготовление растворов	73
5.2 Растворимость веществ. Насыщенные растворы	82
5.3 Некоторые физико-химические свойства растворов	85
5.4 Водородный показатель. Буферные растворы	92
5.5 Гидролиз солей	95
5.6 Производство растворимости. Условия образования осадков	100
5.7 Растворы комплексных соединений	104
6 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ ..	109
6.1 Степень окисления (окислительное число). Окисление и восстановление	109
6.2 Методика составления уравнений окислительно-восстановительных реакций	111
6.3 Электродные потенциалы. Гальванические элементы	120
6.4 Электролиз	129
7 ХИМИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ	138
7.1 s-элементы периодической системы Д.И. Менделеева	138
7.2 p-элементы периодической системы Д.И. Менделеева	143
7.3 d-элементы периодической системы Д.И. Менделеева	152
8 ОПРЕДЕЛЕНИЕ НЕИЗВЕСТНЫХ ВЕЩЕСТВ ПО ИХ СВОЙСТВАМ	159
9 ВЫЧИСЛЕНИЯ ПРИ РЕАКЦИЯХ СО СМЕСЯМИ	162
ОТВЕТЫ	167
СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ	173
ТАБЛИЦА ВАРИАНТОВ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ	174