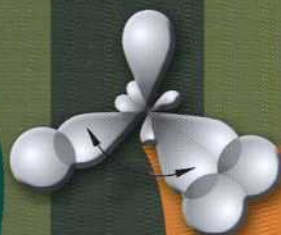
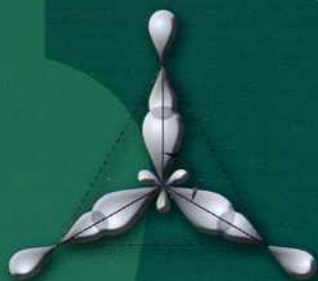


1 1s ¹ РОД	2 1s ² ГЕЛИЙ
9 2s ² 2p ⁶ ФТОР	10 2s ² 2p ⁶ НЕОН
17 3s ² 3p ⁵ ХЛОРОД	18 3s ² 3p ⁶ АРГОН
25 4s ² 3d ⁵ МАРГАНЕЦ	26 4s ² 3d ⁶ ЖЕЛЕЗО
35 4s ² 4p ⁵ БРОМ	36 4s ² 4p ⁶ КРИПТОН
43 5s ² 4d ⁵ ТЕХНЕЦИЙ	44 5s ² 4d ⁶ РУТЕНИЙ
53 5s ² 5p ⁵ ЙОД	54 5s ² 5p ⁶ КСЕНОН
75 6s ² 4f ⁷ РЕНИЙ	76 6s ² 4f ⁶ ОСМИЙ
85 6s ² 6p ⁵ АСТАТ	86 6s ² 6p ⁶ РАДИОАКТИВНЫЙ ЭЛЕМЕНТ
107 7s ² 5f ⁷ БОРИЙ	108 7s ² 5f ⁶ ХАССИЙ
63 4f ⁷ 5d ¹ ТЕРБИЙ	64 4f ⁷ 5d ¹ ДИБИРИЙ
95 5f ⁷ 6d ¹ АМЕРИЦИЙ	96 5f ⁷ 6d ¹ КЮРИЙ
97 5f ⁷ 6d ¹ БЕРКЛИЙ	98 5f ⁷ 6d ¹ КАЛИФОРНИЙ

А.Н. Лёвкин
Н.Е. Кузнецова

Задачник по химии 11 класс



Вентана-Граф

А.Н. Лёвкин
Н.Е. Кузнецова

Задачник по химии 11 класс



Москва
Издательский центр
«Вентана-Граф»
2012

Лёвкин А.Н., Кузнецова Н.Е.

Л37 Задачник по химии : 11 класс / А.Н. Лёвкин, Н.Е. Кузнецова. — М. : Вентана-Граф, 2012. — 240 с.: ил.

ISBN 978-5-360-03409-4

Задачник включает как типовые расчетные задачи, так и задачи, способствующие формированию определенных навыков и умений, с элементами качественного анализа, творческие и повышенного уровня сложности. Они сгруппированы по темам, изучаемым в 11 классе общеобразовательных учреждений, и в порядке возрастания уровня сложности: от простых до олимпиадных. В начале большинства разделов помещен перечень основных понятий. Алгоритмы решения типовых задач и примеры решения комбинированных задач приводятся в конце пособия. Разнообразие задач позволит учителю использовать их в классе дифференцированно, а учащимся — организовать свою деятельность и самооценку.

Соответствует федеральному компоненту государственных образовательных стандартов среднего (полного) общего образования (2004 г.).

ББК 24я72

Предисловие

Дорогие друзья! Перед вами пособие по химии — сборник задач и упражнений, который является частью учебно-методического комплекта к учебнику химии для 11 класса (профильный уровень) под редакцией проф. Н.Е. Кузнецовой. Задачник также может использоваться и в работе по учебникам других авторов.

В сборник включены как типовые расчетные задачи, так и упражнения для работы над формированием определенных умений и навыков, задачи с элементами качественного анализа, различные творческие задания и задачи повышенного уровня сложности. В каждом из разделов сначала приводятся упражнения для отработки определенных умений и навыков, для закрепления изучаемого материала, затем предлагаются расчетные задачи. Они расположены по возрастанию сложности: от простых до повышенного уровня. Важно отметить, что для освоения образовательного стандарта по химии от учащегося вовсе не требуется решить все задачи по изучаемой теме. Большое количество различных заданий дает возможность варьировать их в зависимости от подготовленности учащихся и выбранной специализации.

В сборнике есть как вполне решаемые задачи для учащихся базовых классов, так и задачи, над которыми могли бы поразмыслить школьники, связывающие выбор своей профессии с химией. В каждом из разделов приводятся задачи разных типов, но в то же время дано много задач одного типа для работы над формированием базовых умений и навыков. Это позволяет разобрать ход решения нескольких однотипных задач в классе, закрепить тот или иной навык во время самостоятельной работы и проверить степень усвоения учебного материала на последующих занятиях. Вместе с тем в сборнике содержатся задачи, решение которых носит творческий характер и требует нестандартного мышления.

В большинстве глав приведены примеры выполнения упражнений и способы решения задач. К большинству задач в конце сборника даны ответы. Заметим, что авторы не давали ответы к тем задачам, где ответ является подсказкой решения.

Итак, друзья, хочется пожелать вам успехов в изучении химии, и пусть эта книга поможет вам. Свои отзывы и замечания вы можете отправить авторам по электронной почте. Наш адрес: andgray@yandex.ru.

Авторы

1.1. Основные понятия химии

Молекула — наименьшая электронейтральная замкнутая совокупность атомов, образующих определенную структуру с помощью химических связей. Молекула — наименьшая частица молекулярного вещества, обладающая его химическими свойствами.

Атом — электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов; атом — это наименьшая частица химического элемента.

Стехиометрические соотношения — соотношения между количествами, массами или объемами (для газов) реагирующих веществ, рассчитанные на основе уравнения реакций. В основе расчетов по уравнениям реакции лежит следующее положение: отношение количеств реагирующих веществ (в моль) равно отношению соответствующих коэффициентов в уравнении реакции.

Моль — это количество вещества, которое содержит столько же частиц (молекул, атомов, ионов, электронов), сколько атомов углерода содержится в 12 г изотопа ^{12}C .

Постоянная Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ — число частиц, которое содержится в 1 моль любого вещества.

Молярная масса (M) — отношение массы вещества к его количеству.

Молярная масса — это масса порции вещества, в котором содержится 1 моль структурных единиц вещества. Выражается в г/моль. Численное значение молярной массы совпадает с численным значением относительной молекулярной массы.

Формулы, показывающие соотношение между количеством вещества, массой вещества и молярной массой:

$$n = \frac{N}{N_A}; \quad n = \frac{m}{M},$$

где m — масса вещества, N — число частиц в данной порции вещества, n — количество вещества.

1.2. Стехиометрические законы

Закон постоянства состава (Ж. Пруст) — качественный и количественный состав индивидуального химического соединения строго постоянен и не зависит от способа его получения.

Закон сохранения массы вещества (А. Лавуазье, М.В. Ломоносов) — общая масса веществ, вступающих в реакцию, равна общей массе веществ, образующихся в результате реакции.

Закон объемных отношений газов (Ж. Гей-Люссак) — объемы вступающих в реакцию газов и образующихся газообразных продуктов относятся друг к другу как небольшие целые числа.

Закон Авогадро — в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.

Следствия из закона Авогадро

1. Различные газы количеством вещества 1 моль при одинаковых условиях занимают один и тот же объем. При нормальных условиях ($0\text{ }^{\circ}\text{C}$, $101,3\text{ кПа}$) он составляет $22,4\text{ л}$ ($V_n = 22,4\text{ л/моль}$). Величина V_n называется *молярным объемом*.

Соотношение объема, молярного объема и количества вещества показывает формула:

$$n = \frac{V}{V_n}$$

2. Отношение объемов реагирующих газообразных веществ, измеренных при одинаковых условиях, равно отношению стехиометрических коэффициентов.

3. При одинаковых условиях (температуре и давлении) отношения масс равных объемов газов равно отношению их молярных масс:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

Отношение $\frac{M_1}{M_2}$ равно *относительной плотности* D газа (1) по газу (2).

Молекулярную массу газа (1) можно вычислить по относительной плотности газа (1) по газу (2) и относительной молекулярной массе газа (2):

$$M_1 = D \cdot M_2$$

Если определяют плотность газа по отношению к воздуху, то

$$M_1 = D_{\text{возд.}} \cdot M_{\text{возд.}} = 29 D_{\text{возд.}}$$

(Условная молярная масса воздуха равна 29 г/моль).

• Для расчета объема газа при условиях, отличных от нормальных, можно воспользоваться формулой Менделеева — Клапейрона:

$$pV = nRT,$$

где p — давление в Па, V — объем в м^3 , n — количество вещества в моль, R — универсальная газовая постоянная $R \approx 8,31\text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}$, T — абсолютная температура в К.

• Для расчета абсолютной температуры в К к значению температуры в градусах Цельсия следует прибавить 273 (точнее, $273,15$):

$$T = t + 273$$

Пример 1. В некотором соединении массовая доля азота составляет 30,4 %, кислорода — 69,6 %. Выведите молекулярную формулу соединения.

Решение:

Пусть x — число атомов азота, а y — число атомов кислорода в данном соединении. Тогда формула вещества будет N_xO_y . Преобразовав формулу, показывающую соотношение количества вещества, массы и молярной массы, получим:

$$x = \frac{M_r(N_xO_y) \cdot \omega(N)}{A_r(N)}; \quad y = \frac{M_r(N_xO_y) \cdot \omega(O)}{A_r(O)}$$

■ Запишем соотношение числа атомов элементов:

$$x:y = \frac{M_r(N_xO_y) \cdot \omega(N)}{A_r(N)} : \frac{M_r(N_xO_y) \cdot \omega(O)}{A_r(O)}$$

$$x:y = \frac{M_r(N_xO_y) \cdot \omega(N)}{A_r(N)} \cdot \frac{A_r(O)}{M_r(N_xO_y) \cdot \omega(O)}$$

$$x:y = \frac{\omega(N)}{A_r(N)} : \frac{\omega(O)}{A_r(O)}$$

■ Подставляя данные, получим соотношение:

$$x:y = \frac{0,304}{14} : \frac{0,696}{16}$$

$$x:y = 0,0217 : 0,0435$$

Чтобы упростить это соотношение, разделим оба числа (0,0217 и 0,0435) на наименьшее из них (на 0,0217). Получим:

$$x:y = 1:2$$

Таким образом, молекулярная формула искомого вещества — NO_2 .

Ответ: NO_2 .

Пример 2. Органическое вещество массой 18,5 г сожгли в избытке кислорода. В результате реакции образовался углекислый газ объемом 16,8 л (н. у.) и вода массой 13,5 г. Плотность паров органического вещества по воздуху составляет 2,552. Выведите молекулярную формулу вещества.

Решение:

Данное вещество содержит в себе углерод (в результате сгорания образовался углекислый газ CO_2), водород (образовалась вода). Возможно, что в состав вещества также входит кислород. Поэтому обозначим формулу вещества как $C_xH_yO_z$.

■ Вычислим значения количества вещества продуктов реакции и исходного $C_xH_yO_z$.

$$n(CO_2) = \frac{16,8 \text{ л}}{22,4 \text{ (л/моль)}} = 0,75 \text{ моль}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{13,5 \text{ г}}{18 (\text{г/моль})} = 0,75 \text{ моль}$$

■ Для вычисления количества вещества $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ потребуется его молярная масса. Ее мы найдем по значению относительной плотности по воздуху (D).

Для этого значение относительной плотности умножим на молярную массу воздуха:

$$M(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = D_{\text{возд.}} (\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) \cdot M_{\text{возд.}}$$

Средняя условная молярная масса воздуха принимается равной 29.

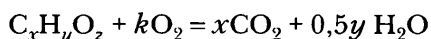
■ Находим молярную массу $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$:

$$M(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = 2,552 \cdot 29 = 74,008 \approx 74 (\text{г/моль})$$

■ Вычислим количество вещества $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$:

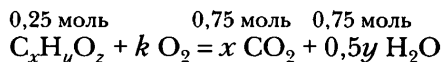
$$n(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = \frac{18,5 \text{ г}}{74 (\text{г/моль})} = 0,25 \text{ моль}$$

■ Составим уравнение реакции горения исходного вещества:



При этом стехиометрический коэффициент (k) при O_2 не учитываем, он не используется в дальнейших расчетах.

■ Над формулами в уравнении реакции запишем найденные значения количества вещества:



В соответствии с уравнением реакции:

из 0,25 моль $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ образуется 0,75 моль CO_2 ,

из 1 моль $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ — x моль CO_2 .

■ Составим пропорцию и найдем x :

$$0,25x = 1 \cdot 0,75$$

$$x = 3$$

В соответствии с уравнением реакции:

из 0,25 моль $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ образуется 0,75 моль H_2O ,

из 1 моль $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ — $0,5y$ моль H_2O .

■ Составим пропорцию и найдем y :

$$0,25 \cdot 0,5y = 1 \cdot 0,75$$

$$y = 6$$

■ Подставим найденные значения x и y в молекулярную формулу, получаем $C_3H_6O_z$. Найдем z . Чтобы найти z , определим, какая часть молярной массы соединения приходится на кислород:

$$zM(O) = M(C_xH_yO_z) - M(C_xH_y)$$

Если в задаче $zM(O) = M(C_xH_yO_z) - M(C_xH_y) = 0$, то кислорода в соединении нет. Вообще разность $M(C_xH_yO_z) - M(C_xH_y)$ должна выражаться числом, кратным 16, — молярной массе атомарного кислорода. В нашей задаче:

$$zM(O) = M(C_3H_6O_z) - M(C_3H_6) = 74 - 42 = 32 \text{ (г/моль)}$$

Это соотношение можно выразить графически:

$$\begin{array}{c} \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_z \\ \hline \begin{array}{cc} 42 \text{ г/моль} & 32 \text{ г/моль} \end{array} \\ \hline 74 \text{ г/моль} \end{array}$$

■ Чтобы найти z , надо часть молярной массы соединения, которая приходится на кислород, разделить на молярную массу атомарного кислорода, то есть на 16:

$$z = \frac{zM(O)}{M(O)} = \frac{32}{16} = 2$$

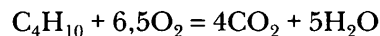
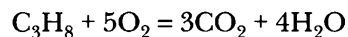
Таким образом, формула органического соединения — $C_3H_6O_2$.

Ответ: $C_3H_6O_2$.

Пример 3. К смеси пропана и бутана объемом 100 мл добавили 600 мл кислорода и смесь подожгли. После полного сгорания углеводородов смесь привели к исходным условиям, и после конденсации паров воды объем смеси составил 390 мл. Вычислите объемные доли углеводородов в исходной смеси. Рассчитайте плотность этой смеси по воздуху.

Решение:

■ Составим уравнения реакций горения пропана и n -бутана:



■ Обозначим объемы газов:

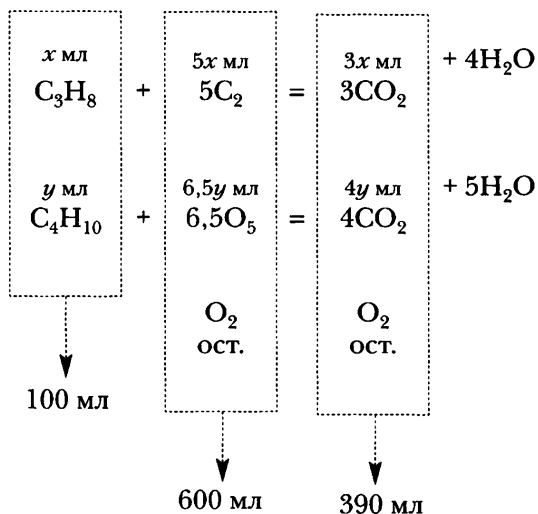
$$V(C_3H_8) = x \text{ мл}; \quad V(C_4H_{10}) = y \text{ мл}$$

Исходный объем смеси составляет 100 мл.

■ Составим первое уравнение системы:

$$x + y = 100$$

Допустим, что кислород, добавленный к смеси углеводородов, был в избытке. Часть кислорода (от 600 мл), которая не израсходована при горении, выразим через x и y . Для этого найдем объем кислорода, который потребуется для сгорания данного объема пропана и данного объема бутана, воспользовавшись законом Авогадро:



Отсюда:

$$V_{\text{изб.}}(\text{O}_2) = 600 - 5x - 6,5y$$

Выразим через x и y объем остатка кислорода в газовой смеси после реакции. Объем газовой смеси после реакции составляет 390 мл. Найдем объем углекислого газа, образовавшегося в результате сгорания пропана и бутана:

$$V_{\text{ост.}}(\text{O}_2) = 390 - 3x - 4y$$

Избыточный объем кислорода остается после реакции неизменным, то есть:

$$V_{\text{изб.}}(\text{O}_2) = V_{\text{ост.}}(\text{O}_2)$$

■ Составим второе уравнение системы:

$$600 - 5x - 6,5y = 390 - 3x - 4y$$

■ Составим систему уравнений и решим ее:

$$\begin{cases} x + y = 100 \\ 600 - 5x - 6,5y = 390 - 3x - 4y \end{cases}$$

$$\begin{cases} x = 80 \\ y = 20 \end{cases}$$

Итак, $V(\text{C}_3\text{H}_8) = 80$ мл; $V(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 20$ мл

■ Вычислим объемные доли компонентов в исходной смеси:

$$\varphi(\text{C}_3\text{H}_8) = 80/100 = 0,8, \text{ или } 80 \%$$

$$\varphi(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 20/100 = 0,2, \text{ или } 20 \%$$

■ Находим условную молярную массу смеси $M_{\text{усл.}}(\text{см.})$. Она равна сумме произведений мольной доли каждого из компонентов смеси и его молярной массы. В газовых смесях мольная доля совпадает с объемной, поэтому

$$M_{\text{усл.}}(\text{см.}) = \varphi(\text{C}_3\text{H}_8) \cdot M(\text{C}_3\text{H}_8) + \varphi(\text{C}_4\text{H}_{10}) \cdot M(\text{C}_4\text{H}_{10})$$

$$0,8 \cdot 44 + 0,2 \cdot 58 = 46,8 \text{ (г/моль)}$$

■ Находим плотность по воздуху данной смеси. Для этого ее условную молярную массу разделим на условную молярную массу воздуха (29):

$$D_{\text{возд.}}(\text{см.}) = \frac{46,8}{29} = 1,614$$

$$\text{Ответ: } \varphi(\text{C}_3\text{H}_8) = 80 \%; \varphi(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 20 \%; D_{\text{возд.}}(\text{см.}) \approx 1,614.$$

Вопросы и задания

- 1–1. Многие законы имеют свои ограничения. Приведите примеры таких ограничений для стехиометрических законов.
- 1–2. В какой массе железа содержится столько же атомов, сколько их содержится в 119 г олова?
- 1–3. Какова масса кусочка платины, в котором содержится столько же атомов, сколько их содержится в 19,7 г золота?
- 1–4. Какова масса порции этана, в которой содержится столько же молекул, сколько их содержится в 3 г формальдегида?
- 1–5. Рассчитайте число молекул которое содержится: а) в 10 моль азота; б) в 1,6 г метана; в) в 1800 г воды; г) в a г этанола.
- 1–6. Рассчитайте массу порции вещества, в которой содержится:
 - а) $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул бензола;
 - б) $9,03 \cdot 10^{23}$ молекул толуола;
 - в) $1,806 \cdot 10^{24}$ молекул фенола;
 - г) $6,02 \cdot 10^{24}$ молекул анилина;

- д) $3,01 \cdot 10^{24}$ молекул нитробензола;
- е) $3,01 \cdot 10^{21}$ молекул бензальдегида;
- ж) a молекул бензойной кислоты.

- 1–7. Как, используя только периодическую систему, рассчитать массу атома того или иного химического элемента? Вычислите массу атомов: а) натрия; б) серы.
- 1–8. Масса молекулы белого фосфора составляет $2,06 \cdot 10^{-22}$ г. Сколько атомов фосфора образуют молекулу белого фосфора?
- 1–9. Масса атома кислорода равна $2,66 \cdot 10^{-26}$ кг. Й. Берцелиус для составления своей таблицы относительных атомных весов принял относительную атомную массу кислорода за 100. Рассчитайте относительную атомную массу (по Берцелиусу): а) серы; б) меди; в) натрия.
- 1–10. Для каких соединений справедлив закон постоянства состава веществ? Приведите примеры.
- 1–11. Чем отличается смесь от химического соединения? Поясните на конкретных примерах.
- 1–12. Приведите примеры соединений, на которые не распространяется закон постоянства состава. Объясните, почему такие соединения имеют переменный состав.
- 1–13. Выведите формулу соединения, в котором массовые доли углерода, водорода и хлора соответственно составляют 10,04 %; 0,84 %; 89 %; 12 %. Как называется и где применяется это вещество?
- 1–14. Выведите формулу соединения, в котором массовые доли углерода, фтора и хлора соответственно составляют 12,8 %; 30,4 %; 56,8 %. Как называется и где применяется это вещество?
- 1–15. Состав оксида титана (II) изменяется в пределах $\text{TiO}_{0,8} \dots \text{TiO}_{1,2}$. Как можно объяснить это явление? Соблюдается ли в этом случае закон постоянства состава вещества?
- 1–16. В ходе качественного анализа некоторой соли выяснено, что в ее состав входят атомы бария, хлора и молекулы воды. Результаты количественного анализа следующие: массовая доля бария — 56,03 %, хлора — 28,84 %, воды — 15,02 %. Найдите формулу данного вещества.
- 1–17. Атомы некоторого элемента образуют два хлорида с содержанием (по массе) 62,6 % в одном хлориде и 45,5 % — в другом. О каком элементе идет речь, если степени окисления атомов этого элемента в хлоридах — четные числа?
- 1–18. Ниже приведены массовые доли атомов элементов в двух соединениях железа (А и Б). На основании этих данных выведите формулы соединений и дайте им названия.

Элемент	Массовые доли в соединении А, %	Массовые доли в соединении Б, %
K	35,6	42,4
Fe	17,0	15,2
C	21,9	19,6
N	25,5	22,8

1–19. Массовая доля серы в сульфате щелочноземельного металла составляет 13,7 %. Назовите вещество, о котором идет речь.

1–20. Докажите, что отношение абсолютных плотностей двух газов равно отношению их молярных масс:

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

1–21. Найдите плотность по воздуху: а) метана; б) оксида азота (IV); в) смеси пропана и *n*-бутана, в которой объемная доля пропана составляет 60 %.

1–22. Найдите плотность по водороду: а) этана; б) диборана B_2H_6 ; в) смеси этана и аммиака, в которой объемная доля этана составляет 30 %.

1–23. Плотность по воздуху некоторого газа состава XH_3 составляет 1,17. Найдите элемент X и назовите вещество XH_3 .

1–24. Плотность по воздуху некоторого газа состава X_3H_8 составляет 1,52. Найдите элемент X и назовите вещество X_3H_8 . Укажите области применения этого вещества.

1–25. Плотность по водороду некоторого газообразного вещества состава X_2O равна 22. Найдите элемент X и назовите вещество X_2O . В чем особенность воздействия этого вещества на организм человека?

1–26. Некоторый газ массой 1 г занимает объем 0,7 л (н. у.). Определите, о каком газе идет речь, если известно, что это простое вещество, молекула которого двухатомна.

1–27. Некоторый газ массой 10 г занимает объем 8 л (н. у.). Определите, о каком газе идет речь, если известно, что это простое вещество, молекула которого двухатомна.

1–28. Некоторый газ массой 100 г занимает объем 140 л (н. у.). Определите, о каком газе идет речь, если известно, что состав газа соответствует формуле XH_4 .

- 1–29. Смесь метана и кислорода массой 64 г при н. у. занимает объем 67,2 л (н. у.). Вычислите плотность по воздуху такой смеси. Определите состав смеси (объемные доли компонентов), если смесь взорвать и сконденсировать водяные пары.
- 1–30. Смесь ацетилена и кислорода массой 15,4 г при н. у. занимает объем 11,2 л (н. у.). Вычислите плотность по воздуху такой смеси. Определите состав смеси (объемные доли компонентов), если смесь взорвать и сконденсировать водяные пары.
- 1–31. Вычислите, какой объем кислорода потребуется для полного сгорания 5 л пропана (объемы газов приведены при одних и тех же условиях). Какой закон используется в ходе решения этой задачи?
- 1–32. Вычислите, какой объем кислорода потребуется для полного сгорания 4 л бутана (объемы газов приведены при одних и тех же условиях). Какой закон используется для решения этой задачи?
- 1–33. К смеси водорода и метана объемом 20 мл добавили 30 мл кислорода и смесь взорвали. После конденсации паров воды газовую смесь пропустили через трубку, заполненную оксидом кальция. Один из компонентов газовой смеси был поглощен, а на выходе осталось 5 мл газа. Определите объемные доли компонентов в исходной смеси метана и водорода.
- 1–34. К смеси метана и этана объемом 50 мл добавили 150 мл кислорода и смесь взорвали. После конденсации паров воды и приведения образовавшейся газовой смеси к исходным условиям ее объем составил 90 мл. Вычислите объемные доли компонентов в исходной газовой смеси.
- 1–35. Как экспериментально подтвердить закон сохранения массы? Предложите свои варианты.
- 1–36. Прочитайте слова М.В. Ломоносова, написанные им в 1748 г.: «Все перемены, в Натуре случающиеся, такого суть состояния, что сколько чего у одного тела отнимется, столько присовокупится к другому. Так, ежели где убудет несколько материи, то умножится в другом месте. Сей всеобщий естественный закон простирается и в самые правила движения: ибо тело, движущее своею силою другое, столько же оные у себя теряет, сколько сообщает другому, которое от него движение получает». О чем идет речь в этой цитате? Как вы ее понимаете?
- 1–37. Почему при химических расчетах пренебрегают изменением массы, вызванным поглощением или выделением энергии? Ответ мотивируйте.
- 1–38. Вычислите, какая масса 10 %-го раствора хлорида бария и 10 %-го раствора серной кислоты потребуется для осаждения 0,4 г сульфата бария.
- 1–39. Вычислите, какой объем 0,1 М раствора хлорида бария и 0,1 М раствора серной кислоты потребуется для осаждения 0,4 г сульфата бария.

- 1–40.** При разложении 33,1 г нитрата некоторого металла образовался его оксид массой 22,3 г. И в том и в другом соединении степень окисления металла +2. Назовите этот металл.
- 1–41.** При разложении 8,4 г карбоната некоторого металла образовался его оксид массой 4,0 г. И в том и в другом соединении степень окисления металла +2. Назовите этот металл.
- 1–42.** Для анализа раствора на содержание ионов меди лаборант добавил к 50 мл раствора сульфата меди (II) избыток раствора гидроксида натрия, отфильтровал осадок и прокалил его до постоянной массы (прокаливание велось при температуре 500 °C). Масса сухого остатка составила 1,0 г. Вычислите: а) молярную концентрацию ионов Cu^{2+} в исходном растворе; б) массовую долю сульфата меди (II) в исходном растворе.
- 1–43.** Для анализа раствора на содержание ионов железа (III) лаборант к 100 мл раствора хлорида железа (III) добавил избыток раствора гидроксида калия, отфильтровал осадок и прокалил его до постоянной массы (прокаливание велось при температуре 700 °C). Масса сухого остатка составила 1,6 г. Вычислите: а) молярную концентрацию ионов Fe^{3+} в исходном растворе; б) массовую долю хлорида железа (III) в исходном растворе.
- 1–44.** Вычислите объем водорода (25 °C, 99,0 кПа), который образуется при окислении 5,6 г железа в избытке соляной кислоты.
- 1–45.** В результате реакции железа с разбавленной серной кислотой образовался водород, объем которого составил 10 л (20 °C; 98,5 кПа). Вычислите массу железа, вступившего в реакцию.
- 1–46.** Вычислите массу железа, которое потребуется для реакции со 100 мл хлора (18 °C; 101,3 кПа).
- 1–47.** Вычислите объем хлора (25 °C; 102,0 кПа), который потребуется, чтобы сжечь 6,4 г порошка меди.
- 1–48.** Вычислите объем кислорода (20 °C; 755 мм рт. ст.), который можно получить в результате разложения перманганата калия массой 15,8 г.
- 1–49.** Докажите, что абсолютную плотность газа можно найти с помощью уравнения:
- $$\rho = \frac{pM}{RT}$$
- 1–50.** По приведенной выше формуле (задача 1–49) найдите плотность (при н. у.): а) диоксида углерода; б) водорода; в) ацетилена.
- 1–51.** Найдите абсолютную плотность (при н. у.) смеси метана и пропана, плотность по воздуху которой такая же, как и относительная плотность по воздуху кислорода.

- 1–52. Найдите абсолютную плотность (при н. у.) смеси водорода и кислорода, плотность по воздуху которой в 2 раза меньше относительной плотности по воздуху *n*-бутана. Найдите объемные доли водорода и кислорода в такой смеси.
- 1–53. Абсолютная плотность смеси оксида азота (II) и оксида азота (IV) составляет 1,70 кг/м³ при н. у. Вычислите объемные доли оксидов азота в такой смеси.
- 1–54. Абсолютная плотность газа состава X_2O при н. у. составляет 3,9 кг/м³. Определите, об оксиде какого элемента идет речь?
- 1–55. Смесь метана, этана и пропана массой 2,58 г занимает объем 2,24 л при н. у. В этой смеси объемная доля метана равна сумме объемных долей этана и пропана. Вычислите объемные доли газов в такой смеси.
- 1–56. Вычислите абсолютную плотность (при н. у.) и относительную плотность по воздуху смеси газов, образующихся при термическом разложении: а) нитрата меди (II); б) нитрата серебра.

Глава 2

Строение вещества

2.1. Основные понятия

Химический элемент — определенный вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Атомное ядро — центральная часть атома, состоящая из протонов и нейтронов. В ядре сосредоточена практически вся масса атома, определяемая массой протонов и нейтронов.

Протон (p) — субатомная частица, заряд которой принят равным $+1$, а масса приблизительно равна атомной единице массы ($1,00728$ а. е. м.).

Нейтрон (n) — субатомная частица, не имеющая заряда, масса которой приблизительно равна массе протона ($1,00866$ а. е. м.).

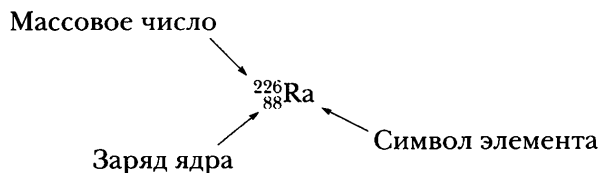
Электрон (e) — элементарная частица, входящая в состав атома. Заряд электрона равен $-1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл (элементарный заряд -1), масса электрона приблизительно равна $1/1836$ а. е. м. ($0,0005486$ а. е. м.). Электрону присущи свойства как микрочастицы (масса покоя, заряд), так и свойства микроволны (способность к интерференции и дифракции).

Нуклоны — протоны и нейтроны — частицы, образующие ядро атома. Число протонов (обозначается Z) определяет заряд ядра.

Изотопы — атомы одного химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра (одинаковое число протонов), но разную массу (вследствие разного числа нейтронов).

Нуклид — атомы одного и того же элемента (с одинаковым зарядом ядра) и одинаковой атомной массой.

Массовое число A — сумма протонов и нейтронов (общее число нуклонов) в ядре атома данного нуклида. При обозначении нуклида массовое число записывают перед символом элемента в виде надстрочного индекса, например: запись ^{12}C показывает, что массовое число для атома углерода (сумма протонов и нейтронов) равно 12.



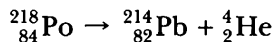
Радиоактивность — способность ядер некоторых атомов самопроизвольно превращаться в другие ядра.

Ядерные реакции — искусственные превращения атомных ядер, происходящие при их бомбардировке другими атомными ядрами или элементарными частицами.

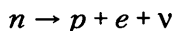
Радиоактивные ряды — группы изотопов, последовательно возникающих при распаде долгоживущих природных радиоактивных изотопов. Каждый ряд заканчивается стабильным нуклидом.

Виды самопроизвольных ядерных превращений

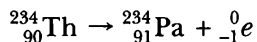
- **α -Распад.** Ядро испускает α -частицу — ядро атома гелия ${}^4\text{He}$, при этом массовое число нуклида уменьшается на 4, а заряд ядра на 2 единицы:



- **β -Распад.** В неустойчивом ядре нейтрон превращается в протон, при этом ядро испускает электрон (β -частицу) и некоторую элементарную частицу, которая называется *антинейтрино*:



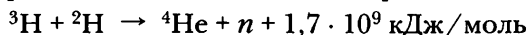
При β -распаде массовое число изотопа не изменяется, так как сохраняется общее число протонов и нейтронов, а заряд ядра увеличивается на одну единицу:



- **γ -Распад.** Возбужденное ядро испускает γ -излучение (электромагнитные волны высокой частоты), энергия ядра уменьшается, массовое число и заряд ядра остаются при этом неизменными.

Период полураспада $T_{1/2}$ — время, за которое самопроизвольно распадается половина атомов исходного вещества.

Ядерный синтез — реакция слияния легких ядер в более тяжелые. В ходе ядерного синтеза выделяется огромное количество энергии, например:



Пример 1. Символ нуклида ${}_{13}^{27}\text{Э}$. Определите, какой элемент скрывается за символом «Э», укажите число протонов, нейтронов в ядре и число электронов в атоме.

Решение:

Число 13 (заряд ядра атома) указывает, что в ядре содержится 13 протонов; следовательно, заряд ядра будет +13, порядковый номер элемента в периодической системе 13, следовательно, это алюминий Al. Число нейтронов в ядре: $27 - 13 = 14$, электронов в электронной оболочке нейтрального атома равно 13.

Пример 2. Элемент хлор встречается в природе в виде двух изотопов: ${}^{35}\text{Cl}$ и ${}^{37}\text{Cl}$. Массовая доля первого изотопа составляет приблизительно 75 % от общего числа всех атомов хлора. Рассчитайте среднюю относительную атомную массу элемента хлора.

Решение:

Чтобы вычислить среднюю относительную атомную массу элемента, надо найти сумму произведений относительных атомных масс каждого из изотопов и мольной доли каждого из изотопов. Мольная доля первого из изотопов дана — она составляет 0,75, долю второго изотопа вычисляем, вычитая из 1 (100 %) долю первого. Получаем:

$$A_p(\text{Cl}) \approx 0,75 \cdot 35 + (1 - 0,75) \cdot 37 = 35,5$$

Следовательно, средняя относительная атомная масса хлора приблизительно равна 35,5.

Пример 3 (обратная задача). Относительная атомная масса хлора приближенно равна 35,5. Хлор существует в природе в виде двух изотопов: ^{35}Cl и ^{37}Cl . Рассчитайте молярные доли этих изотопов от общего числа атомов хлора.

Решение:

Пусть x — молярная доля первого изотопа. Тогда доля второго изотопа равна $(1 - x)$.

Составим и решим уравнение:

$$35x + (1 - x) \cdot 37 = 35,5$$

$$x = 0,75$$

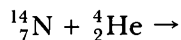
Следовательно, молярная доля изотопа ^{35}Cl составляет 75 %, а доля изотопа ^{37}Cl составит 25 %.

Пример 4. Составление схем ядерных реакций. Первая ядерная реакция была осуществлена Э. Резерфордом в 1919 г. при бомбардировке ядер азота-14 α -частицами. В результате реакции образовался кислород-17. Составьте схему ядерной реакции.

Решение:

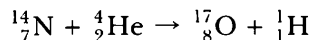
α -Частицы представляют собой ядра атома гелия, их можно записать как ^4_2He .

Запишем левую часть схемы:



В результате реакции образуется кислород-17. Найдем сумму массовых чисел нуклидов в левой части схемы: $14 + 4 = 18$. Поскольку образовался ^{17}O , должен быть еще один продукт реакции. Найдем его массовое число: $18 - 17 = 1$.

Рассчитаем заряд частицы, имеющей массовое число 1. Сумма зарядов ядер в левой части схемы: $7 + 2 = 9$, следовательно, сумма зарядов ядер в правой части тоже должна быть 9. Определим заряд ядра частицы, которая является еще одним продуктом реакции: $9 - 8 = 1$. Таким образом, в результате реакции кроме кислорода-18 образуется частица с массовым числом 1 и зарядом ядра 1. Это протон — ^1_1H . Схема реакции:



Вопросы и задания

2–1. Определите название элементов, обозначенных буквой «Э», определите число протонов, нейтронов в ядре атомов нуклидов, формулы которых представлены ниже. Укажите число электронов в электронной оболочке:

- | | | | | |
|-------------------------|-------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|
| а) $^{40}_{20}\text{Э}$ | в) $^{32}_{16}\text{Э}$ | д) $^{197}_{78}\text{Э}$ | ж) $^{235}_{92}\text{Э}$ | и) $^{130}_{52}\text{Э}$ |
| б) $^{19}_9\text{Э}$ | г) $^{34}_{16}\text{Э}$ | е) $^{195}_{78}\text{Э}$ | з) $^{238}_{92}\text{Э}$ | к) $^{130}_{54}\text{Э}$ |

- 2–2. Рассчитайте относительную атомную массу меди, если известно, что мольная доля изотопа ^{63}Cu составляет приблизительно 69 % от общего количества атомов меди, а доля изотопов ^{65}Cu — 31 %.
- 2–3. Рассчитайте относительную атомную массу иридия, если известно, что доля нуклида ^{191}Ir составляет приблизительно 37,3 % от общего количества атомов иридия, а доля нуклидов ^{193}Ir — 62,7 %.
- 2–4. Рассчитайте относительную атомную массу кремния, если известно, что изотопный состав этого элемента следующий.

Массовое число нуклида	Мольная доля нуклида в природе
28	92,23
29	4,67
30	3,10

Ответ выразите числом, округленным до сотых.

- 2–5. Рассчитайте относительную атомную массу элемента, если известно, что изотопный состав этого элемента следующий.

Массовое число нуклида	Мольная доля нуклида в природе
24	78,99
25	10,00
26	11,01

Ответ выразите числом, округленным до сотых.

- 2–6. Рассчитайте среднюю относительную атомную массу магния, если изотопный состав элемента следующий: ^{24}Mg (79 %); ^{25}Mg (10 %); ^{26}Mg (11 %).
 Ответ выразите с точностью до десятых.
- 2–7. Определите мольные доли изотопов брома от общего количества атомов брома, если известно, что он встречается в природе в виде двух изотопов: ^{79}Br и ^{81}Br . Относительную атомную массу брома принять равной 79,9.
- 2–8. Определите мольные доли нуклидов ^6Li и ^7Li от общего количества атомов лития, если относительная атомная масса лития 6,94.
- 2–9. Рассчитайте доли изотопов галлия, если известно, что этот элемент распространен в природе в виде двух изотопов с массовыми числами 69 и 71. Относительную атомную массу галлия примите равной 69,72.
- 2–10. Сколько различных видов молекул воды можно получить из изотопов водорода ^1H , ^2H , ^3H и изотопа кислорода ^{16}O ? Запишите формулы с различными комбинациями изотопов.

2–11. Сколько различных молекул оксида азота (II) и оксида азота (IV) можно получить из изотопов азота ^{14}N и ^{15}N и изотопов кислорода ^{16}O и ^{18}O ? Запишите формулы с различными комбинациями изотопов.

2–12. Заполните пропуски в таблице.

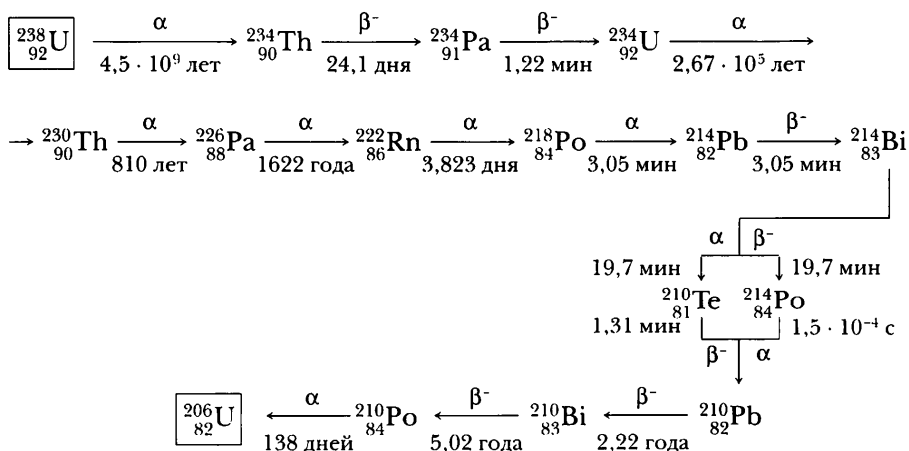
Частицы	Открытие	Заряд		Масса	
		в Кл	в единицах	в кг	в а. е. м.
Протон p^+		$1,602 \cdot 10^{-19}$		$1,673 \cdot 10^{-27}$	1,007276
Нейтрон n^0	Дж. Чедвик, 1932 г.				1,008665
Электрон e			-1		0,000549

2–13. Радий-226 самопроизвольно превращается в радон-222 в результате испускания α -частицы (период полураспада 1600 лет). Составьте схему данного превращения.

2–14. В результате бомбардировки ядер бора-10 образуется литий-7. Составьте схему этой ядерной реакции и укажите еще один продукт этого превращения.

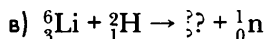
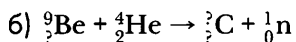
2–15. Элемент с порядковым номером 105 назван в честь подмосковного города Дубна, где находится Объединенный институт ядерных исследований. Атомы этого элемента получены в результате ядерной реакции калифорния-249 и азота-15. В результате реакции образуется дубний-261 и некоторое количество нейтронов. Составьте схему этого превращения, определите число нейтронов, выделяющихся в результате этой реакции.

2–16. Рассмотрите схему превращения урана-238.



Составьте схемы превращений: а) урана-234 в торий-230; б) полония-218 в свинец-214; в) полония-210 в свинец-206; г) свинца-214 в висмут-214; д) висмута-210 в полоний-210.

2–17. Определите, какие нуклиды образуются в результате ядерных реакций, схемы которых:



Дополните схемы этих превращений, заменив знаки вопросов символами элементов и числами.

2–18. Элемент мейтнерий Mt назван в честь австрийского физика и химика Лизе Мейтнер, получен действием разогнанных до высоких энергий ионов железа на мишень из висмута. Составьте схему данного превращения, учитывая, что в реакции участвуют нуклиды железо-58 и висмут-209, а в реакции кроме атомов мейтнерия образуются нейтроны.

2–19. Элемент эйнштейний Es впервые был выделен из продуктов термоядерного взрыва в 1952 г. учеными из Калифорнийского университета в Беркли, Аргонской и Лос-Аламосской национальных научных лабораторий США. Нуклид ${}^{253}\text{Es}$ образовался в результате мгновенного захвата нейтронов ураном-238 (с образованием урана-253) с последующими β -распадами. Составьте схему данных превращений.

2–20. Элемент менделевий Md был получен облучением эйнштейния-253 α -частицами (А. Гиорсо, Г. Сиборг, 1955 г.). При этом было выделено всего 17 атомов нового элемента, названного в честь Д.И. Менделеева. Составьте схему, соответствующую такой ядерной реакции.

2.2. Электронная конфигурация атомов

В ходе химических реакций ядра атомов не изменяются, химические свойства элементов полностью определяются строением электронной оболочки атома.

Атомная орбиталь (АО) — область пространства вокруг ядра атома, в которой вероятность пребывания электрона достаточно высока (90 %).

Состояние электрона в атоме характеризуется набором четырех *квантовых чисел*.

1. Главное квантовое число, n . В рамках модели Резерфорда — Бора главное квантовое число соответствует номеру орбиты, на которой находится электрон ($n = 1$ — ближайшая орбита к ядру, $n = 2$ — следующая и т. д.). В соот-

ветствии с современными представлениями главное квантовое число определяет размеры АО: чем меньше значение n , тем больше область наиболее вероятного пребывания электрона около ядра атома. Так как энергия электрона меняется дискретно, квантами, термин «орбита» заменен термином «энергетический уровень».

Энергетический уровень — это совокупность энергетических состояний электрона в атоме, характеризующихся одним и тем же значением квантового числа n .

Максимальное число электронов на данном энергетическом уровне определяется по формуле $2n^2$. Максимальное число электронов на первом уровне — 2, на втором — 8, на третьем — 18 и т. д.

2. Орбитальное квантовое число l определяет форму атомной орбитали.

АО	s	p	d	f
l	0	1	2	3

Орбитальное квантовое число l принимает целочисленные значения от 0 до $(n - 1)$.

Главному квантовому числу n соответствует n значений орбитальных квантовых чисел.

Совокупность орбиталей одинаковой формы (с одинаковым l) на данном энергетическом уровне образует *энергетический подуровень*.

Энергетический подуровень — совокупность энергетических состояний электрона в атоме, характеризующихся одним и тем же значением орбитального квантового числа l .

Исходя из вышесказанного, на первом энергетическом уровне ($n = 1$) существует только s -подуровень; на втором ($n = 2$) существуют s - и p -подуровни; на третьем ($n = 3$) — s -, p - и d -подуровни и т. д.

3. Магнитное квантовое число, m_l . Магнитное квантовое число m_l связано с ориентацией АО в пространстве.

Значение m_l меняется от $-l$ до l . Число значений магнитного квантового числа зависит от орбитального квантового числа и равно $(2l + 1)$.

4. Спиновое квантовое число, m_s . Электрон имеет собственные магнитный и механический моменты, которые объединили общим названием «спин». В связи с этим введено четвертое квантовое число — магнитное спиновое число m_s . Оно принимает значения $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$.

На каждой АО может одновременно находиться не больше двух электронов. Если на одной АО находятся два электрона, то они отличаются спиновыми квантовыми числами.

• **Принцип Паули:** в атоме не может быть двух электронов с одинаковым значением всех четырех квантовых чисел, то есть в атоме нет даже двух электронов, которые находились бы в одинаковом квантовом состоянии.

Электронная конфигурация атома – распределение электронов по атомным орбиталям.

При схематическом изображении электронных конфигураций атомов одна атомная орбиталь обозначается квадратом, а электрон – стрелкой $\uparrow$. Пара противоположно направленных стрелок соответствует двум электронам с противоположными спинами на одной атомной орбитали:



квантовая ячейка – АО



электрон



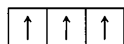
пара электронов с противоположными спинами

Правила заполнения электронами электронных оболочек атомов

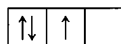
• **Правило Хунда.** Устойчивому состоянию атома соответствует максимально возможное число неспаренных электронов на каждом из подуровней.

Пример заполнения p -подуровня.

Соответствует правилу Хунда



Не соответствует правилу Хунда



• **Правило Клечковского.** Атомные орбитали заполняются электронами в порядке возрастания суммы главного и орбитального квантовых чисел ($n + l$). При одинаковых значениях суммы ($n + l$) сначала заполняются орбитали с наименьшим значением n .

Это правило можно проиллюстрировать следующей таблицей.

Атомные орбитали	Квантовые числа										
	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d	5p
n	1	2	2	3	3	4	3	4	5	4	5
l	0	0	1	0	1	0	2	1	0	2	1
$n + l$	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6	6

• **Принцип наименьшей энергии.** При заполнении электронами электронных оболочек каждый электрон располагается так, чтобы значение его энергии было минимальным.

В зависимости от того, какой энергетический подуровень заполняется электронами последним, элементы подразделяют на четыре типа:

• **s -элементы** – элементы, у атомов которых последним заполняется s -подуровень внешнего энергетического уровня;

• **p -элементы** – элементы, у атомов которых последним заполняется p -подуровень внешнего энергетического уровня;

- ***d*-элементы** — элементы, у атомов которых последним заполняется *d*-подуровень предвнешнего энергетического уровня;

- ***f*-элементы** — элементы, у атомов которых последним заполняется *f*-подуровень третьего снаружи энергетического уровня.

Ионы — заряженные частицы, образующиеся при потере или приобретении электронов атомами или группами химически связанных атомов. **Катионы** — положительно заряженные ионы, **анионы** — отрицательно заряженные ионы.

Энергия ионизации — энергия, которую необходимо затратить для удаления из атома наиболее слабо связанного с ядром электрона. Измеряется в кДж/моль или в электронвольтах.

Сродство к электрону — энергия, которая выделяется при присоединении электрона к атому в результате процесса $X + e = X^-$. Наибольшие значения сродства к электрону у галогенов, наименьшие значения (иногда отрицательные) — у металлов.

Валентные электроны — электроны, которые принимают участие в образовании химических связей данного атома с другими атомами.

Для *s*- и *p*-элементов валентными являются электроны внешнего энергетического уровня, для *d*-элементов валентными являются электроны внешнего энергетического уровня и электроны *d*-предвнешнего энергетического уровня.

Для *f*-элементов валентными являются электроны внешнего энергетического уровня, электроны *d*-предвнешнего энергетического уровня и электроны *f*-подуровня третьего снаружи энергетического уровня.

Пример 1. Опишите электронную конфигурацию атома мышьяка.

Решение:

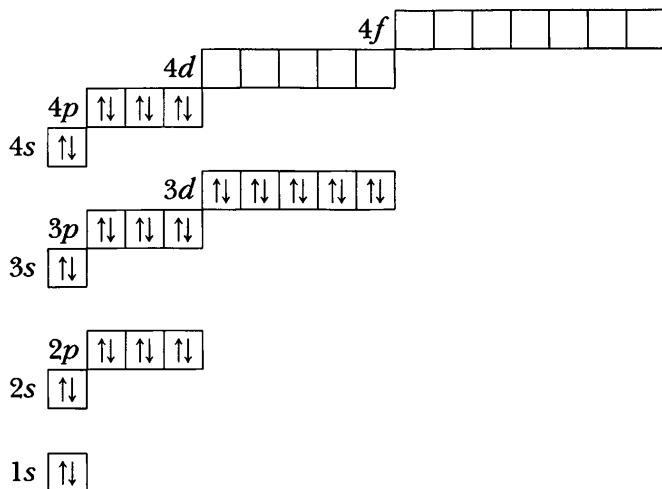
1. Определяем положение мышьяка в периодической системе химических элементов.

Мышьяк As — элемент № 33 4-го периода VA-группы.

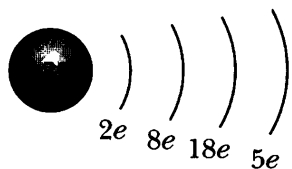
2. Изображаем схему «квантовые ячейки». Так как мышьяк находится в 4-м периоде, электронами заполнено четыре энергетических уровня.

Поскольку атом электронейтрален, заряду ядра (порядковому номеру) соответствует число электронов в электронной оболочке.

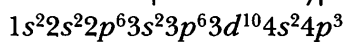
В атоме мышьяка 33 электрона, на схеме мы должны изобразить 33 стрелки в квантовых ячейках, размещая их в соответствии с правилами заполнения электронными оболочками атомов.



3. Изображаем сокращенную схему, на которой указываем заряд ядра и распределение электронов по энергетическим уровням.



4. Записываем электронную конфигурацию (распределение электронов по уровням и подуровням) в обобщенной форме. Подчеркнем сведения о числе электронов на внешнем энергетическом уровне.



5. Для s - и p -элементов изобразим электронную формулу (формулу Льюиса) — распределение валентных электронов по орбиталям при помощи каких-либо значков (точек, звездочек и т. п.) вокруг символа элемента: $\cdot \ddot{\text{As}} \cdot$

6. Указываем s - p - d - или f -элемент: As — p -элемент.

Пример 2. Распределение валентных электронов в электронной оболочке атома некоторого элемента: $2s^2 2p^2$. Определите, какой это элемент.

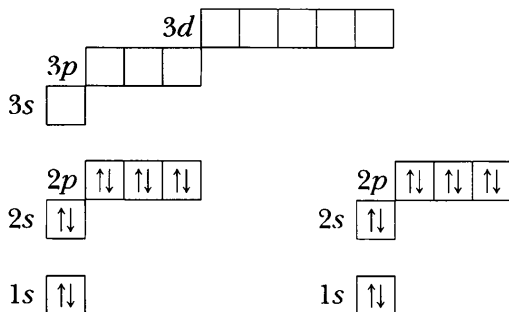
Решение:

Один из способов решения следующий: надо восстановить ход заполнения электронами электронных оболочек. Мы получим: $1s^2 2s^2 2p^2$. Всего в атоме $2 + 2 + 2 = 6$ электронов. Следовательно, заряд ядра $+6$, что соответствует элементу с порядковым номером 6. Таким образом, получается, что искомым элемент — углерод C.

Пример 3. Определите электронную конфигурацию ионов Mg^{2+} и F^- . Электронной конфигурации атома какого элемента они идентичны?

Решение:

Составим схему «квантовых ячеек» для магния и для фтора соответственно. Затем в первом случае надо убрать две стрелки, что соответствует удалению двух электронов с внешнего энергетического уровня, а во втором случае — добавить одну стрелку, что соответствует присоединению еще одного электрона. Получаются следующие схемы:



Оба иона имеют идентичную электронную конфигурацию, такую же, как и у атома неона ($1s^2 2s^2 2p^6$).

Пример 4. Составьте схему распределения валентных электронов в атомах: а) ванадия; б) мышьяка.

Решение (способ 1):

Мышьяк As — элемент 4-го периода VA-группы. В его атоме внешним энергетическим уровнем является четвертый уровень. В атомах элементов главной подгруппы (A-группы) все валентные электроны находятся на внешнем энергетическом уровне, а их число совпадает с номером группы. Следовательно, в атоме мышьяка пять валентных электронов. На каждом энергетическом уровне только одна s -орбиталь, на ней может находиться не более двух электронов. Остальные три электрона находятся на p -орбиталях. Распределение валентных электронов в атоме мышьяка: $4s^2 4p^3$.

Ванадий V — элемент 4-го периода VB-группы. Внешним уровнем в его атоме также является четвертый уровень. В атоме ванадия пять валентных электронов (для элементов побочных подгрупп III–VII групп номер группы тоже соответствует числу валентных электронов в атоме). Однако элемент побочной подгруппы является d -элементом. В соответствии с принципом наименьшей энергии сначала заполняется не d -подуровень, а s -подуровень следующего уровня, и только затем начинается заполнение d -подуровня. Следовательно, два валентных электрона атома ванадия будут располагаться на $4s$ -подуровне, а остальные три — на d -предвнешнем подуровне, т. е. на $3d$.

Итак, распределение валентных электронов в атоме ванадия таково: $3d^3 4s^2$.

Для большей наглядности советуем изображать схему «квантовые ячейки» для валентного слоя.

Решение (способ 2):

Проследите по периодической системе ход заполнения энергетических уровней у атомов элементов трех периодов. Четвертый период начинается с калия, у которого один валентный электрон ($4s^1$). Добавление следующего электрона даст электронную оболочку магния ($4s^2$). Затем электроны заполняют d -предвнешний подуровень: Sc($3d^14s^2$), Ti($3d^24s^2$), V($3d^34s^2$) и т. д. Заканчивается заполнение d -подуровня у цинка, а затем идет заполнение p -подуровня внешнего электронного слоя: Ga ($4s^24p^1$), Ge ($4s^24p^2$), As ($4s^24p^3$) и т. д.

Аналогично выполняется обратное задание — поиск элемента по схеме распределения валентных электронов.

Вопросы и задания

- 2–21. Укажите, какие значения могут принимать квантовые числа электронов, которые располагаются на $3s$ -подуровне.
- 2–22. Укажите, какие значения могут принимать квантовые числа электронов, которые располагаются на $2p$ -подуровне.
- 2–23. Определите по правилу Клечковского последовательность заполнения энергетических подуровней, характеризующихся суммой $(n + l)$, равной:
а) 5; б) 6.
- 2–24. Изобразите электронные конфигурации атомов, укажите тип (s -, p -, d -) элементов:
- | | | | | | |
|----------|----------|----------|-------|----------|---------|
| а) | б) | в) | г) | д) | е) |
| хлор | кремний | алюминий | сера | кальций | железо |
| бром | титан | скандий | селен | цинк | кобальт |
| марганец | германий | иттрий | хром | стронций | никель |
- 2–25. Установите распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням и укажите тип (s -, p -, d -, f -) элементов: а) бериллий, азот, неон; б) натрий, алюминий, хлор.
- 2–26. По данным о распределении валентных электронов найдите элемент, укажите его тип: а) $2s^1$; б) $2s^22p^4$; в) $3s^23p^6$; г) $4s^2$; д) $4s^24p^2$; е) $3d^14s^2$; ж) $3d^74s^2$; з) $5s^25p^5$.
- 2–27. Вопреки ожиданиям в атомах некоторых элементов на внешнем энергетическом уровне находится не s^2 , а s^1 электрон (Cr, Cu, Nb, Mo, Ru, Rh, Ag, Pt, Au). Здесь имеет место так называемый «провал» или «проскок» электрона. Изобразите схемы строения атомов: а) меди и молибдена; б) хрома и серебра. Попробуйте объяснить, в чем заключается сущность «провала» электрона.
- 2–28. Могут ли свободные невозбужденные атомы иметь следующие электронные конфигурации: а) s^2p^5 ; б) s^1p^1 ; в) s^2p^8 ; г) s^1 ? Дайте обоснованный ответ.

- 2–29.** Изобразите на схеме электронные конфигурации следующих ионов: а) Al^{3+} ; б) S^{2-} ; в) K^+ ; г) Br^- . Среди перечисленных ионов найдите ионы с идентичной электронной конфигурацией. Электронным конфигурациям атомов каких элементов соответствуют конфигурации всех этих ионов?
- 2–30.** Какова электронная конфигурация следующих частиц: а) атом криптона Kr ; б) ион алюминия Al^{3+} ; в) ион стронция Sr^{2+} ; г) бромид-ион Br^- ; д) селенид-ион Se^{2-} ; е) ион иттрия Y^{3+} ?
- 2–31.** Приведите примеры ионов, у которых электронная конфигурация такая же, как: а) у атомов ксенона Xe ; б) у ионов брома Br^- ; в) у ионов натрия Na^+ .
- 2–32.** Перечислите все возможные частицы с конфигурацией внешнего энергетического уровня $3s^23p^6$.
- 2–33.** Укажите электронную конфигурацию в атомах элементов с порядковыми номерами:
а) 32, 39, 52; в) 35, 37, 49; д) 24, 47, 57;
б) 22, 36, 53; г) 26, 51, 56; е) 58, 72, 81.
- 2–34.** По электронным конфигурациям атомов найдите элементы:
а) $3s^23p^3$; в) $5s^25p^4$; д) $4d^55s^1$; ж) $4d^76s^2$;
б) $3d^74s^2$; г) $4d^35s^2$; е) $5s^25p^2$; з) $5d^67s^2$.
- 2–35.** Определите электронную конфигурацию ионов: Ba^{2+} , Te^{2-} , Fe^{2+} , Zn^{2+} .
- 2–36.** Определите электронную конфигурацию ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} . Какой из ионов более стабилен с точки зрения электронного строения?
- 2–37.** Электронная конфигурация атомов неона такая же, как и электронная конфигурация ионов нескольких элементов. Приведите примеры таких ионов.
- 2–38.** Электронная конфигурация атомов криптона такая же, как и электронная конфигурация ионов некоторых других элементов. Приведите примеры таких ионов.
- 2–39.** Значения энергии ионизации (кДж/моль) атомов благородных газов следующие: $\text{He} - 2372,3$; $\text{Ne} - 2080,6$; $\text{Ar} - 1520,4$; $\text{Kr} - 1350,7$; $\text{Xe} - 1170,4$; $\text{Rn} - 1037$. Объясните, почему так изменяется энергия ионизации в данной группе.

2.3. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева в свете теории строения атомов

Периодический закон: свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от зарядов ядер атомов элементов.

Периодическая система химических элементов — это упорядоченное множество химических элементов. Их положение в этом множестве зависит от зарядов ядер атомов.

Период — это последовательность элементов, расположенных по возрастанию заряда ядра их атомов, начинающаяся щелочным металлом (1-й период — водородом) и заканчивающаяся элементом с завершенной конфигурацией p -подуровня (ns^2np^6) — благородным газом. В одном периоде объединены элементы с одинаковым числом завершенных и заполняемых энергетических уровней.

Группа — это совокупность элементов, в атомах которых содержится одинаковое число валентных электронов, но различное число заполненных электронных слоев. Каждая группа подразделяется на подгруппы — главную и побочную. Главную подгруппу образуют s - и p -элементы, побочные подгруппы образованы d -элементами. Лантаноиды и актиноиды, которые являются f -элементами, рассматривают отдельно.

Электронные аналоги — атомы, в которых одинаковое число валентных электронов и сходное распределение их по подуровням. Когда распределение валентных электронов по подуровням идентично, атомы являются полными электронными аналогами. Например, Cl ($3s^23p^5$), Br ($4s^24p^5$) и Mn ($3d^54s^2$) являются электронными аналогами (семь валентных электронов). Причем Cl и Mn или Br и Mn не являются полными аналогами, так как распределение валентных электронов в оболочках их атомов по орбиталям различно.

Электроотрицательность (ЭО) — относительная характеристика способности атома, находящегося в соединении, притягивать электрон. Максимальную электроотрицательность, которая принята равной 3,98, имеет фтор.

Пример. Сравните радиус атома, энергию ионизации и электроотрицательность следующих элементов на основании их положения в периодической системе: а) магния и хлора; б) хлора и иода.

Решение:

Для элементов одного периода радиусы атомов уменьшаются от щелочных металлов к инертным газам, так как увеличивается заряд ядра. В группах радиусы атомов увеличиваются сверху вниз, так как возрастают размеры атомных орбиталей. Магний и хлор — элементы одного периода (3-го), поэтому радиус атома магния больше радиуса атома хлора. Хлор и иод — элементы одной подгруппы, следовательно, радиус атома иода больше, чем радиус атома хлора.

Чем больше радиус, тем слабее удерживаются внешние электроны, тем легче атом их отдает, то есть тем меньше энергия ионизации. Энергия ионизации у атомов элементов одного периода возрастает от щелочных металлов к инертным газам, так как увеличиваются заряды ядер атомов.

В группах она уменьшается сверху вниз, так как внешние электроны удаляются от ядра. В данном случае энергия ионизации магния будет меньше энергии ионизации хлора, а энергия ионизации хлора больше, чем иода.

Тенденция изменения электроотрицательности такая же, как и энергии ионизации. Следовательно, электроотрицательность магния меньше электроотрицательности хлора, а электроотрицательность хлора больше, чем электроотрицательность иода.

Вопросы и задания

- 2–40.** Из данного перечня элементов выберите электронные аналоги: кремний, фосфор, олово, титан, бериллий. Какие из них не являются полными аналогами? Ответ обоснуйте.
- 2–41.** Из данного перечня элементов выберите электронные аналоги: скандий, алюминий, магний, иттрий, стронций. Какие из них не являются полными аналогами? Ответ обоснуйте.
- 2–42.** В периодической системе химических элементов найдите электронные аналоги: а) серы; б) ванадия; в) селена.
- 2–43.** Объясните тенденцию изменения радиусов атомов, энергии ионизации и электроотрицательности у атомов элементов: а) одного периода; б) одной подгруппы.
- 2–44.** Расположите названия элементов в порядке: а) увеличения радиусов атомов; б) увеличения значений энергии ионизации; в) увеличения значений электроотрицательности:
а) сера, теллур, селен, полоний, кислород;
б) магний, фосфор, сера, хлор, алюминий;
в) магний, кальций, цезий, бериллий, барий;
г) фтор, хлор, астат, иод, бром;
д) калий, мышьяк, кальций, бром, германий.
- 2–45.** Объясните, как изменяются кислотно-основные свойства высших гидроксидов в ряду элементов:
а) $\text{Na} - \text{Mg} - \text{Al} - \text{Si}$;
б) $\text{C} - \text{Si} - \text{Pb}$;
в) $\text{Sc} - \text{Y} - \text{La}$.
- 2–46.** Электронная конфигурация валентного слоя атома элемента $4s^2 4p^4$. Назовите этот элемент, составьте формулы его высшего оксида и водородного соединения. Дайте им названия.

- 2–47.** В периодической системе прослеживается вертикальное, горизонтальное и диагональное сходство элементов. Определите тип сходства в ряду элементов:
- а) S, Se, Te;
 - б) Na, K, Rb, Cs;
 - в) B, Si;
 - г) Be, Al;
 - д) Fe, Co, Ni.
- Приведите факты, указывающие на сходство этих элементов в тех или иных ситуациях.
- 2–48.** Элемент X образует высший оксид состава XO_3 . Водородное соединение этого элемента — газ состава H_2X . Отношение молярных масс высшего оксида и водородного соединения составляет 2,35. Укажите этот элемент. Напишите уравнения реакций:
- а) высшего оксида элемента с гидроксидом натрия;
 - б) водородного соединения элемента с гидроксидом натрия.
- 2–49.** Элемент X образует высший оксид состава X_2O_5 . Водородное соединение этого элемента — газ состава XH_3 . Отношение молярных масс высшего оксида и водородного соединения составляет 4,18. Укажите этот элемент. Напишите уравнения реакций:
- а) высшего оксида элемента;
 - б) водородного соединения элемента с гидроксидом калия.
- 2–50.** Элемент X образует простое вещество розового цвета с металлическим блеском, обладающее высокой электропроводностью. Один из оксидов этого элемента — порошок черного цвета. О каком элементе идет речь? Как относится упомянутое простое вещество: а) к воде; б) к соляной кислоте; в) к азотной кислоте; г) к раствору гидроксида натрия? Запишите уравнения осуществимых реакций.
- 2–51.** Элемент X образует простое вещество — серые кристаллы с металлическим блеском, которые при нагревании легко переходят в пары фиолетового цвета. Водородное соединение этого элемента — газ, хорошо растворимый в воде, причем его раствор является сильной кислотой. Укажите элемент X и напишите уравнение реакций раствора его водородного соединения:
- а) с концентрированной серной кислотой;
 - б) с гидроксидом калия;
 - в) с карбонатом натрия.

2.4. Химическая связь

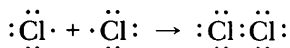
Химическая связь — совокупность сил, обуславливающих взаимодействие атомов или ионов друг с другом в химическом соединении.

Ковалентная связь — это связь между атомами, возникающая за счет образования общих связывающих электронных пар.

Механизмы образования ковалентной связи

Различают следующие механизмы:

а) обменный — общая связывающая электронная пара образуется неспаренными электронами исходных атомов. Например, при образовании молекулы хлора:



Общая электронная пара в графических формулах изображается валентным штрихом. Например: H—H, Cl—Cl.

Таким образом, хлору соответствуют: Cl₂ — молекулярная формула;

: $\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{Cl}}$: — электронная формула; Cl—Cl — графическая формула;

б) донорно-акцепторный — общая связывающая электронная пара представляется одним из атомов (донором электронной пары), другой атом предоставляет вакантную атомную орбиталь.

Механизмы разрыва ковалентной связи

Известны два механизма:

а) гомолитический — симметричный разрыв связи, приводит к образованию свободных радикалов;

Свободные радикалы — это частицы (атомы или молекулы), имеющие неспаренные электроны;

б) гетеролитический — несимметричный разрыв связи, приводит к образованию ионов.

Классификация ковалентной связи

По кратности (по числу связывающих электронных пар):

а) одинарная (атомы связаны одной общей электронной парой). Например: H—H, Cl—Cl, H—Cl и т. д. В молекулах H₂O, CH₄, C₂H₆ все связи — одинарные ковалентные;

б) двойная (атомы связаны двумя общими электронными парами). В молекуле этилена H₂C=CH₂ между углеродными атомами — двойная связь;

в) тройная (атомы связаны тремя общими электронными связями). Например: N $\equiv$ N, HC $\equiv$ CH (в молекуле ацетилена между углеродными атомами).

По способу перекрывания атомных орбиталей:

а) σ -связь — ковалентная связь, при образовании которой область перекрывания атомных орбиталей находится на линии, соединяющей центры взаимодействующих атомов. Между каждой парой атомов может быть только одна σ -связь.

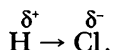
Одинарная связь — всегда σ -связь;

б) **π-связь** — ковалентная связь, при образовании которой области перекрывания атомных орбиталей располагаются на линии, перпендикулярной линии, соединяющей центры взаимодействующих атомов (линии σ-связи). π-Связь может только дополнять σ-связь в двойной (1 σ-связь и 1 π-связь) или тройной связи (1 σ-связь и 2 π-связи). В случае тройной связи две π-связи располагаются на взаимно перпендикулярных линиях.

По степени полярности:

а) **ковалентная неполярная связь** — связь между одинаковыми атомами, которые не отличаются электроотрицательностью; электронная пара находится симметрично относительно атомов, между которыми реализуется связь. Например: Cl—Cl, H—H, N≡N;

б) **ковалентная полярная связь** — связь между атомами, которые отличаются электроотрицательностью. В этом случае общая электронная пара смещается к более электроотрицательному атому, на котором возникает избыточный частичный отрицательный заряд (δ^-). На атоме с меньшей электроотрицательностью возникает частичный положительный заряд (δ^+). Например:



Характеристики ковалентной связи

1. **Длина связи** — межъядерное расстояние взаимодействующих атомов. Например, длина углерод-углеродной связи:

Связь	Длина, нм
C—C в молекуле этана	0,154
C=C в молекуле этилена	0,134
C≡C в молекуле ацетилена	0,120
C—C в молекуле бензола	0,140

2. **Энергия связи** — энергия, выделяющаяся при образовании связи. Также это энергия, которую потребуется затратить, чтобы разорвать связь между взаимодействующими атомами. Обычно энергия связи выражается в кДж/моль.

3. **Валентный угол** — угол между ядрами атомов, образующих связи. Так, например, валентный угол НОН в молекуле воды равен 104,5°, валентный угол в молекуле NH₃ равен 107,5°, валентный угол НСН в молекуле метана равен 109,5° и т. д.

4. **Полярность связи.** Степень полярности связи можно оценить по разности значений ЭО элементов, образующих соединение; по величине частичных положительных и отрицательных зарядов δ^+ и δ^- , возникающих на атомах в полярных молекулах; по величине дипольного момента.

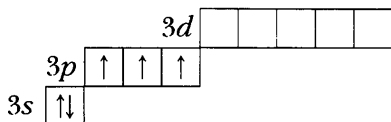
Валентность — свойство атома данного элемента присоединять или замещать определенное число атомов другого элемента.

Валентность определяется:

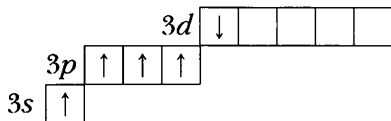
- числом неспаренных электронов;
- числом неподеленных электронных пар;
- числом вакантных орбиталей на валентном слое атомов данного элемента.

Определим валентные возможности фосфора.

Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атома фосфора в стационарном состоянии — $3s^2 3p^3$. Электронная схема:



В основном состоянии в атоме фосфора три неспаренных электрона, фосфор может быть трехвалентным (PCl_3 , PH_3). За счет неподеленной электронной пары по донорно-акцепторному механизму может быть образована еще одна ковалентная связь (например, в ионе фосфония PH_4^+). При возбуждении атома происходит распаривание s -пары, один из электронов переходит на $3d$ -подуровень.



В этом случае в атоме фосфора пять неспаренных электронов, следовательно, фосфор может быть пятивалентным (PF_5 , P_2O_5).

Итак, валентные возможности фосфора: III, IV и V.

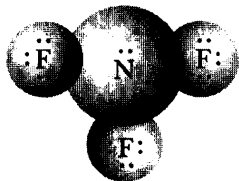
Пример составления электронной формулы. Составьте электронные формулы (формулы Льюиса) для следующих веществ: а) NF_3 ; б) N_2 ; в) CF_4 .

Решение:

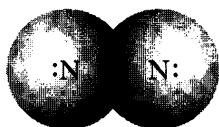
а) Составим электронные формулы элементов азота и фтора. Электронная конфигурация валентного слоя атома азота: $2s^2 2p^3$. Таким образом, на валентном слое атома азота находятся одна электронная пара и три неспаренных электрона: $\cdot\ddot{\text{N}}\cdot$.

Электронная конфигурация валентного слоя атома фтора: $2s^2 2p^5$. Таким образом, на валентном слое атома фтора находятся три электронные пары и один неспаренный электрон: $:\ddot{\text{F}}\cdot$.

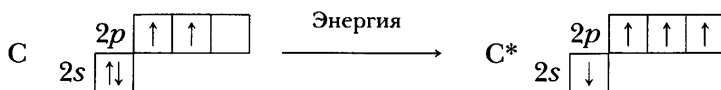
Центральным атомом в молекуле NF_3 является атом азота, вокруг которого располагаются три атома фтора. Ковалентные связи образуются за счет обобществления неспаренных электронов валентного слоя.



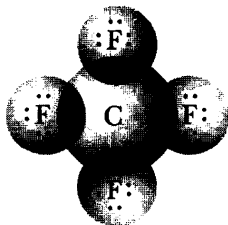
б) В молекуле N_2 связь образуется между двумя атомами азота. У каждого из них по три неспаренных электрона на валентном слое. Поэтому образуется три ковалентные связи:



в) В молекуле CF_4 центральным атомом является атом углерода. Однако на валентном слое атома углерода всего только два неспаренных электрона и электронная пара ($2s^2 2p^2$). Для того чтобы атом углерода мог образовать четыре связи, атом должен перейти в возбужденное состояние:



Таким образом, теперь в атоме углерода четыре неспаренных электрона на валентном слое, и он может образовать четыре ковалентные связи. Формула Льюиса для CF_4 выглядит следующим образом:



Пространственная конфигурация молекул

Гибридизация АО – это взаимодействие различных по форме, но близких по энергии АО, их смешивание и выравнивание по форме и энергии.

Гибридизация не является реальным физическим процессом. Это условный прием, позволяющий предсказать структуру молекулы при помощи комбинации АО.

Степень гибридизации и геометрическая форма молекул

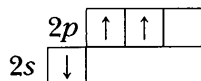
Число электронных пар атома А	Степень гибридизации центрального атома А	Расположение электронных пар	Валентный угол	Число связывающих электронных пар	Число неподеленных электронных пар	Геометрическая форма и состав молекулы	Примеры молекул
2	sp	Линейное	180°	2	0	Линейная AB_2	BeH_2 , $BeCl_2$
3	sp^2	Треугольное	120°	3	0	Плоский треугольник AB_3	BF_3
				2	1	Угловая AB_2E	$SnCl_2$
4	sp^3	Тетраэдрическое	$109,5^\circ$	4	0	Тетраэдр AB_4	CH_4 , CCl_4
				3	1	Тригональная пирамида AB_3E	NH_3 , NF_3
				2	2	Угловая AB_2E_2	H_2O , OF_2

А, В – атомы, образующие молекулу; Е – неподеленная электронная пара.

Пример определения геометрической конфигурации молекул. Определите геометрическую конфигурацию молекул: а) BF_3 ; б) $BeCl_2$; в) NH_3 .

Решение:

а) Молекула BF_3 . Центральный атом – В. Электронная конфигурация валентного слоя атома бора (в возбужденном состоянии) – $2s^1 2p^2$. Электронная схема:



Для образования трех σ -связей требуются три равноценные орбитали. Гибридизации подвергаются одна s - и две p -орбитали. Образуется три гибридные орбитали

(ГО), ориентированные вдоль осей, идущих к вершинам равностороннего треугольника (см. рис. 1). Молекула имеет плоскую треугольную конфигурацию. Валентный угол составляет 120° .

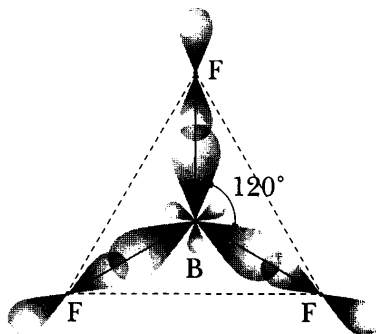
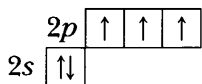


Рис. 1. Схема образования связей в молекуле трифторида бора BF_3

б) Молекула NH_3 . Центральный атом — N. Электронная конфигурация валентного слоя атома азота: $2s^2 2p^3$. Электронная схема:



Требуются три равноценные орбитали для образования трех σ -связей, и одна такая же орбиталь должна быть занята неподеленной электронной парой. Таким образом, требуется всего четыре ГО. Гибридизации подвергаются одна s - и три p -орбитали. Образуется четыре ГО, ориентированных вдоль осей, идущих к вершинам тетраэдра (см. рис. 2). Одна из ГО занята неподеленной электронной парой. Геометрическая форма молекулы определяется конфигурацией σ -связей. В молекуле аммиака три σ -связи, а не четыре. Поэтому геометрическая форма молекулы не тетраэдр (как в молекуле метана CH_4), а треугольная пирамида, в одной из вершин которой расположен атом азота. Валентный угол в молекуле не тетраэдрический ($109^\circ 28'$), а $107^\circ 5'$ вследствие отталкивания электронов σ -связей от неподеленной электронной пары.

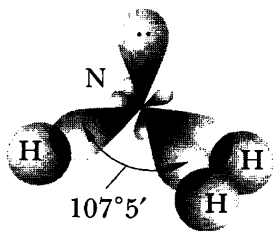


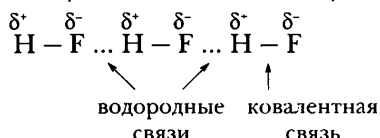
Рис. 2. Схема образования связей в молекуле аммиака NH_3

Ионная связь — связь, образующаяся между ионами противоположного знака в результате их электростатического взаимодействия.

Металлическая связь — химическая связь, возникающая в кристаллах металлов между атомами и ионами металлов в узлах кристаллической решетки и относительно свободными электронами — «электронным газом».

Водородная связь — нековалентное взаимодействие между значительно поляризованным атомом водорода и атомом с высокой электроотрицательностью (F, O, N) другой или той же молекулы.

Поляризованный атом водорода связан ковалентной связью с атомами F, O или N:



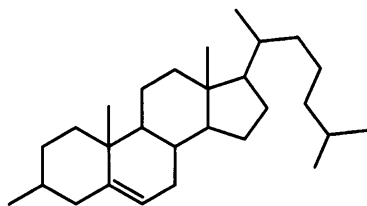
Вопросы и задания

- 2–52.** Выберите из списка формулы веществ, в молекулах которых имеется ковалентная неполярная связь: SO_2 , CH_4 , H_2 , CO_2 , N_2 , S_8 , SCl_2 , SiH_4 , KCl , CH_3COOH , H_2O_2 .
- 2–53.** Выберите из списка формулы веществ, в молекулах которых имеется ковалентная полярная связь: O_3 , P_2O_5 , P_4 , H_2SO_4 , CH_3OH , CsF , HF , HNO_3 , H_2 , Cl_2O_7 , N_2H_4 .
- 2–54.** Выберите из списка формулы веществ с ионной связью: HCl , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, HNO_3 , NaNO_3 , CH_3COONa , KOH , HClO_4 , Na_2O , Na_2O_2 , H_2O_2 .
- 2–55.** Выберите из списка формулы веществ с ионной связью: H_2O , CH_3OH , KNO_2 , NH_3 , CH_3COOK , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HClO , BaO , BaO_2 , OF_2 .
- 2–56.** Приведите по четыре примера веществ: а) с ковалентной полярной связью; б) с ковалентной неполярной связью; в) с ионной связью.
- 2–57.** Приведите примеры бинарных соединений с одинарной, двойной и тройной связью между атомами.
- 2–58.** Приведите примеры веществ, в молекулах которых делокализованные электронные пары и кратность связи имеет нецелочисленное значение.
- 2–59.** Выберите из списка формулы веществ, в молекулах которых содержатся: а) двойная связь; б) тройная связь: C_2H_2 , C_2H_6 , C_2H_4 , S_2 , NH_3 , CO_2 , H_2S , CH_4 , N_2 .
- 2–60.** В таблице даны значения энергии связи в молекулах фтора, кислорода и азота. Объясните, в чем причина существенного отличия в значениях энергии связи в данных молекулах.

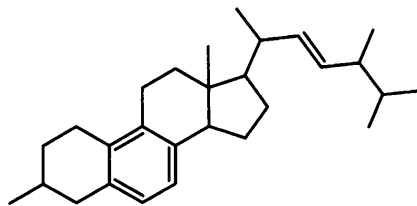
Молекулы	F_2	O_2	N_2
Энергия связи, кДж/моль	155	493	945

- 2–61.** Расположите формулы веществ в порядке возрастания длины связи в их молекулах: а) H_2 , Br_2 , Cl_2 , HBr , I_2 ; б) F_2 , HF , Cl_2 , O_2 .
- 2–62.** Выберите из списка формулы веществ с преимущественно ионным характером связи: H_2O , K_2O , HF , F_2O , KF , NaOH , H_2SO_4 , Na_2SO_4 .
- 2–63.** Как меняется полярность связи в ряду: $\text{HCl}-\text{H}_2\text{S}-\text{PH}_3$? Ответ обоснуйте.
- 2–64.** Как меняется полярность связи в ряду: $\text{HCl}-\text{HBr}-\text{HI}$? Ответ обоснуйте.
- 2–65.** Определите тип связи, укажите направление смещения по связи электронной плотности в следующих веществах:
а) оксид натрия, бромоводород, бромид калия, оксид брома (II), бром;
б) фторид лития, литий, фтор, фторид кислорода;
в) ортофосфорная кислота, ортофосфат калия, оксид фосфора (V), фосфор;
г) азотная кислота, нитрат натрия, аммиак, нитрат аммония.
- 2–66.** Расположите в ряд по возрастанию полярности связи следующие соединения: а) NaCl , NaI , NaBr , NaF ; б) K_2S , K_2O , KF , KCl .
- 2–67.** Могут ли в бинарном соединении быть две σ -связи: а) между двумя атомами; б) у одного из атомов?
- 2–68.** Сколько σ - и сколько π -связей в молекулах: азота N_2 , фосфора P_4 , этилена C_2H_4 , ацетилена C_2H_2 , бензола C_6H_6 ?
- 2–69.** Сколько σ - и сколько π -связей в молекулах: ортофосфорной кислоты, уксусной кислоты, щавелевой кислоты $\text{HOOC}-\text{COOH}$, бензойной кислоты $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, азотной кислоты?
- 2–70.** Определите число σ - и π -связей в каждой из молекул: а) SF_6 , SO_3 , SO_2F_2 , SO_2 , SOF_2 ; б) PCl_5 , P_2O_5 , POCl_3 , PSCl_3 , NOCl .
- 2–71.** Составьте электронные и графические формулы веществ: а) F_2 , HF , OF_2 ; б) Cl_2 , HCl , SCl_2 ; в) C_2H_6 , C_2ClF_5 , CH_3NO_2 , CH_3NH_2 . Укажите направление смещения электронной плотности и определите тип химической связи.
- 2–72.** Составьте электронные и графические формулы веществ: а) O_2 , Cl_2O , H_2O_2 ; б) P_2 , PH_3 , PCl_3 . Укажите направление смещения электронной плотности и назовите тип химической связи.
- 2–73.** Составьте электронные и графические формулы веществ: а) CH_4 ; б) BeCl_2 ; в) BF_3 ; г) NH_3 ; д) H_2O . Укажите направление смещения электронной плотности, определите тип химической связи и пространственную конфигурацию молекул этих соединений.
- 2–74.** Составьте электронные и графические формулы веществ: а) CCl_4 ; б) BeCl_2 ; в) BF_3 ; г) NCl_3 ; д) OF_2 . Укажите направление смещения электронной плотности, определите тип химической связи и пространственную конфигурацию молекул этих соединений.

- 2–75.** Опишите электронное строение молекул: а) пероксида водорода H_2O_2 ; б) гидразина N_2H_4 ; в) этана C_2H_6 ; г) диборана B_2H_6 . В чем особенности их строения? Сколько полярных и неполярных ковалентных связей в каждой из этих молекул?
- 2–76.** Определите тип связей в молекулах: CO , CO_2 , SO_2 , SO_3 . Полярны ли эти молекулы? Ответ обоснуйте.
- 2–77.** Объясните образование ковалентных связей по донорно-акцепторному механизму на примере: а) молекулы CO ; б) иона аммония.
- 2–78.** Каков механизм образования химических связей в ионах: H_3O^+ , NH_4^+ , BF_4^- . Предложите схемы образования таких ионов из молекул воды, аммиака и трифторида бора соответственно. Укажите валентность кислорода, азота и бора в этих ионах.
- 2–79.** Объясните механизм образования соединения $\text{BF}_3 \cdot \text{NH}_3$ из трифторида бора и аммиака. Проиллюстрируйте схемой образование связи по донорно-акцепторному механизму, укажите донор и акцептор электронных пар.
- 2–80.** Сравните электронное и пространственное строение: а) NH_3 и NH_4^+ ; б) BF_3 и BF_4^- .
- 2–81.** Укажите степень гибридизации центрального атома в молекулах или ионах: а) SiCl_4 , OF_2 , NF_3 ; б) CO_2 , SO_2 , SO_3 ; в) NH_4^+ , BF_4^- , H_3O^+ ; г) HCHO , COCl_2 . Какова пространственная конфигурация молекул перечисленных соединений?
- 2–82.** Приведите примеры веществ, в молекулах которых имеются одновременно и полярные, и неполярные ковалентные связи.
- 2–83.** Ниже приведены структурные формулы двух органических веществ. Определите степень гибридизации каждого из атомов углерода в их молекулах:



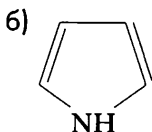
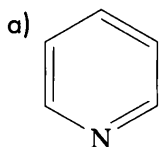
холестерин



витамин D₂

- 2–84.** Составьте графические формулы молекул: а) азотной кислоты; б) бензола. Определите кратность каждой из связей в молекулах этих веществ.
- 2–85.** Изобразите схемы образования σ - и π -связей в молекулах: а) этилена; б) ацетилена; в) бензола. Укажите степень гибридизации углеродных атомов в их молекулах.

- 2–86. Даны два бинарных соединения. Температура кипения первого 50°C , второго — 1500°C . В каком веществе связь ионная, а в каком ковалентная? Ответ обоснуйте.
- 2–87. Кремнефтористоводородная кислота $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ образуется при взаимодействии SiF_4 и HF . Возможно ли образование аналогичного соединения при взаимодействии CF_4 и HF ? Какова пространственная конфигурация иона SiF_6^{2-} ?
- 2–88. Из приведенного ниже списка выберите: а) свободные радикалы; б) электрофильные частицы; в) нуклеофильные частицы: H^+ , H^- , H_2O , H_3O^+ , OH^- , OH^+ , NH_3 , NH_4^+ , NH_2^- , NO_2^+ , NO_2^- , NO_2 , C_2H_5^+ , Br^- , CN^- .
- 2–89. Составьте графическую формулу азотной кислоты. Какова валентность азота в молекуле азотной кислоты? Объясните, почему валентность азота не может быть равна пяти.
- 2–90. Ниже приведены формулы пиридина (а) и пиррола (б). Рассмотрев строение молекул этих веществ, объясните, почему пиридин является основанием, а для пиррола не характерны основные свойства.



- 2–91. Температура кипения диметилового эфира 24°C , а этилового спирта $78,3^{\circ}\text{C}$. При обычных условиях диметилловый эфир — газ, а этанол — жидкость. Объясните, почему эти вещества, имея одинаковую молекулярную массу, существенно отличаются значениями температуры кипения.
- 2–92. Между молекулами каких веществ — вода, метанол, метаналь, муравьиная кислота, фтороводород, бромоводород, аммиак, триметиламин, диметиламин, азотная кислота — возможны водородные связи?
- 2–93. Изобразите схему, которая иллюстрирует образование водородных связей между молекулами: а) фтороводорода; б) воды; в) этанола; г) диметилamina.
- 2–94. Объясните закономерность в изменении температуры кипения в ряду веществ: метанол ($+64,96^{\circ}\text{C}$), метаналь ($-19,3^{\circ}\text{C}$), муравьиная кислота ($+100,7^{\circ}\text{C}$).
- 2–95. Температура плавления *о*-нитрофенола составляет 45°C , а *м*-нитрофенола 97°C . Почему у *м*-нитрофенола температура плавления значительно выше?
- 2–96. Как образуются водородные связи в кристалле льда? Объясните, почему лед легче жидкой воды.

2–97. Ниже приведена таблица, в которой указаны значения температур кипения нескольких веществ с близкими или одинаковыми по значению молярными массами.

Вещество	Молярная масса, г/моль	Температура кипения, °С
<i>n</i> -Пентан	70	36,07
Бутанол-1	74	117,25
Бутанол-2	74	99,5
2-Метилпропанол-1	74	108,4
2-Метилпропанол-2	74	82,2
Пропандиол-1,2	76	188
Пропандиол-1,3	76	214,2

Почему между *n*-пентаном и бутанолом-1 (и его изомерами) столь значительная разница в значениях температуры кипения? Почему температуры кипения пропандиола-1,2 и пропандиола-1,3 выше, чем бутанола-1 и его изомеров?

2.5. Степени окисления

Степень окисления (СО) — условный заряд атома элемента в соединении, вычисленный исходя из предположения, что все связи имеют ионный характер.

При определении степени окисления руководствуются следующими положениями:

- степень окисления атома элемента в простом веществе равна нулю (H_2^0 , N_2^0 , O_2^0 , O_3^0 , F_2^0 , Cl_2^0 , Br_2^0 , I_2^0 , Mg^0 , Al^0 и т. д.);
- степень окисления атома элемента в форме одноатомного иона в веществе, имеющем ионное строение, равна заряду данного иона;
- в ковалентном соединении электронные пары связи полностью относят к атомам более электроотрицательного элемента и степенями окисления считают образующиеся при этом заряды;
- алгебраическая сумма всех степеней окисления атомов элементов в нейтральной молекуле равна нулю, а в сложном ионе — заряду иона;
- максимальная положительная степень окисления атома элемента, как правило, равна номеру группы (за исключением фтора и кислорода, элементов IV-группы и большинства элементов VIII группы). Например, сера — элемент VI группы, в атоме серы — шесть валентных электронов ($3s^2 3p^4$), высшая степень окисления серы равна +6;
- минимальная отрицательная степень окисления атомов элементов-металлов вычисляется по формуле: $N - 8$, где N — номер группы.

Например, азот — элемент V группы, следовательно, его низшая (минимальная) степень окисления: $5 - 8 = -3$; низшая степень окисления азота равна -3 . Хлор — элемент VII группы, низшая (минимальная) степень окисления хлора: $7 - 8 = -1$.

Постоянные степени окисления в соединениях:

все щелочные металлы (Li, Na, K, Rb, Cs), почти всегда Ag (+1);

все элементы II группы, кроме ртути (+2);

алюминий Al (+3);

фтор F (-1);

кислород за исключением фторидов кислорода OF_2 и O_2F_2 , в которых его степень окисления положительна; пероксидов H_2O_2 и Na_2O_2 , в которых она равна -1 ; супероксидов KO_2 и т. п. (-2).

Водород в соединениях с неметаллами имеет степень окисления $+1$, в соединениях с металлами -1 .

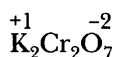
Вычисление степени окисления атомов элементов в соединениях

В бинарных соединениях отрицательную степень окисления имеют атомы элементов с большей электроотрицательностью (ЭО). Например, в соединении P_2S_5 наибольшее значение ЭО имеет сера (ЭО кислорода $-3,5$, серы $-2,5$; см. Приложение IV).

Пример 1. Рассмотрим способ вычисления степеней окисления в неорганических соединениях, состоящих из атомов трех элементов. Рассчитаем степени окисления атомов: а) в дихромате калия; б) в карбонат-ионе; в) в сульфате железа (III).

Решение:

а) Напишем формулу дихромата калия: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Надпишем известные степени окисления над символами тех элементов, у которых СО постоянны:



Поскольку молекула соединения электронейтральна, сумма всех степеней окисления равна нулю. Составим уравнение и решим его:

$$2 \cdot (+1) + 2x + 7 \cdot (-2) = 0$$

$$x = 6$$

Степень окисления хрома в дихромате калия $+6$.

б) Напишем формулу карбонат-иона: CO_3^{2-} . Сумма степеней окисления равна заряду иона, то есть -2 . Составим уравнение и решим его:

$$x + 3 \cdot (-2) = -2$$

$$x = 4$$

Степень окисления углерода в карбонат-ионе равна $+4$.

в) Напишем формулу сульфата железа (III): $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. Здесь у атомов двух элементов непостоянные степени окисления. Можно действовать двумя способами.

Первый способ. Сульфат железа образован катионами железа Fe^{3+} и сульфат-анионами SO_4^{2-} . Определим степень окисления серы в сульфат-анионе SO_4^{2-} :

$$x + 4 \cdot (-2) = -2$$

$$x = 6$$

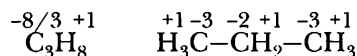
Теперь составим уравнение, обозначив через y степень окисления железа в сульфате железа (III) и решим его:

$$2y + 3 \cdot (+6) + 4 \cdot 3 \cdot (-2) = 0$$

Степень окисления железа +3, а серы +6.

Второй способ. Мы не знаем степень окисления серы, но суммарный заряд катионов Fe^{3+} и суммарный заряд анионов SO_4^{2-} равны. Тогда если y — степень окисления железа в форме одноатомного иона, то $3 \cdot (-2) = 2y$; отсюда $y = 3$. Для сульфата железа: $2 \cdot (+3) + 3x + 4 \cdot 3 \cdot (-2) = 0$. Получаем: $x = 6$.

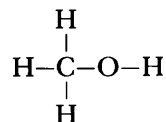
Пример 2. В органических соединениях можно или определить «среднюю» степень окисления для всех атомов углерода, или вычислить для каждого из атомов углерода в соединении отдельно. Например:



Определить степень окисления углерода в соединении можно по формуле:

$$\text{CO}(\text{C}) = m - l,$$

где m — число связей данного атома углерода с гетероатомами (атомами кислорода, галогенов, азота, серы); l — число связей атомов данного атома углерода с водородом. Например, в молекуле метанола атом углерода имеет одну связь с кислородом и три связи с водородом:



$m = 1$; $l = 3$, степень окисления углерода в метаноле равна $1 - 3 = -2$.

Вопросы и задания

- 2–98.** Может ли степень окисления какого-либо атома элемента быть равной:
а) +2; б) +5; в) +10?
- 2–99.** Может ли степень окисления атома какого-либо элемента быть равной:
а) –1; б) –3; в) –5?
- 2–100.** Определите степени окисления атомов каждого из элементов в веществах:
- | | | | |
|------------------------|-----------------------------|-----------------------------|-------------------------------|
| а) N_2 | б) NaNO_2 | в) KClO_3 | г) ZnSiO_3 |
| N_2O | $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ | Na_3PO_4 | Ag_2CO_3 |
| NO_2 | $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ | CrPO_4 | SrCrO_4 |
| N_2O_3 | BaMnO_4 | $\text{Ba}(\text{ClO})_2$ | $\text{Cu}_3(\text{AsO}_4)_2$ |
| NH_3 | $\text{Ba}(\text{MnO}_4)_2$ | $\text{Mg}(\text{ClO}_2)_2$ | NH_4Cl |

2–101. Определите степени окисления атомов каждого из элементов в веществах:

а) S	б) H_2SO_4	в) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	г) SO_2Cl_2
H_2S	K_2SO_4	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	SOCl_2
SO_2	K_2SO_3	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	CS_2
SO_3	$\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	CH_3SH
SCl_2	$\text{K}_2\text{S}_4\text{O}_6$	FeS_2	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$

2–102. Определите степени окисления атомов каждого из элементов в веществах:
 $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$; $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$; $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$; $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

2–103. Укажите степени окисления железа в соединениях: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

2–104. Определите возможные степени окисления атомов элементов: а) № 11, 20, 49; б) № 50, 51, 34, 17. Ответ обоснуйте.

2–105. Приведите примеры веществ, в молекулах которых степень окисления азота: а) –3; б) 0; в) +5; г) +2; д) +3.

2–106. Приведите примеры веществ, в молекулах которых степень окисления серы: а) 0; б) –2; в) +4; г) +6.

2–107. Приведите примеры веществ, в молекулах которых степень окисления хлора: а) +1; б) –1; в) +3; г) +5; д) +7.

2–108. Приведите примеры веществ, в которых степень окисления атомов выбранных вами элементов равна: а) 0; б) +3; в) +6; г) –2; д) –3.

2–109. Приведите примеры веществ, в которых степень окисления атомов выбранного вами одного элемента равна: а) 0; б) +4; в) +6.

2–110. Приведите примеры веществ, в которых степень окисления атомов одного выбранного вами элемента равна: а) 0; б) +5; в) –3.

2–111. Изменится ли степень окисления хлора в ряду веществ: NaCl , FeCl_3 , PCl_5 , Cl_2 ?

2–112. Изменится ли степень окисления серы в ряду веществ: H_2SO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, SO_2 , H_2S ?

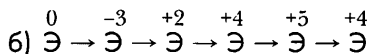
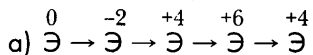
2–113. Всегда ли численные значения валентности и степени окисления совпадают? Ответ обоснуйте.

2–114. Укажите валентность и степени окисления атомов каждого из элементов в соединениях:

- а) H_2O , H_2O_2 , OF_2 , O_2F_2 , Cl_2O ;
- б) NH_3 , NH_4Cl , N_2H_4 , NH_2OH , HNO_3 ;
- в) Na_2S , FeS_2 , Na_2SO_4 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, SOCl_2 ;
- г) CO_2 , CO , CH_4 , C_2H_6 , C_3H_8 ;
- д) CH_3OH , HCOOH , HCOONa , HCHO , CH_3Cl .

Указание. Для того чтобы правильно ответить на этот вопрос, советуем составить графические формулы перечисленных веществ.

- 2–115.** Приведите пример цепочки превращений веществ, в которых степень окисления атомов выбранного вами элемента меняется в соответствии со схемой:



Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно было бы осуществить данные превращения.

Глава 3

Вещества и их системы

3.1. Растворы. Массовая доля растворенного вещества

Смеси — системы переменного состава, состоящие из нескольких компонентов, в которых индивидуальность этих компонентов сохраняется.

Фаза — часть системы, однородная по химическому составу и физическим свойствам во всех ее точках, отделенная от других фаз поверхностью раздела, при переходе через которую свойства фазы меняются скачком.

Классификация смесей веществ по степени дисперсности (*дисперсность* — характеристика размеров частиц данного вещества).



Механические смеси и коллоидные растворы являются многофазными гетерогенными системами, в которых одна или несколько фаз раздроблены и равномерно распределены в какой-либо другой фазе.

Вещество, присутствующее в растворе в большем количестве, обычно называют *растворителем*, а другие вещества — *растворенными веществами*. Если одно из веществ раствора является жидкостью, а другие — твердыми или газообразными веществами, то растворителем принято называть жидкость даже тогда, когда остальные вещества присутствуют в растворе в большем количестве. Растворителем также считают то вещество, агрегатное состояние которого не изменяется при образовании раствора.

Количественно состав растворов выражают концентрацией.

Массовая доля растворенного вещества, w (процентная концентрация), — отношение массы растворенного вещества к массе раствора.

$$w = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ля}} + m_{\text{в-ва}}}, \text{ где}$$

$m_{\text{в-ва}}$ — масса растворенного вещества,

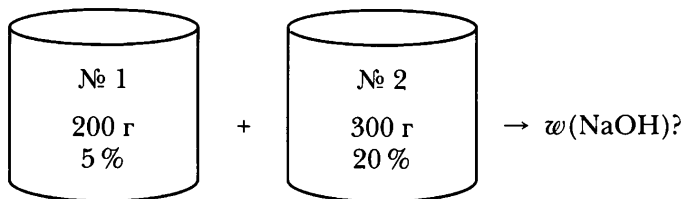
$m_{\text{р-ра}}$ — масса раствора,

$m_{\text{р-ля}}$ — масса растворителя.

Пример 1. Вычислите массовую долю гидроксида натрия NaOH в растворе, полученном при смешивании 200 г 5 %-го раствора и 300 г 20 %-го раствора этого вещества.

Решение:

Изобразим условие задачи с помощью схемы:



Введем обозначения: m_1 — масса раствора в первом стакане; m_2 — масса раствора во втором стакане; $m_1(\text{NaOH})$ — масса растворенного вещества (в данном случае NaOH) в первом стакане; $m_2(\text{NaOH})$ — масса растворенного вещества во втором стакане.

Массовые доли, выраженные в процентах, переведем в доли единицы. Для этого значение массовой доли в процентах разделим на 100 %. Таким образом, массовые доли вещества в 5 %-м и 20 %-м растворах составят 0,05 и 0,2 соответственно:

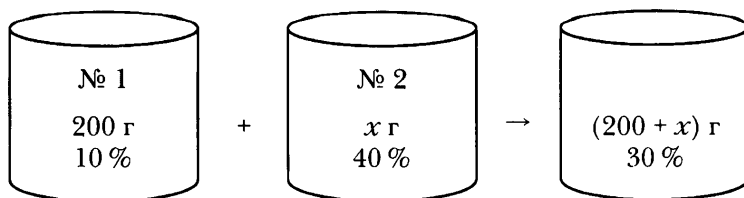
$$w(\text{NaOH}) = \frac{m_1(\text{NaOH}) + m_2(\text{NaOH})}{m_1 + m_2} = \frac{0,05 \cdot 200 + 0,2 \cdot 300}{200 + 300} = 0,14; 14\%$$

Ответ: $w(\text{NaOH}) = 14\%$.

Пример 2. Вычислите массу 40 %-го раствора серной кислоты, который надо добавить к 200 г 10 %-го раствора, чтобы получить 30 %-й раствор.

Решение:

Изобразим условие задачи в виде схемы:



Пусть $x \text{ г} = m_{\text{р-ра}}$ (№ 2). Массовые доли серной кислоты в растворах выразим в долях единицы. Таким образом, массовые доли серной кислоты в 10 %-м, 40 %-м и 30 %-м растворах составят 0,1; 0,4 и 0,3 соответственно. Масса растворенной серной кислоты в 10 %-м растворе равна $(0,1 \cdot 200) \text{ г}$, а в 40 %-м растворе составит $0,4x \text{ г}$.

Составим и решим уравнение:

$$0,3 = \frac{0,1 \cdot 200 + 0,4x}{200 + x}$$

$$20 + 0,4x = 0,3 \cdot (200 + x)$$

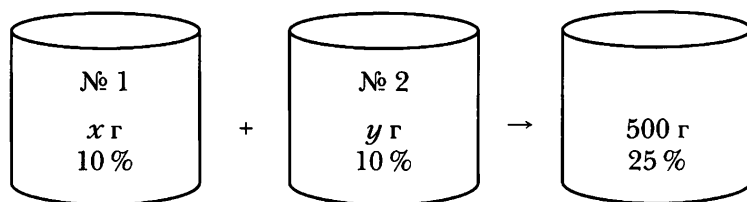
$$x = 400 \text{ г}$$

Ответ: m (40 %-й р-р) = 400 г.

Пример 3. Определите, какая масса 10 %-го и какая масса 50 %-го раствора азотной кислоты потребуются для приготовления 500 г 25 %-го раствора.

Решение:

Изобразим условие задачи в виде схемы:



Обозначим массу 10 %-го и 50 %-го раствора через x и y :

$$m_{\text{р-ра}} (\text{№ 1}) = x \text{ г}; \quad m_{\text{р-ра}} (\text{№ 2}) = y \text{ г}.$$

Масса раствора, образовавшегося в результате смешивания двух исходных растворов, составит $x + y = 500 \text{ г}$.

Массовые доли азотной кислоты в растворах выразим в долях единицы. Таким образом, массовые доли азотной кислоты в 10 %-м, в 50 %-м растворах составят 0,1; 0,5.

Масса растворенного вещества в первом растворе составляет $0,1x \text{ г}$, а во втором — $0,5y \text{ г}$.

Составим и решим систему уравнений:

$$\begin{cases} x + y = 500 \\ 0,25 = \frac{0,1x + 0,5y}{500} \end{cases}$$

$$x = 312,5 \text{ г}; \quad y = 187,5 \text{ г}$$

Ответ: $m_{\text{р-ра}} (10\%) = 312,5 \text{ г}; \quad m_{\text{р-ра}} (50\%) = 187,5 \text{ г}.$

Вопросы и задания

- 3–1. Приведите примеры веществ, хорошо растворимых в воде: а) газообразных; б) жидких; в) твердых.
- 3–2. Приведите примеры жидкостей, неограниченно смешивающихся друг с другом.
- 3–3. Приведите примеры жидкостей, практически не смешивающихся друг с другом.
- 3–4. Опишите, что произойдет, если к иодной воде добавить хлороформ и смесь взболтать. Объясните происходящие явления.
- 3–5. Приведите по три примера газов: а) хорошо растворимых в воде; б) плохо растворимых в воде.
- 3–6. Навеску нитрата натрия массой 15 г растворили в 185 г воды. Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.
- 3–7. Гидроксид калия массой 25 г растворили в 125 г воды. Какова массовая доля гидроксида калия в образовавшемся растворе?
- 3–8. Навеску сахарозы массой 12,5 г растворили в 112,5 г воды. Вычислите массовую долю сахара в полученном растворе.
- 3–9. В 350 г воды растворили 50 г нитрата калия. Вычислите массовую долю нитрата калия в образовавшемся растворе.
- 3–10. В результате выпаривания 200 г раствора поваренной соли получили 12,5 г сухого остатка. Вычислите массовую долю соли в исходном растворе.
- 3–11. В результате выпаривания 125 г раствора хлорида натрия образовалось 36 г сухого остатка. Вычислите массовую долю соли в исходном растворе.
- 3–12. Вычислите массу гидроксида натрия, который содержится в 500 г 12 %-го раствора NaOH.
- 3–13. В 100 г воды растворили 12 г гидроксида натрия и 13 г гидроксида калия. Вычислите массовую долю NaOH и KOH в образовавшемся растворе.
- 3–14. Для приготовления смеси кислот в 175 г воды растворили 10 г серной кислоты и 15 г азотной кислоты. Вычислите массовую долю серной и азотной кислоты в полученном растворе.
- 3–15. Какая масса нитрата натрия и какая масса воды потребуются для приготовления 200 г 5 %-го раствора NaNO_3 ?
- 3–16. Какая масса 100 %-й серной кислоты и какая масса воды потребуется для приготовления 50 г 40 %-го раствора?
- 3–17. В медицине используется физиологический раствор — 0,85 %-й раствор поваренной соли NaCl. Рассчитайте массу поваренной соли и массу воды, которая потребуется для получения 200 г такого раствора.

- 3–18.** Раствор уксусной кислоты CH_3COOH , массовая доля которой составляет 9 %, известен под названием «столовый уксус». Вычислите массу 100 %-й уксусной кислоты и массу воды, которые потребуются для приготовления 1 кг столового уксуса.
- 3–19.** Для приготовления моченых яблок используют раствор, массовая доля сахара в котором равна 3,84 %. Какая масса сахара потребуется для приготовления 2 кг такого раствора?
- 3–20.** Какую массу соли надо добавить к 95 г воды, чтобы получить 5 %-й раствор соли?
- 3–21.** Какую массу соли надо добавить к 80 г воды, чтобы получить 20 %-й раствор соли?
- 3–22.** Вычислите объем формальдегида (н. у.), который необходимо растворить в воде для получения 200 г формалина (40 %-го раствора формальдегида).
- 3–23.** Вычислите объем брома, который надо добавить к 100 мл тетрахлорметана для получения 2 %-го раствора брома в тетрахлорметане. Плотность брома и тетрахлорметана соответственно равны 3,1 и 1,6 г/см³.

Понижение концентрации растворенного вещества

- 3–24.** К 200 г 20 %-го раствора серной кислоты H_2SO_4 добавили 50 г воды. Вычислите массовую долю серной кислоты в образовавшемся растворе.
- 3–25.** К 50 г 10 %-го раствора соли добавили 25 г воды. Вычислите массовую долю соли в образовавшемся растворе.
- 3–26.** Раствор уксусной кислоты CH_3COOH , в котором ее массовая доля составляет 80 %, называется «уксусной эссенцией». Вычислите массовую долю уксусной кислоты в растворе, полученном при разбавлении 72 г уксусной эссенции водой массой 128 г.
- 3–27.** В стакане находится 200 мл воды. К этой воде добавили 20 г 63 %-го раствора азотной кислоты. Вычислите массовую долю азотной кислоты в растворе.
- 3–28.** Какую массу воды надо добавить к 500 г 10 %-го раствора соли, чтобы раствор стал 1 %-м?
- 3–29.** Какую массу воды надо добавить к 200 г 25 %-го раствора соли, чтобы раствор стал 10 %-м?
- 3–30.** В продажу поступает аммиачная вода с массовой долей аммиака NH_3 25 %. Какие массы аммиачной воды и дистиллированной воды потребуются для приготовления 50 г нашатырного спирта (10 %-го раствора аммиака)?
- 3–31.** Какая масса пергидроля (30 %-го раствора пероксида водорода H_2O_2) и воды потребуются для приготовления 100 г 3 %-го раствора пероксида водорода, используемого в медицине для обработки ран и ссадин?

- 3–32.** Вычислите объем толуола, который надо добавить к 20 г 5 %-го раствора иода в толуоле, чтобы раствор стал 2 %-м. Плотность толуола примите равной $0,9 \text{ г/см}^3$.
- 3–33.** В стакан налили 50 г аммиачной воды (25 %-й раствор аммиака в воде). Через некоторое время объем испарившегося аммиака составил 2,24 л (н. у.). Вычислите, на сколько понизилась массовая доля аммиака в растворе (испарением воды в данной задаче можно пренебречь).
- 3–34.** В стакан налили 100 г 35 %-й соляной кислоты. Через некоторое время объем испарившегося хлороводорода составил 224 мл (н. у.). Вычислите, на сколько понизилась массовая доля хлороводорода в соляной кислоте (испарением воды в данной задаче можно пренебречь).

Повышение концентрации растворенного вещества

- 3–35.** К 200 г 10 %-го раствора гидроксида натрия добавили гранулированный гидроксид натрия массой 25 г. Вычислите массовую долю NaOH в полученном растворе.
- 3–36.** К 230 г 10 %-го раствора глюкозы добавили 20 г кристаллической глюкозы. Вычислите массовую долю глюкозы в полученном растворе.
- 3–37.** Навеску соли массой 20 г растворили в 200 г воды. Раствор оставили в открытой посуде. Через несколько дней масса раствора уменьшилась по сравнению с исходной на 10 г. Вычислите массовую долю соли в исходном и в полученном растворах.
- 3–38.** Какую массу гидроксида калия надо добавить к 5 кг 1 %-го раствора KOH, чтобы раствор стал 10 %-м?
- 3–39.** Какую массу сульфата натрия надо добавить к 500 г 10 %-го раствора Na_2SO_3 , чтобы раствор соли стал 12 %-м?
- 3–40.** Какую массу ледяной уксусной кислоты надо взять, чтобы при добавлении к 200 г 9 %-го раствора уксусной кислоты раствор стал 80 %-м?
- 3–41.** Вычислите массу воды, которую надо выпарить из 200 г 2 %-го раствора хлорида натрия, чтобы раствор стал 10 %-м.
- 3–42.** Вычислите массу воды, которую надо выпарить из 500 г 8 %-го раствора нитрата кальция, чтобы раствор стал 16 %-м.
- 3–43.** Вычислите массу иодида калия, который надо добавить к 200 г 10 %-го раствора, чтобы раствор стал 20 %-м.

Смешивание растворов

- 3–44.** Вычислите массовую долю поваренной соли в растворе, полученном при смешивании 200 г 5 %-го раствора и 300 г 8 %-го раствора поваренной соли.
- 3–45.** Вычислите массовую долю серной кислоты в растворе, полученном при сливании 500 г 10 %-го раствора серной кислоты и 250 г 20 %-го раствора серной кислоты.
- 3–46.** Смешали два раствора гидроксида натрия: 120 г 5 %-го раствора и 130 г 15 %-го раствора. Рассчитайте массовую долю гидроксида натрия в полученном растворе.
- 3–47.** В один сосуд вылили 200 г 5 %-го раствора некоторого вещества, 250 г 10 %-го раствора того же вещества, затем добавили 80 г этого вещества и 120 г воды. Вычислите массовую долю данного вещества в образовавшемся растворе.
- 3–48.** В один сосуд вылили 50 г 2 %-го раствора ацетата натрия, затем добавили 30 г 4 %-го раствора той же соли и 40 г ее 5 %-го раствора. Раствор нагрели, в результате чего испарилось 20 г воды. Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.
- 3–49.** В колбе смешали 25 г 2 %-го раствора нитрата серебра, 15 г 3 %-го раствора нитрата серебра AgNO_3 , 20 г 10 %-го нитрата натрия NaNO_3 , 30 г 20 %-го раствора нитрата натрия NaNO_3 и 10 г воды. Вычислите массовую долю нитрата натрия и массовую долю нитрата серебра в полученном растворе.
- 3–50.** В сосуде смешали 18 г 10 %-го раствора хлорида кальция, 22 г 5 %-го раствора хлорида магния, 16 г воды, 54 г 8 %-го раствора хлорида бария. Вычислите массовые доли веществ, находящихся в растворе.
- 3–51.** Какую массу 25 %-го раствора гидроксида натрия надо добавить к 200 г 5 %-го раствора NaOH , чтобы массовая доля щелочи составила 16 %?
- 3–52.** Какую массу 5 %-го раствора серной кислоты надо добавить к 50 г ее 40 %-го раствора, чтобы раствор стал 25 %-м?
- 3–53.** Какие массы 25 %-го и 5 %-го растворов серной кислоты H_2SO_4 потребуются для приготовления 40 г 20 %-го раствора этой кислоты смешиванием двух исходных растворов?
- 3–54.** Какие массы 10 %-го и 5 %-го растворов гидроксида натрия потребуются для приготовления 200 г 8 %-го раствора?
- 3–55.** Какие массы 40 %-го и 20 %-го растворов азотной кислоты потребуются для получения 100 г 25 %-го раствора HNO_3 при смешивании исходных растворов?

Растворяемое вещество реагирует с растворителем

- 3–56.** К 200 г воды добавили 8 г оксида серы(VI). Вычислите массовую долю серной кислоты в полученном растворе.
- 3–57.** К 185,8 г воды добавили 14,2 г оксида фосфора(V) и раствор нагрели. Вычислите массовую долю ортофосфорной кислоты в полученном растворе.
- 3–58.** В 150 г воды растворили 10,2 г уксусного ангидрида. Вычислите массовую долю уксусной кислоты в полученном растворе.
- 3–59.** К 5 %-му раствору серной кислоты массой 200 г добавили 16 г оксида серы(VI) (серного ангидрида). Вычислите массовую долю серной кислоты в полученном растворе.
- 3–60.** К 10 %-му раствору ортофосфорной кислоты массой 71,6 г добавили 28,4 г оксида фосфора(V) (фосфорного ангидрида) и раствор нагрели. Вычислите массовую долю ортофосфорной кислоты в полученном растворе.
- 3–61.** В стакан, в котором находилось 200 г воды, бросили кусочек натрия массой 2,3 г. Вычислите массовую долю гидроксида натрия в образовавшемся растворе.
- 3–62.** В стакан, в котором находилось 50 г воды, бросили кусочек лития массой 2,1 г. Вычислите массовую долю гидроксида лития в образовавшемся растворе.
- 3–63.** В сосуд, в котором находится 1 л воды, добавили оксид кальция массой 5,6 г. Вычислите массовую долю гидроксида кальция в полученном растворе.
- 3–64.** Вычислите массу оксида серы(VI), которая потребуется, чтобы в результате взаимодействия с водой массой 100 г получился 20 %-й раствор серной кислоты.
- 3–65.** Вычислите массу оксида серы(VI), которая потребуется, чтобы в результате взаимодействия с водой получился 20 %-й раствор серной кислоты массой 200 г.
- 3–66.** Вычислите массу оксида фосфора(V), который потребуется, чтобы при добавлении к 200 г воды образовался 10 %-й раствор ортофосфорной кислоты.
- 3–67.** Порцию серного ангидрида добавили к 200 г 10 %-го раствора серной кислоты. В результате образовался раствор серной кислоты, в котором массовая доля H_2SO_4 составила 25 %. Вычислите массу серного ангидрида.
- 3–68.** Какую массу натрия надо взять, чтобы при его добавлении к 200 г воды образовался 10 %-й раствор гидроксида натрия?

- 3–69.** Какую массу лития надо взять, чтобы в результате взаимодействия лития с водой образовался 12 %-й раствор гидроксида лития массой 100 г?
- 3–70.** Какую массу натрия надо взять, чтобы при его добавлении к 200 г 5 %-го раствора гидроксида натрия образовался 20 %-й раствор NaOH?
- 3–71.** Какую массу калия надо взять, чтобы при его добавлении к 250 г 10 %-го раствора гидроксида калия образовался 16 %-й раствор KOH?
- 3–72.** Серный ангидрид массой 8 г добавили к 10 %-му раствору серной кислоты. В результате образовался 25 %-й раствор серной кислоты. Вычислите массу исходного 10 %-го раствора серной кислоты.
- 3–73.** Порцию серного ангидрида массой 0,8 г добавили к 5 %-му раствору серной кислоты. В результате образовался 12 %-й раствор серной кислоты. Вычислите массу 5 %-го раствора серной кислоты.

Получение олеума*

- 3–74.** К 75 %-му раствору серной кислоты массой 288 г добавили оксид серы (VI) массой 400 г. Вычислите массовую долю оксида серы (VI) в образовавшемся олеуме.
- 3–75.** К 92 %-му раствору серной кислоты массой 562,5 г добавили оксид серы (VI) массой 240 г. Вычислите массовую долю оксида серы (VI) в образовавшемся олеуме.
- 3–76.** Вычислите массу оксида серы (VI), который необходимо добавить к 20 %-му раствору серной кислоты массой 200 г, чтобы получить 10 %-й олеум.
- 3–77.** Вычислите массу оксида серы (VI), который необходимо добавить к 90 %-му раствору серной кислоты массой 250 г, чтобы получить 20 %-й олеум.
- 3–78.** Вычислите массу 50 %-й серной кислоты и массу оксида серы (VI), которые необходимо взять, чтобы получить 200 г 20 %-го олеума.
- 3–79.** Вычислите массу оксида серы (VI) и массу 25 %-го раствора серной кислоты, необходимых для приготовления 20 %-го олеума массой 400 г.
- 3–80.** Вычислите массу серного ангидрида и массу 40 %-го раствора серной кислоты, необходимых для приготовления 200 г 16 %-го олеума.

Химические реакции в растворах

- 3–81.** Навеску цинка массой 13 г растворили в 200 г соляной кислоты с массовой долей HCl 12 %. Вычислите массовую долю хлорида цинка в полученном растворе.

* Олеум – раствор оксида серы (VI) в безводной серной кислоте.

- 3–82. Навеску оксида меди (II) массой 24 г добавили к 20 %-му раствору серной кислоты массой 245 г. Вычислите массовую долю сульфата меди (II) в растворе после реакции.
- 3–83. Навеску оксида меди (II) массой 48 г добавили к 20 %-му раствору серной кислоты массой 245 г. Вычислите массу полученной соли.
- 3–84. Вычислите массовую долю сульфата меди (II) в растворе после реакции.
- 3–85. Углекислый газ, полученный при сгорании 2,24 л этана, пропустили через 200 г 10 %-го раствора гидроксида натрия. Вычислите массовые доли веществ в полученном растворе.
- 3–86. Оксид азота (II) объемом 4,48 л пропустили через 10 %-й раствор гидроксида калия массой 140 г. Вычислите массовые доли веществ в растворе после реакции.
- 3–87. К 1 %-му раствору фенола массой 100 г добавили 3 %-ю бромную воду массой 10 г. Вычислите массовую долю вещества в растворе после реакции.
- 3–88. К 200 г раствора серной кислоты добавили избыток раствора хлорида бария. В результате реакции образовался осадок массой 46,6 г. Вычислите массовую долю серной кислоты в исходном растворе.
- 3–89. К 20 г раствора нитрата серебра добавили избыток раствора хлорида натрия. В результате реакции образовался осадок массой 2,87 г. Вычислите массовую долю нитрата серебра в исходном растворе.

3.2. Растворимость вещества

Растворимость — это способность вещества растворяться в каком-либо растворителе.

Состояние раствора определяется тремя основными параметрами: температурой, давлением и концентрацией растворенных веществ. При растворении данного вещества в данном растворителе при постоянных давлении и температуре в определенный момент времени вещество перестает растворяться, достигается определенная его концентрация, которая при дальнейшем, даже самом длительном, контакте растворяемого вещества и растворителя в условиях интенсивного перемешивания уже более не изменяется и остается величиной постоянной. Это признак наступления **фазового равновесия в растворе**.

Растворяемое вещество $\rightleftharpoons$ Раствор
--

Насыщенный раствор — раствор, находящийся в фазовом равновесии с растворяемым веществом.

Пересыщенный раствор — неустойчивый раствор, в котором содержание растворенного вещества больше, чем в насыщенном растворе этого же вещества

при тех же значениях температуры и давления. Появление в таких растворах кристалла растворенного вещества вызывает одновременное появление в объеме раствора многих кристаллов вещества — массовую кристаллизацию.

Ненасыщенный раствор — раствор, в котором при данных температуре и давлении возможно дальнейшее растворение уже содержащегося в нем вещества. Такие растворы всегда представляют собой однофазную систему.

Растворимость (при данных условиях) — масса растворяемого вещества, которую необходимо растворить в 100 г растворителя (при данных температуре и давлении), чтобы приготовить насыщенный раствор.

Пример 1. Растворимость пищевой соды NaHCO_3 при 20°C составляет 9,6 г на 100 г воды. Вычислите массовую долю пищевой соды в насыщенном растворе.

Решение:

Воспользуемся формулой для вычисления массовой доли растворенного вещества в растворе:

$$w(\text{NaHCO}_3) = \frac{9,6}{9,6 + 100} \approx 0,0876, \text{ или } \approx 8,76 \%$$

Ответ: $w(\text{NaHCO}_3) \approx 8,76 \%$.

Пример 2. Растворимость хлорида бария BaCl_2 в 100 г воды составляет: 52,2 г при 80°C и 36,2 г в 100 г воды при 20°C . Вычислите массу соли, которая выпадет в осадок, если 200 г насыщенного при 80°C раствора хлорида бария охладить до 20°C .

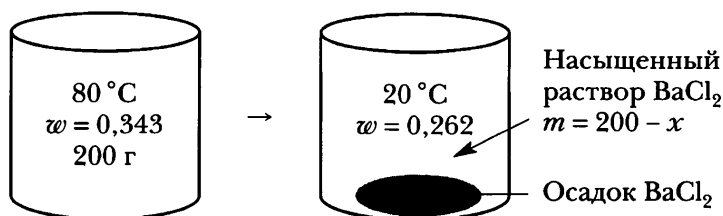
Решение:

Вычислим массовые доли BaCl_2 в насыщенном растворе при 80°C и при 20°C соответственно:

$$w(80^\circ\text{C}) = \frac{52,2}{52,2 + 100} \approx 0,343$$

$$w(20^\circ\text{C}) = \frac{36,2}{36,2 + 100} \approx 0,262$$

Теперь условие задачи можно выразить схемой:



Пусть в результате охлаждения 200 г насыщенного при 80 °С раствора BaCl_2 до 20 °С в осадок выпало x г BaCl_2 . Тогда раствор станет легче на x г, его масса составит $(200 - x)$ г. Массовая доля BaCl_2 в насыщенном растворе при 20 °С составляет 0,262, а масса растворенного хлорида бария в исходном растворе составляет $0,343 \cdot 200$ г.

Составим и решим уравнение:

$$0,262 = \frac{0,343 \cdot (200 - x)}{200 - x}$$

$$68,4 - x = 0,262 \cdot (200 - x)$$

$$x = 21,68 \text{ г}$$

Ответ: m (осадка BaCl_2) = 21,68 г.

Вопросы и задания

- 3–90.** Растворимость лимонной кислоты составляет 59,4 г на 100 г воды при 20 °С. Вычислите массовую долю лимонной кислоты в ее насыщенном растворе при данной температуре.
- 3–91.** Растворимость яблочной кислоты составляет 55,8 г на 100 г воды при 20 °С. Вычислите массовую долю яблочной кислоты в ее насыщенном растворе при данной температуре.
- 3–92.** Ниже приведена растворимость иода в органических растворителях при 20 °С (в г на 100 г растворителя): в этаноле — 21,3; в метаноле — 14,6; в ацетоне — 22,5. Вычислите массовую долю иода в насыщенных растворах иода в данных растворителях.
- 3–93.** Какая масса воды потребуется для приготовления насыщенного при 20 °С раствора NaCl из 5 г соли? (Растворимость поваренной соли при 20 °С составляет 35,9 г соли на 100 г воды.)
- 3–94.** Какая масса воды потребуется для приготовления насыщенного при 20 °С раствора NaNO_3 из 20 г нитрата натрия? (Растворимость нитрата натрия при 20 °С составляет 87,6 г соли на 100 г воды.)
- 3–95.** Какую массу поваренной соли потребуется добавить к 50 г воды, чтобы получить насыщенный при 20 °С раствор? (Растворимость поваренной соли при 20 °С составляет 35,9 г соли на 100 г воды.)
- 3–96.** Какую массу нитрата натрия потребуется добавить к 80 г воды, чтобы получить насыщенный при 40 °С раствор? (Растворимость NaNO_3 при 40 °С составляет 104,9 г в 100 г воды.)
- 3–97.** Вычислите растворимость бертолетовой соли KClO_3 при 20 °С, если при данной температуре в 300 г воды удается растворить 21,9 г этой соли.
- 3–98.** Вычислите растворимость сулемы HgCl_2 при 25 °С, если в 500 г воды при данной температуре удалось растворить 36,5 г сулемы.

- 3–99.** Растворимость сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 100 г воды при 0°C составляет 179 г на 100 г воды, а при 100°C — 487 г. Какова масса сахара, который можно растворить: а) в 200 г замерзающей воды (при 0°C); б) в такой же массе кипящей воды (при 100°C)? Какая масса сахара должна выпасть в осадок, если охладить до 0°C полученный при 100°C насыщенный раствор массой 200 г?
- 3–100.** Растворимость поваренной соли при 20°C составляет 35,9 г в 100 г воды, а при 80°C — 38,1 г в 100 г воды. Какую массу поваренной соли надо добавить к 250 г горячей воды, чтобы получить насыщенный раствор? Вычислите, какая масса поваренной соли должна выпасть в осадок при остывании такого раствора до 20°C .
- 3–101.** Вычислите массу хлорида натрия NaCl и массу воды, которые надо взять, чтобы получить 500 г насыщенного раствора при 20°C . (Растворимость поваренной соли при 20°C составляет 35,9 г в 100 г воды.)
- 3–102.** Какова массовая доля нитрата бария $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ в насыщенном при 25°C растворе нитрата бария? (Растворимость нитрата бария при 25°C составляет 10,3 г в 100 г воды.)
- 3–103.** Является ли 10 %-й раствор сульфата магния MgSO_4 насыщенным при 20°C ? (Растворимость нитрата серебра при 20°C составляет 35,1 г на 100 г воды.) Ответ подтвердите расчетами.
- 3–104.** Растворимость перманганата калия KMnO_4 при 30°C составляет 9 г соли в 100 г воды. Является ли раствор с массовой долей данного вещества 8,26 % насыщенным? Ответ подтвердите расчетами.
- 3–105.** Растворимость нитрата калия KNO_3 в 100 г воды составляет 138 г при 70°C и 31,6 г при 20°C . Вычислите массу осадка, который выпадет при охлаждении 400 г насыщенного при 70°C раствора нитрата калия до 20°C .
- 3–106.** Растворимость дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в 100 г воды при 80°C составляет 73,0 г, а при 20°C — 12,3 г. Какова масса осадка, который образуется при охлаждении 200 г насыщенного при 80°C раствора дихромата калия до 20°C ?

3.3. Молярная концентрация

Молярная концентрация (c) — отношение количества растворенного вещества к объему раствора.

$$c = \frac{n_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}},$$

где $n_{\text{в-ва}}$ — количество растворенного вещества, $V_{\text{р-ра}}$ — объем раствора.

Например, $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ моль/л}$ (часто обозначается «2 М раствор H_2SO_4 »). Это значит, что в 1 л такого раствора содержится 2 моль H_2SO_4 .

Вопросы и задания

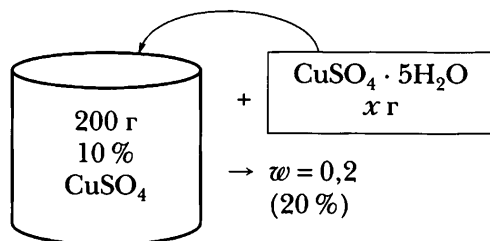
- 3–107.** Вычислите массу азотной кислоты, которая содержится в 200 мл 3 М раствора азотной кислоты.
- 3–108.** Вычислите массу гидроксида калия KOH, который содержится в 500 мл 0,5 М раствора KOH.
- 3–109.** Рассчитайте массу гидроксида натрия NaOH, который потребуется для приготовления 50 мл 2,5 М раствора. Плотность раствора примите равной 1,1 г/мл.
- 3–110.** Рассчитайте массу нитрата калия KNO_3 , который потребуется для приготовления 200 мл 2 М раствора нитрата калия.
- 3–111.** Рассчитайте массовую долю хлорида натрия NaCl в растворе с молярной концентрацией этого вещества 3 М. Плотность такого раствора равна 1,12 г/см³.
- 3–112.** Рассчитайте массовую долю ортофосфорной кислоты H_3PO_4 в растворе с молярной концентрацией этого вещества 2 М. Плотность раствора составляет 1,1 г/мл.
- 3–113.** Вычислите молярную концентрацию азотной кислоты HNO_3 в ее 20 %-м растворе (плотность раствора 1,1 г/мл).
- 3–114.** Вычислите молярную концентрацию серной кислоты H_2SO_4 в ее 40 %-м растворе (плотность раствора 1,3 г/мл).
- 3–115.** Вычислите массовую долю ортофосфорной кислоты в ее 10,4 М растворе. Плотность раствора составляет 1,5 г/мл.
- 3–116.** Вычислите молярную концентрацию серной кислоты в растворе с массовой долей H_2SO_4 87,7 %. Плотность раствора составляет 1,8 г/мл.
- 3–117.** Вычислите молярную концентрацию сульфат-иона в растворе, полученном при смешивании 200 мл 2 М раствора серной кислоты и 100 мл 0,5 М раствора хлорида бария.
- 3–118.** Вычислите молярную концентрацию хлорид-иона в растворе, полученном при смешивании 250 мл 1,5 М раствора хлорида натрия и 150 мл 0,05 М раствора нитрата серебра.

3.4. Кристаллогидраты

Пример. Вычислите массу сульфата меди (II) пятиводного (пентагидрата), который надо добавить к 200 г 10 %-го раствора сульфата меди (II), чтобы раствор стал 20 %-м.

Решение:

Изобразим схематически условие задачи:



Пусть масса добавленного кристаллогидрата составит x г. Необходимо вычислить, какую массу составит безводный сульфат меди (II) в порции кристаллогидрата. Обозначим эту массу a .

Найдем молярные массы сульфата меди (II) CuSO_4 и кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:

$$M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль}$$

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

Сопоставим молярные массы:

в 1 моль $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ содержится 1 моль CuSO_4 ,

в 250 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ содержится 160 г CuSO_4 ,

а в x г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ содержится a г CuSO_4 .

Составим пропорцию и решим ее:

$$\frac{250}{x} = \frac{160}{a}$$

$$a = \frac{160x}{250}$$

$$a = 0,64x$$

Теперь, выразив массу безводной соли в кристаллогидрате через x , находим массу кристаллогидрата. Учтем, что в растворе до добавления кристаллогидрата имелся сульфат меди (II), (его масса составляла $200 \cdot 0,1$ г).

$$0,2 = \frac{0,64x + 200 \cdot 1}{200 + x}$$

Решая полученное уравнение, находим:

$$x \approx 45,5 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) \approx 45,5 \text{ г}$.

Вопросы и задания

- 3–119.** Вычислите массовую долю ацетата натрия в растворе, полученном при растворении кристаллогидрата ацетата натрия $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ массой 13 г в 187 мл воды.
- 3–120.** Вычислите массовую долю оксалата аммония в растворе, полученном при растворении кристаллогидрата оксалата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ массой 14,2 г в 485,8 мл воды.
- 3–121.** Смешали 25 г кристаллогидрата медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и 175 г 10 %-го раствора сульфата меди (II). Вычислите массовую долю сульфата меди (II) в образовавшемся растворе.
- 3–122.** К 200 г 5 %-го раствора карбоната натрия добавили 28,6 г кристаллической соды (карбоната натрия десятиводного $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$). Вычислите массовую долю карбоната натрия в образовавшемся растворе.
- 3–123.** К 250 г 10 %-го раствора сульфата натрия добавили 50 г глауберовой соли (сульфата натрия десятиводного $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$). Вычислите массовую долю сульфата натрия в образовавшемся растворе.
- 3–124.** Вычислите массу медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и массу 10 %-го раствора сульфата меди (II), необходимых для приготовления 200 г раствора с массовой долей сульфата меди 16 %.
- 3–125.** Вычислите массу навески медного купороса, при добавлении которой к 175 г 10 %-го раствора сульфата меди (II) можно получить раствор с массовой долей 16 %.
- 3–126.** Вычислите массу железного купороса $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и объем воды, необходимые для приготовления 1520 г 10 %-го раствора сульфата железа (II).
- 3–127.** Вычислите массу никелевого купороса $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и объем воды, необходимые для приготовления 1550 г 10 %-го раствора сульфата никеля.
- 3–128.** Какую массу медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ надо добавить к 540 мл воды, чтобы получить 10 %-й раствор сульфата меди (II)?
- 3–129.** Вычислите массу 5 %-го раствора карбоната натрия и массу кристаллической соды (карбоната натрия десятиводного $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), которые необходимы для получения 200 г 10 %-го раствора карбоната натрия.
- 3–130.** Вычислите массу 10 %-го раствора сульфата натрия и массу глауберовой соли (сульфата натрия десятиводного), которые необходимы для получения 500 г 20 %-го раствора сульфата натрия.
- 3–131.** Массовая доля воды в кристаллогидрате тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ составляет 36,3 %. Найдите состав кристаллогидрата и запишите его формулу.

- 3–132.** Массовая доля воды в кристаллогидрате нитрата магния составляет 42,2 %. Найдите состав кристаллогидрата и запишите его формулу.
- 3–133.** Массовая доля воды в кристаллогидрате гидрофосфата натрия составляет 60,3 %. Найдите состав кристаллогидрата и запишите его формулу.
- 3–134.** Растворимость карбоната натрия при 20 °С составляет 21,8 г в 100 г воды, а при 40 °С — 48,8 г. Вычислите массу кристаллической соды, которая выпадет в осадок, если 200 г насыщенного при 40 °С раствора охладить до 20 °С.
- 3–135.** Растворимость сульфата натрия при 20 °С составляет 19,2 г в 100 г воды, а при 30 °С — 40,8 г. Вычислите массу глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, которая выпадет в осадок, если 500 г насыщенного при 30 °С раствора охладить до 20 °С.

4.1. Тепловой эффект химических реакций. Энтальпия

Термодинамика представляет собой научную дисциплину, которая изучает:

- переходы энергии из одной формы в другую, от одной части системы к другой;
- энергетические эффекты, сопровождающие различные физические или химические процессы, зависимость их от условий протекания процессов;
- возможность, направление и пределы самопроизвольного (т. е. без затраты работы извне) течения самих процессов в рассматриваемых условиях.

Системы характеризуются *термодинамическими функциями*.

Функции состояния — термодинамические функции, значения которых зависят только от начального и конечного состояния системы и не зависят от пути перехода системы из начального в конечное состояние. Например, функциями состояния являются внутренняя энергия (U), энтальпия (H).

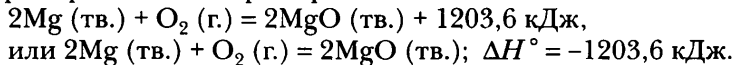
Внутренняя энергия U — это общий запас энергии системы, который складывается из энергии движения и взаимодействия атомов (атомных частиц), молекул, энергии движения и взаимодействия ядер и электронов в атомах, молекулах и кристаллах, внутриядерной энергии, т. е. все виды энергии, кроме кинетической энергии системы как целого и ее потенциальной энергии положения.

Энтальпия H (теплосодержание) — функция состояния термодинамической системы:

$$H = U + pV, \text{ где } p - \text{давление, } V - \text{объем системы.}$$

Тепловой эффект — количество теплоты, которое выделяется или поглощается при химической реакции. Тепловой эффект реакции зависит от агрегатного состояния веществ, которое указывается в скобках рядом с соответствующими формулами или символами.

Термохимическое уравнение — уравнение, в котором указан тепловой эффект реакции. Например:



Экзотермические реакции — реакции, протекающие с выделением теплоты, $\Delta H^\circ < 0$.

Эндотермические реакции — реакции, протекающие с поглощением теплоты, $\Delta H^\circ > 0$.

Теплота образования соединения — количество теплоты, которое выделяется или поглощается при образовании 1 моля данного соединения из простых веществ. Теплота образования простых веществ принята равной нулю.

Тепловой эффект химической реакции равен разности суммарного значения теплоты образования продуктов реакции и суммарного значения теплоты образования исходных веществ (следствие из закона Гесса).

Энтальпия образования вещества — тепловой эффект реакции образования 1 моля вещества из простых веществ. Обычно используют *стандартные энтальпии образования*; их обозначают ΔH°_{298} .

Стандартные энтальпии образования простых веществ, устойчивых в стандартных условиях (газообразный кислород, жидкий бром, кристаллический иод, ромбическая сера, графит и т. д.), принимают равными нулю.

Стандартные энтальпии образования некоторых веществ приведены в Приложении 1.

Стандартные условия — давление 101 325 Па и температура 25 °С (298,15 К). Стандартные тепловые эффекты принято обозначать ΔH°_{298} (ΔU°_{298}).

Вопросы и задания

4–1. Покажите взаимосвязь теплоты и работы на основе первого закона термодинамики.

4–2. Ниже приведены уравнения, которые используются для вывода понятия об энтальпии:

$$Q = \Delta U + A \quad (1)$$

$$A = p(V_2 - V_1) = p\Delta V \quad (2)$$

$$Q_p = \Delta U + p\Delta V \quad (3)$$

$$Q_p = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1) \quad (4)$$

$$Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1) \quad (5)$$

$$U + pV = H \quad (6)$$

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H \quad (7)$$

Прокомментируйте каждое из этих уравнений.

4–3. Почему в термохимических уравнениях необходимо указывать агрегатное состояние веществ?

4–4. Почему при расширении газа в открытом сосуде происходит его охлаждение?

4–5. Под работой против внешних сил в основном понимается работа против внешнего давления. Объясните, почему при $p = \text{const}$ она равна: $A = p\Delta V$?

4–6. Зависит ли значение энтальпии от температуры?

4–7. Почему для экзотермических реакций значение изменения энтальпии отрицательно, а для эндотермических — положительно?

4–8. Используя Приложение 1, составьте термохимическое уравнение реакций:

а) горения угля в кислороде;

б) синтеза оксида азота (II) из простых веществ;

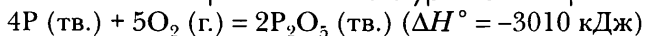
в) горения калия в хлоре.

4–9. На основании термохимического уравнения разложения карбоната кальция: $\text{CaCO}_3 (\text{тв.}) = \text{CaO} (\text{тв.}) + \text{CO}_2 (\text{г.})$ ($\Delta H^\circ = 157 \text{ кДж}$)

рассчитайте, какое количество теплоты необходимо затратить для разложения:

а) 2,5 моля; б) 10 г; в) 1 кг карбоната кальция.

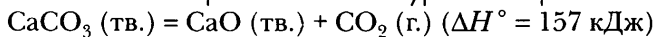
4–10. На основании термохимического уравнения горения фосфора:



рассчитайте, какое количество теплоты выделится при окислении:

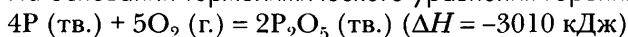
а) 3 моль; б) 24,8 г; в) 15,5 кг фосфора.

4–11. На основании термохимического уравнения разложения карбоната кальция:



рассчитайте, какая масса карбоната кальция подверглась разложению, если в ходе реакции было затрачено: а) 31,4 кДж; б) 78,5 кДж; в) 3140 кДж теплоты.

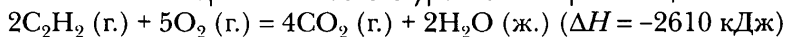
4–12. На основании термохимического уравнения горения фосфора:



рассчитайте массу сгоревшего фосфора, если в результате реакции выделилось:

а) 75,25 кДж; б) 301 кДж; в) 45 150 кДж теплоты.

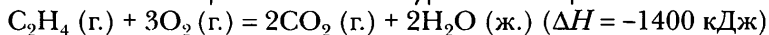
4–13. На основании термохимического уравнения горения ацетилена:



вычислите количество теплоты, которое выделится при сгорании ацетилена:

а) массой 2,6 г; б) объемом 56 л (н. у.).

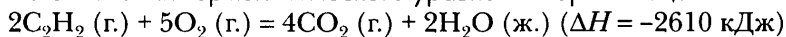
4–14. На основании термохимического уравнения горения этилена:



вычислите количество теплоты, которое выделится при сгорании этилена:

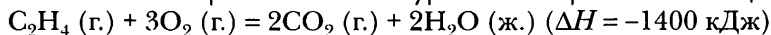
а) массой 5,6 г; б) объемом 10,8 л (н. у.).

4–15. На основании термохимического уравнения горения ацетилена:



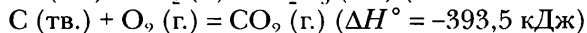
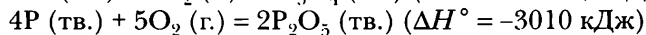
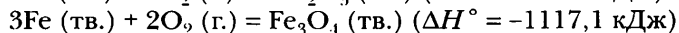
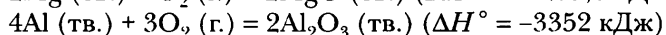
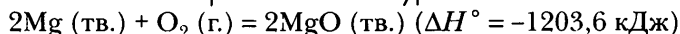
вычислите массу и объем (н. у.) сгоревшего ацетилена, если в ходе реакции выделилось: а) 326,25 кДж; б) 6525 кДж теплоты.

4–16. На основании термохимического уравнения горения этилена (C_2H_4):



вычислите массу и объем (н. у.) сгоревшего этилена, если в ходе реакции выделилось: а) 2450 кДж; б) 1750 кДж теплоты.

4–17. На основании термохимических уравнений:



сравните количество теплоты, которое выделяется при сгорании навесок магния, алюминия, железа, фосфора и графита массой по 1 г. В каком случае теплоты выделится больше? Ответ подтвердите расчетами.

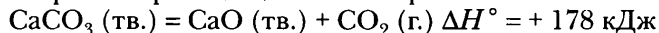
- 4–18. При сгорании навески натрия массой 18,4 г в хлоре выделилось 328,88 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение сгорания натрия в хлоре.
- 4–19. При взаимодействии навески натрия массой 9,2 г с серой выделилось 74,06 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение реакции взаимодействия натрия с серой.
- 4–20. При взаимодействии 8,1 г алюминия с бромом выделилось 154,02 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение реакции.
- 4–21. В результате сгорания 56 л метана (CH_4 , газ) в избытке кислорода выделилось 2225 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение реакции горения метана.
- 4–22. В результате сгорания 11,2 л (н. у.) сероводорода (H_2S , газ) в избытке кислорода выделилось 280,85 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение горения сероводорода.
- 4–23. При взаимодействии 23 г натрия с водой выделяется 139,8 кДж теплоты, а при взаимодействии с водой 39 г калия выделяется 140 кДж теплоты. Составьте термохимические уравнения реакций натрия и калия с водой, сравните тепловые эффекты этих реакций.
- 4–24. Тепловые эффекты образования хлоридов алюминия и меди (II) соответственно равны 704,2 кДж/моль и 215,6 кДж/моль. Составьте термохимическое уравнение реакции алюминия с раствором хлорида меди.
- 4–25. Тепловые эффекты образования этана (C_2H_6 , газ), углекислого газа и воды (ж.) соответственно равны 89,7 кДж/моль, 393,5 кДж/моль, 285,8 кДж/моль. Составьте термохимическое уравнение реакции горения этана в избытке кислорода.
- 4–26. На основании термохимического уравнения горения этилового спирта ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, ж.):
$$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (ж.)} + 3\text{O}_2 (\text{г.}) = 2\text{CO}_2 (\text{г.}) + 3\text{H}_2\text{O (ж.)} + 1366,8 \text{ кДж}$$
вычислите, какой объем спирта потребуется для того, чтобы нагреть 1 л воды от 20 °С до 100 °С. Теплотой, затрачиваемой на нагревание сосуда, в котором находится вода, можно пренебречь. (Теплоемкость воды принять равной 4,19 кДж/(кг · К), плотность этилового спирта — 0,8 г/мл.)
- 4–27. На основании термохимического уравнения горения пропана (C_3H_8 , г.):
$$2\text{C}_3\text{H}_8 (\text{г.}) + 10\text{O}_2 (\text{г.}) = 6\text{CO}_2 (\text{г.}) + 8\text{H}_2\text{O (ж.)} + 4440 \text{ кДж}$$
вычислите, какой объем воды можно нагреть от 15 °С до 95 °С, используя теплоту, выделившуюся при сгорании 224 л (н. у.) пропана. (Расходами на нагревание посуды и потерями теплоты можно пренебречь.)

4.2. Закон Гесса

Закон Гесса: тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния участвующих в реакции веществ и не зависит от промежуточных стадий процесса.

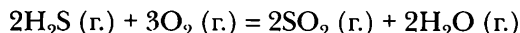
Следствия закона Гесса.

1. В случае обратимой реакции энтальпия прямой реакции равна энтальпии обратной реакции, взятой с противоположным знаком, например:



2. Тепловой эффект реакции равен сумме значений энтальпии образования продуктов реакции за вычетом суммы значений энтальпии образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции.

Пример. Рассчитайте тепловой эффект реакции каталитического окисления аммиака:



Находим значения энтальпии образования веществ, участвующих в реакции:

Вещество	$\text{H}_2\text{S} (\text{г.})$	$\text{O}_2 (\text{г.})$	$\text{SO}_2 (\text{г.})$	$\text{H}_2\text{O} (\text{г.})$
ΔH°_{298} , кДж/моль	-21,0	0	-296,9	-241,8

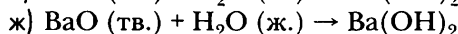
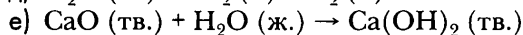
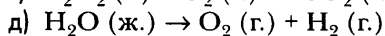
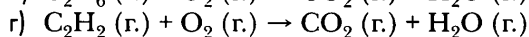
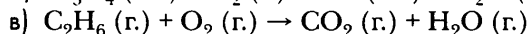
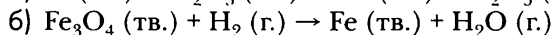
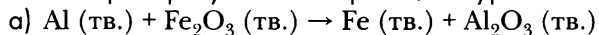
Вычисляем тепловой эффект реакции:

$$\Delta H^\circ = [2\Delta H^\circ_{298} (\text{SO}_2) + 2\Delta H^\circ_{298} (\text{H}_2\text{O})] - [2\Delta H^\circ_{298} (\text{H}_2\text{S}) + 3\Delta H^\circ_{298} (\text{O}_2)] =$$
$$= 2 \cdot (-296,9) + 2 \cdot (-241,8) - 2 \cdot (-21,0) - 3 \cdot 0 = -1034,0 \text{ (кДж/моль)}.$$

Данная реакция — экзотермическая, $\Delta H^\circ < 0$.

Вопросы и задания

4–28. Используя Приложение 1, рассчитайте тепловой эффект реакций (предварительно преобразуйте схемы реакций в уравнения):



4–29. Используя Приложение 1, составьте термохимические уравнения реакций взаимодействия с водой: а) лития; б) натрия; в) калия. Сравните тепловой эффект этих реакций.

4–30. Используя Приложение 1, составьте термохимические уравнения гидратации этилена, ацетилена и пропена. Сравните тепловые эффекты этих реакций.

4.3. Энтропия

Макросостояние системы — состояние системы, которое характеризуется обычными термодинамическими параметрами: давлением, температурой, объемом, концентрацией веществ.

Микросостояние системы — совокупность мгновенных характеристик каждой из частиц, составляющих систему.

Каждому макросостоянию системы соответствует огромное число микросостояний. Если система находится в равновесии, то ее микросостояния меняются непрерывно, но так, чтобы макросостояние в целом оставалось неизменным.

Термодинамическая вероятность (w) — число микросостояний, с помощью которых осуществляется данное макросостояние системы.

Уравнение Больцмана связывает энтропию с термодинамической вероятностью:

$$S = k \ln w,$$

где k — постоянная Больцмана, отношение универсальной газовой постоянной к постоянной Авогадро (постоянная Больцмана — это универсальная газовая постоянная, отнесенная к одной молекуле):

$$k = R/N_A = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж/К}$$

Единицей энтропии является 1 Дж/(моль · К).

Уравнение Больцмана характеризует энтропию как меру термодинамической вероятности состояния веществ и систем.

Второй закон термодинамики: все самопроизвольно протекающие процессы обязательно сопровождаются увеличением суммарной энтропии системы и ее окружения.

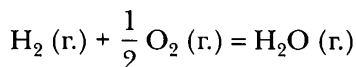
Энтропия одного моля вещества в его стандартном состоянии при соответствующей температуре называется **стандартной молярной энтропией**. Стандартная молярная энтропия обозначается символом S° и имеет размерность Дж · моль⁻¹ · К⁻¹.

В Приложении 1 указаны стандартные молярные энтропии некоторых веществ при температуре 25 °С. Стандартные молярные энтропии простых веществ *не равны нулю*.

Пример. Вычислите стандартное молярное изменение энтропии для полного сгорания одного моля газообразного водорода при 25 °С, пользуясь данными, которые приведены в Приложении 1.

Решение:

Записываем уравнение реакции:



Аналогично тому, как мы выполняли расчет теплового эффекта реакции по закону Гесса, вычисляем изменение энтропии в реакции:

$$\Delta S^\circ_m = \Delta S^\circ_m(\text{H}_2\text{O}, \text{г.}) - [\Delta S^\circ_m(\text{H}_2, \text{г.}) + \frac{1}{2} \Delta S^\circ_m(\text{O}_2, \text{г.})]$$

Подставляем в это уравнение значение энтропии при температуре 298 К из Приложения 1:

$$\Delta S^\circ_m = 189,0 - (131,0 + 0,5 \cdot 205,0) = -44,5 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$$

$$\text{Ответ: } \Delta S^\circ_m = -44,5 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}.$$

Вопросы и задания

- 4–31.** Расположите вещества по возрастанию энтропии: металлический натрий, расплав натрия, пары натрия. Ответ мотивируйте.
- 4–32.** Из перечисленных ниже реакций выберите те, в ходе которых суммарная энтропия уменьшается (не прибегая к вычислениям изменения энтропии в ходе реакции):
- $\text{H}_2\text{O} (\text{ж.}) \rightarrow \text{H}_2 (\text{г.}) + \text{O}_2 (\text{г.})$
 - $\text{CaO} (\text{тв.}) + \text{CO}_2 (\text{г.}) \rightarrow \text{CaCO}_3 (\text{тв.})$
 - $\text{H}^+ (\text{р-р}) + \text{OH}^- (\text{р-р}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{ж.})$
 - $\text{C}_2\text{H}_4 (\text{г.}) + \text{H}_2 (\text{г.}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 (\text{г.})$
 - $\text{KClO}_3 (\text{тв.}) \rightarrow \text{KCl} (\text{тв.}) + \text{O}_2 (\text{г.})$
- 4–33.** Приведите примеры экзотермических реакций, в ходе которых происходит уменьшение энтропии. Обратите внимание, как влияет повышение температуры на ход этих реакций?
- 4–34.** Понятие «энтропия» было введено немецким физиком Рудольфом Клаузиусом в 1854 г. Он же предложил несколько вариантов формулировок второго начала термодинамики. В 1850 г.: «...Невозможна самопроизвольная передача теплоты от более холодного к более горячему телу». В 1865 г.: «При самопроизвольных процессах в системах, имеющих постоянную энергию, энтропия всегда возрастает». Сравните эти формулировки. Раскройте смысл первой формулировки, используя понятие «энтропия».
- 4–35.** Преобразуйте схемы в уравнении реакций и, используя Приложение 1, вычислите изменение стандартной энтропии в ходе реакций:
- $\text{C}_2\text{H}_6 (\text{г.}) + \text{O}_2 (\text{г.}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{г.}) + \text{H}_2\text{O} (\text{г.})$
 - $\text{BaCO}_3 (\text{тв.}) \rightarrow \text{BaO} (\text{тв.}) + \text{CO}_2 (\text{г.})$
 - $\text{KClO}_3 (\text{тв.}) \rightarrow \text{KCl} (\text{тв.}) + \text{O}_2 (\text{г.})$
 - $\text{CH}_4 (\text{г.}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 (\text{г.}) + \text{H}_2 (\text{г.})$

4.4. Энергия Гиббса. Прогнозирование возможностей осуществления реакций

Энергия Гиббса – термодинамическая функция, определяется с помощью уравнения:

$$G = H - T \cdot S,$$

где G – энергия Гиббса, H – энтальпия, T – абсолютная температура в К, S – энтропия.

Изменение энергии Гиббса определяется уравнением:

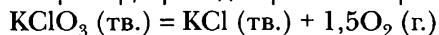
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Для самопроизвольной реакции изменение свободной энергии ΔG должно иметь отрицательное значение, $\Delta G \leq 0$.

ΔG представляет собой часть изменения энтальпии, которая может использоваться для выполнения полезной работы. Остальная часть изменения энтальпии не может использоваться для выполнения работы. Она соответствует энтропийному фактору $T\Delta S$.

Пример 1. Рассчитайте значение ΔH° , ΔS° , ΔG° реакции разложения бертолетовой соли на хлорид калия и кислород и докажите, что реакция термодинамически самопроизвольно осуществима.

Например, проведем расчет энергии Гиббса для разложения бертолетовой соли:



Находим в Приложении 1 значения энтальпии, энтропии и энергии Гиббса образования веществ, участвующих в реакции:

Термодинамические величины	$\text{KClO}_3 (\text{тв.})$	$\text{KCl} (\text{тв.})$	$\text{O}_2 (\text{г.})$
ΔH°_{298} , кДж/моль	-391,2	-435,9	0
ΔS°_{298} , Дж/(моль · К)	142,9	82,5	205,0
ΔG°_{298} , кДж/моль	-289,9	-408,0	0

$$\Delta H^\circ = (-435,8) - (391,2) = -44,7 \text{ (кДж)}$$

$$\Delta S^\circ = (1,5 \cdot 205,0) + 82,5 - 142,9 = 247,1 \text{ (Дж/К)}$$

Вычислим ΔG° реакции:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

$$\Delta G^\circ = -44,7 - 298 \cdot 0,2471 \approx -118,3 \text{ кДж}$$

Вычисления приведены исходя из стандартных термодинамических величин. Так как величины зависят от условий проведения реакции, такие вычисления носят приблизительный характер, однако не находятся в противоречии с экспериментом.

Отрицательное значение ΔG° реакции говорит о том, что разложение бертолетовой соли на кислород и хлорид калия возможно уже при стандартных условиях, при температуре 25 °С (298 К).

Пример 2. Докажите, что процесс синтеза силана из простых веществ термодинамически неосуществим.

Находим в Приложении 1 значения энтальпии, энтропии и энергии Гиббса образования веществ, участвующих в реакции.

Термодинамические величины	Si (тв.)	H ₂ (г.)	SiH ₄ (г.)
ΔH°_{298} , кДж/моль	0	0	32,2
ΔS°_{298} , Дж/(моль · К)	18,7	130,6	204,7
ΔG°_{298} , кДж/моль	0	0	54,7

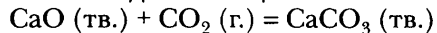
Изменение энергии Гиббса ΔG° реакции синтеза силана составляет 54,7. Повышение или понижение температуры синтеза не даст результата, так как абсолютная величина $T\Delta S^\circ$ остается в любом случае отрицательной.

Такие реакции практически не могут быть осуществлены, так как ΔG° таких реакций принимает положительные значения: $\Delta G^\circ > 0$. Осуществлению реакции не способствует ни энтальпийный, ни энтропийный фактор.

Пример 3. Рассчитайте, при какой приблизительно температуре в реакции разложения карбоната кальция наступит химическое равновесие.

Решение:

Запишем уравнение реакции:



Находим в Приложении 1 значения энтальпии, энтропии и энергии Гиббса образования веществ, участвующих в реакции.

Термодинамические величины	CaO (тв.)	CO ₂ (г.)	CaCO ₃ (тв.)
ΔH°_{298} , кДж/моль	-635,5	-393,5	-1206,0
ΔS°_{298} , Дж/(моль · К)	39,7	213,6	92,9
ΔG°_{298} , кДж/моль	-604	-394,4	-1128,8

$$\Delta H^\circ = (-1206,0) - (-635,5) - (-393,5) = -177,0 \text{ (кДж)}$$

$$\Delta S^\circ = 92,9 - (39,7 + 213,6) = -160,0 \text{ (Дж/К)}$$

Вычислим ΔG° реакции:

$$\Delta G^\circ = -177,0 - 298 \cdot 0,16 \approx -130,0 \text{ кДж}$$

Отрицательное значение ΔG° говорит о преобладании энтальпийного фактора. При стандартных условиях реакция осуществляется именно в сторону образования карбоната кальция. При повышении температуры вклад энтропийного фактора будет более существенным, так как возрастает абсолютная величина $T\Delta S^\circ$. С ростом тем-

пературы будет уменьшаться абсолютная величина ΔG° , затем достигнет 0 и, наконец, поменяет знак на противоположный. Тогда уже будет преобладать обратная реакция разложения карбоната кальция. При $\Delta G^\circ = 0$ наступает химическое равновесие, влияние энтропийного и энтальпийного фактора скомпенсировано. Вычислим температуру, при которой участвующие в реакции вещества будут находиться в равновесии:

$$\Delta G^\circ = 0$$

$$\Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 0$$

$$\Delta H^\circ = T\Delta S^\circ$$

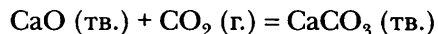
$$T = \Delta H^\circ / \Delta S^\circ$$

$$T = (-177,0 / -0,16) = 1106 \text{ (K)}$$

Чтобы выразить температуру в градусах Цельсия, от значения температуры в градусах Кельвина отнимаем 273:

$$t = 1106 - 273 = 833^\circ\text{C}$$

Ответ: при 833°C и давлении CO_2 , равном 1 атм, система

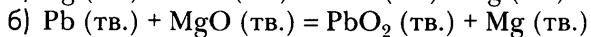
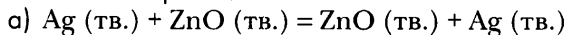


будет находиться в равновесии.

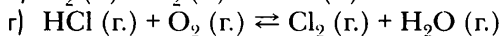
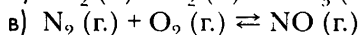
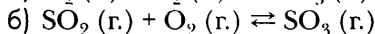
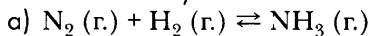
Вопросы и задания

- 4–36.** Предложите термодинамическую классификацию химических реакций на основе энтальпийного и энтропийного факторов.
- 4–37.** Почему при $\Delta G > 0$ реакция в данных условиях неосуществима?
- 4–38.** В каком из случаев реакция возможна при любых температурах?
- $\Delta H^\circ > 0, \Delta S^\circ > 0$
 - $\Delta H^\circ < 0, S^\circ < 0$
 - $\Delta H^\circ > 0, \Delta S^\circ < 0$
 - $\Delta H^\circ > 0, S^\circ > 0$
- 4–39.** В ходе некоторой эндотермической реакции энтропия возрастает. Расчет ΔG° показал, что при обычных условиях она неосуществима. Означает ли это, что данная реакция невозможна в принципе? Что может сделать возможным ее осуществление?
- 4–40.** Пользуясь Приложением 1, рассчитайте ΔG° следующих реакций:
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ (тв.)} + \text{NH}_3 \text{ (г.)} \rightarrow \text{Fe (тв.)} + \text{N}_2 \text{ (г.)} + \text{H}_2\text{O (ж.)}$
 - $\text{CO}_2 \text{ (г.)} + \text{C (тв.)} \rightarrow \text{CO (г.)}$
 - $\text{NO (г.)} + \text{O}_2 \text{ (г.)} \rightarrow \text{NO}_2 \text{ (г.)}$
 - $\text{C}_6\text{H}_6 \text{ (ж.)} + \text{Br}_2 \text{ (ж.)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{Br (ж.)} + \text{HBr (г.)}$
- 4–41.** Докажите, что невозможно получить из простых веществ: а) оксиды хлора Cl_2O и Cl_2O_7 ; б) оксиды азота N_2O и N_2O_5 ; в) диборан B_2H_6 .

4–42. Пользуясь Приложением 1, покажите, что в стандартных условиях при 25 °C невозможны реакции:



4–43. Ниже приведены схемы некоторых обратимых реакций. Пользуясь справочными данными, рассчитайте приблизительно температуру, при которой в системе наступит химическое равновесие:



4–44. Опираясь на расчет ΔG реакции, определите, какие из перечисленных оксидов могут быть восстановлены алюминием (в расчете на 298 К): оксид кальция, оксид магния, оксид железа (II), оксид хрома (III).

4–45. Опираясь на расчет ΔG реакции, определите, какие из перечисленных оксидов могут быть восстановлены водородом (в расчете на 298 К): оксид бария, оксид алюминия, оксид меди (II), оксид железа (III).

Кинетические понятия и закономерности протекания химических реакций

5.1. Скорость химической реакции

Химическая кинетика – раздел химии, который изучает скорость и механизмы химических реакций.

Гомогенная система – система, состоящая из одной фазы.

Гетерогенная система – система, состоящая из нескольких фаз, разграниченных между собой поверхностями раздела.

Скорость химической реакции определяется изменением количества реагирующих веществ за единицу времени в единице объема (для гомогенных систем) или на единице поверхности (для гетерогенных систем).

Для гомогенных систем, в которых реакции протекают во всем объеме системы:

$$v = \pm \frac{\Delta n}{V \Delta t},$$

где v – средняя скорость химической реакции, Δn – изменение количества вещества, V – объем системы, Δt – интервал времени, в котором определяют скорость реакции.

Примечание. Для того чтобы скорость реакции была величиной положительной, знак « $\pm$ » перед дробью дает возможность выбора: « $+$ » – если скорость реакции определяется по изменению количества продукта реакции, « $-$ » – если скорость определяется по изменению количества исходного вещества.

Отношение количества вещества к объему системы есть не что иное, как молярная концентрация данного вещества, c . Тогда выражение для скорости реакции принимает вид:

$$v = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

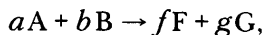
Для гетерогенных систем, в которых реакция протекает на поверхности раздела фаз:

$$v = \pm \frac{\Delta n}{S \Delta t},$$

где S – площадь поверхности раздела фаз, на которой идет химическая реакция.

Закон действующих масс: при постоянной температуре скорость данной реакции пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ в степенях, равных порядку реакции по данному реагенту.

Пусть идет реакция, описываемая уравнением:



где A, B, F, G – некоторые вещества в газообразном или в жидком агрегатном состоянии; a, b, f, g – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

Тогда математическое выражение закона действия масс (так называемое *кинетическое уравнение*) примет вид:

$$v = kc^n(A)c^m(B),$$

где $c(A)$ и $c(B)$ – молярные концентрации веществ A и B; k – коэффициент пропорциональности, называемый **константой скорости** данной реакции.

Показатель степени n или m – **порядок реакции** по реагенту A или B соответственно. В случае простой одноактной реакции порядок реакции совпадает со стехиометрическим коэффициентом.

Общий порядок реакции – сумма порядков реакции по всем реагентам.

Правило Вант-Гоффа: при повышении температуры на каждые 10°C скорость реакции увеличивается в среднем в 2–4 раза. Математически выражается с помощью уравнения:

$$v = v_0 \cdot \gamma^{\frac{\Delta t}{10}},$$

где v – скорость реакции в нагретой или охлажденной системе, v_0 – начальная скорость, γ – температурный коэффициент Вант-Гоффа, показывающий, во сколько раз увеличится скорость данной реакции при нагревании на 10°C , $2 \leq \gamma \leq 4$.

Уравнение Аррениуса устанавливает точное соотношение между скоростью реакции и температурой:

$$k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}},$$

где k – константа скорости реакции, A – предэкспоненциальный коэффициент (постоянная величина, характеризующая каждую конкретную реакцию), E_a – энергия активации (постоянная величина для каждой конкретной реакции), R – универсальная газовая постоянная, T – температура в градусах Кельвина.

Катализ – изменение скорости реакции под действием катализаторов.

Катализаторы – вещества, изменяющие скорость реакции, участвующие в промежуточных стадиях реакции, но при этом не расходующиеся. Катализаторы восстанавливают свой химический состав после осуществления реакции.

Пример. Некоторая реакция заканчивается при 50°C за 18 мин, а при 30°C – за 2 мин. Вычислите температурный коэффициент Вант-Гоффа этой реакции. Рассчитайте, за какое время реакция закончится при 80°C .

Решение:

Находим, во сколько раз реакция будет идти быстрее при нагревании системы от 30°C до 50°C :

$$\frac{18 \text{ мин}}{2 \text{ мин}} = 9$$

Таким образом, при нагревании системы на 20 °С скорость реакции возрастает в 9 раз.

На основании уравнения Вант-Гоффа находим, что отношение скорости реакции в нагретой системе к начальной скорости реакции выражается отношением:

$$\frac{v}{v_0} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}$$

Подставляя данные, получаем уравнение и решаем его:

$$\gamma^{\frac{50-20}{10}} = 9$$

$$\gamma^2 = 9$$

$$\gamma = \pm 3$$

Значение -3 исключаем, оно не имеет физического смысла. Получаем, что температурный коэффициент реакции равен 3.

Возьмем за основу состояние системы, например, при 20 °С. Рассчитаем, во сколько раз возрастет скорость реакции при нагревании системы до 80 °С:

$$\frac{v}{v_0} = 3^{\frac{80-20}{10}} = 3^6 = 729$$

То есть данная реакция при нагревании системы от 20 °С до 80 °С пойдет быстрее в 729 раз. Если она заканчивалась при 20 °С за 18 мин, то при 80 °С для того, чтобы реакция закончилась, потребуется в 729 раз меньше времени. Выразим 18 мин в секундах (1080 с) и рассчитаем время, за которое реакция происходит при 80 °С:

$$\frac{1080 \text{ с}}{729} \approx 1,5 \text{ с}$$

Ответ: $\gamma = 3$; реакция при 80 °С закончится за 1,5 с.

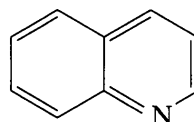
Вопросы и задания

- 5-1. Скорость гомогенной реакции $A(\text{ж.}) + B(\text{ж.}) = D(\text{ж.})$ равна $0,01 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$. Вычислите концентрацию вещества D через 10 мин после начала реакции.
- 5-2. Скорость реакции $A(\text{г.}) + B(\text{г.}) = D(\text{г.})$ равна $10^{-4} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$. Какова будет концентрация вещества D через 15 мин после начала реакции?
- 5-3. Скорость гомогенной реакции $A(\text{ж.}) + B(\text{ж.}) = D(\text{ж.})$ равна $0,01 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$. Вычислите концентрацию вещества A через 10 мин после начала реакции, если начальная концентрация этого вещества составляла 2 моль/л и за 10 минут скорость реакции остается постоянной.

- 5-4.** Скорость реакции $A (г.) + 2B (г.) = D (г.)$ равна $10^{-3} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$. Какова будет концентрация веществ А и В через 5 мин после начала реакции, если начальные концентрации составляли 0,5 и 2 моль/л соответственно, а скорость реакции в течении 5 мин остается постоянной?
- 5-5.** Элементарная реакция $A (г.) + B (г.) = 2D (г.) + E (г.)$ протекает со скоростью $0,5 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$ при концентрациях А и В соответственно равных 2 и 4 моль/л. Вычислите константу скорости этой реакции.
- 5-6.** Элементарная реакция $A (г.) + B (г.) = 2D (г.) + E (г.)$ протекает со скоростью $0,2 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$ при концентрациях А и В соответственно равных 2 и 0,25 моль/л. Вычислите константу скорости этой реакции.
- 5-7.** В реакционном сосуде началась реакция $A + 2B = 3D$. Через некоторое время концентрации веществ А и D были соответственно равны 0,5 моль/л и 0,9 моль/л. Вычислите исходную концентрацию вещества А.
- 5-8.** Напишите кинетические уравнения для реакций, соответствующих приведенным ниже схемам, преобразовав эти схемы в уравнения:
 а) $NO (г.) + O_2 (г.) \rightarrow NO_2 (г.)$
 б) $H_2 (г.) + I_2 (г.) \rightarrow HI (г.)$
Указание. В этих реакциях порядок по каждому из реагентов совпадает с соответствующим стехиометрическим коэффициентом.
- 5-9.** Реакция превращения озона в кислород имеет порядок 1,5 по озону. Составьте кинетическое уравнение этой реакции.
- 5-10.** Реакция синтеза фосгена $COCl_2$ из оксида углерода (II) и хлора имеет порядок 1 и 1,5 по первому и второму реагенту соответственно. Запишите кинетическое уравнение этой реакции и укажите суммарный порядок реакции синтеза фосгена.
- 5-11.** Некоторая химическая реакция протекает со скоростью $5 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$ при 25°C . При 45°C она протекает со скоростью $45 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$. Вычислите температурный коэффициент Вант-Гоффа для данной реакции.
- 5-12.** Некоторая реакция протекает со скоростью $2 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$ при 25°C . Температурный коэффициент Вант-Гоффа для этой реакции равен 4. Вычислите скорость этой реакции при 5°C для данной реакции.
- 5-13.** Некоторая реакция заканчивается за 0,5 часа при нормальных условиях. Принимая температурный коэффициент равным 2, вычислите, какое время потребуется, чтобы реакция закончилась при стандартных условиях.
- 5-14.** Некоторая реакция протекает со скоростью 0,5 моль/л при стандартных условиях. Принимая температурный коэффициент равным 2, вычислите, какая скорость реакции будет достигнута в системе: а) при 30°C ; б) при 20°C ?

- 5–15. Скорость некоторой реакции при стандартных условиях равна $10 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$. Какова будет скорость реакции если: а) систему нагреть до 45°C ; б) систему охладить до 278 K ? Температурный коэффициент реакции примите равным 2.
- 5–16. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если температурный коэффициент равен 3, а систему, взятую при н. у.: а) нагрели до 30°C ; б) охладили до 268 K ?
- 5–17. Некоторая реакция заканчивается за 1 час при н. у. За сколько времени она закончится при 243 K , если температурный коэффициент этой реакции равен 2?
- 5–18. Некоторая реакция протекает со скоростью $3 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$ при стандартных условиях. Как изменится скорость реакции, если нагреть систему до 45°C , а температурный коэффициент равен 4?
- 5–19. Некоторая реакция протекает со скоростью $5 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$ при 25°C . При 45°C она протекает со скоростью $45 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$. Вычислите температурный коэффициент Вант-Гоффа для данной реакции.
- 5–20. Некоторая реакция протекает со скоростью $2 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$ при 25°C . Температурный коэффициент этой реакции равен 4. Вычислите скорость этой реакции при 5°C .
- 5–21. Температурный коэффициент некоторой реакции равен 3. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если эту реакцию сначала осуществляли при нормальных условиях, а затем стали проводить при стандартных условиях?
- 5–22. Чему равен температурный коэффициент реакции, если при повышении температуры на 30°C скорость реакции возросла: а) в 27 раз; б) в 64 раза?
- 5–23. При 150°C некая реакция заканчивается за 1,5 минуты. Принимая температурный коэффициент равным 3, рассчитайте, за какое время она закончится: а) при 170°C ; б) при 130°C ?
- 5–24. Приведите примеры каталитических реакций, имеющих важное значение в промышленности.
- 5–25. Объясните, почему в результате использования катализатора скорость реакции увеличивается? В ответе используйте термин «энергия активации».
- 5–26. В чем особенности гомогенного и гетерогенного катализа? Приведите примеры гомогенных и гетерогенных каталитических реакций.
- 5–27. Энергия активации синтеза иодоводорода без катализатора составляет 168 кДж/моль , а при применении платины в качестве катализатора — 59 кДж/моль . Вычислите, во сколько раз реакция с применением платины пойдет быстрее при температуре 500°C .

- 5–28.** Что такое ферменты? Каковы их особенности?
- 5–29.** С помощью дополнительной литературы и ресурсов сети Интернет выясните, какой вклад в учение о катализе внесли химики Йенс Якоб Берцелиус и Вильгельм Оствальд.
- 5–30.** В биохимии выделяют следующие классы ферментов: оксиредуктазы, трансферазы, гидролазы, лиазы, изомеразы, лигазы (синтазы). С помощью дополнительной литературы и ресурсов сети Интернет выясните, какова роль ферментов каждого из перечисленных классов. Приведите примеры фермента из каждого класса и укажите, в какой биохимической реакции он участвует.
- 5–31.** Что такое «промоторы» и «каталитические яды»? Приведите примеры таких веществ.
- 5–32.** Для того чтобы при гидрировании алкинов получить алкен, а не алкан, используют специальный катализатор — катализатор Линдлара — палладий, отравленный хинолином. Какова роль хинолина в этом процессе? Запишите уравнение реакции гидрирования ацетилена, в ходе которого образуется: а) этан; б) этилен. К какому классу органических веществ относится хинолин?



ХИНОЛИН

5.2. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье

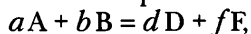
Равновесие — состояние системы, в котором ее параметры не зависят от времени.

Обратимые реакции — реакции, которые могут осуществляться как в прямом, так и в обратном направлении.

Химическое равновесие — состояние реакционной системы, в котором с течением времени не происходит изменения концентраций веществ. Химическое равновесие устанавливается в ходе обратимых реакций.

Равновесные концентрации веществ — концентрации веществ в момент равновесия. Обозначаются формулой вещества, заключенного в квадратные скобки. Например, $[N_2] = 2$ моль/л. Это значит, что в некоторой реакции концентрация азота в момент равновесия была равна 2 моль/л.

Константа равновесия — константа, которая количественно характеризует состояние равновесия. Для обратимой реакции, протекающей в растворе:



константа равновесия может быть выражена через равновесные концентрации веществ (обозначается K_c) и равна отношению произведения равновесных концентраций продуктов прямой реакции к произведению равновесных концентраций исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов:

$$K_c = \frac{[D]^d [F]^f}{[A]^a [B]^b}$$

Константа равновесия K_c зависит от температуры и природы реагирующих веществ и *не зависит* от концентрации отдельных веществ в системе.

Для реакций в газовой фазе константа равновесия (обозначается K_p) выражается через парциальные давления веществ*, участвующих в реакции:

$$K_p = \frac{p_D^d p_F^f}{p_A^a p_B^b}$$

Чем выше значение константы равновесия K_c или K_p , тем сильнее смещено равновесие в сторону образования продуктов прямой реакции.

Принцип Ле Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказать какое-либо воздействие, то равновесие сместится в сторону той реакции, которая ослабит воздействие.

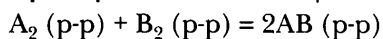
При нагревании равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, при охлаждении системы — в сторону экзотермической.

При увеличении концентрации какого-либо из реагирующих веществ, участвующих в равновесии, равновесие смещается в сторону расходования этого вещества; при уменьшении концентрации какого-либо из веществ равновесие смещается в сторону образования этого вещества.

* Парциальное давление — давление, которое оказывало бы данное вещество в системе в отсутствие других веществ.

При увеличении давления путем сжатия системы равновесие сдвигается в сторону уменьшения числа молекул газов, т. е. в сторону той реакции, в ходе которой происходит понижение давления; при уменьшении давления равновесие сдвигается в сторону возрастания числа молекул газов, т. е. в сторону увеличения давления.

Пример 1. Равновесие в реакции:



установилось при следующих концентрациях веществ: А — 0,5 моль/л; В — 0,8 моль/л; АВ — 1,2 моль/л. Рассчитайте константу равновесия для данной системы. Определите исходные концентрации $c_0(A)$ и $c_0(B)$.

Решение:

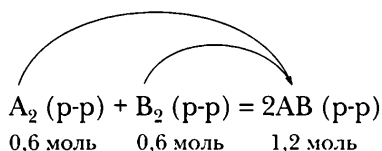
Запишем выражение для константы равновесия данной реакции:

$$K_p = \frac{p_D^d p_F^f}{p_A^a p_B^b}$$

Подставив значения равновесных концентраций, получаем:

$$K_c = \frac{1,2^2}{0,5 \cdot 0,8} = 3,6$$

Рассчитаем исходные концентрации веществ А и В. На момент равновесия концентрация вещества АВ составляет 1,2 моль/л. Для того чтобы образовалось 1,2 моль АВ, требуется по 0,6 моль вещества A_2 и B_2 (стехиометрическое соотношение между АВ и A_2 (или B_2) по уравнению реакции 2 : 1):



Получается, что в расчете на 1 л раствора вещества 0,6 моль вещества A_2 вступило в реакцию и 0,5 моль осталось на момент равновесия. Таким образом, исходная концентрация вещества A_2 составляла:

$$0,6 + 0,5 = 1,1 \text{ (моль/л)}$$

Аналогично для образования АВ было израсходовано 0,6 моль вещества B_2 и 0,8 моль осталось к моменту равновесия. Исходная концентрация вещества B_2 :

$$0,6 + 0,8 = 1,4 \text{ (моль/л)}$$

Ответ: $K_c = 3,6$; $c_0(A_2) = 1,1$ моль/л; $c_0(B_2) = 1,4$ моль/л.

Пример 2. Константа равновесия в обратимой реакции $A (p-p) + B (p-p) = AB (p-p)$ при некоторой температуре равна 0,25. Исходные концентрации веществ А и В до начала реакции равны соответственно 1 и 3 моль/л. Вычислите равновесные концентрации веществ А, В и АВ для данных условий.

Решение:

Запишем выражение для константы равновесия данной реакции:

$$K_c = \frac{[AB]^2}{[A_2][B_2]}$$

Пусть x моль/л — равновесная концентрация вещества АВ, $[AB] = x$ моль/л.

Для образования вещества x моль АВ потребуется x моль вещества А и x моль вещества В.

Тогда равновесные концентрации веществ А и В составят соответственно $(1 - x)$ и $(3 - x)$ моль/л:

$$[A_2] = 1 - x \text{ моль/л}; \quad [B_2] = 3 - x \text{ моль/л}$$

Подставим равновесные концентрации, выраженные через x , в выражение для константы равновесия:

$$K_c = \frac{x^2}{(1 - x)(3 - x)}$$

Учитывая, что константа равновесия равна 0,25, решаем уравнение:

$$0,25 = \frac{x^2}{(1 - x)(3 - x)}$$

$$x^2 = 0,25(1 - x)(3 - x)$$

$$0,25(x^2 - 4x + 3) = x^2$$

$$3x^2 + 4x - 3 = 0$$

$$x = \frac{-4 \pm \sqrt{16 - 4 \cdot 3 \cdot (-3)}}{2 \cdot 3}$$

$$x_1 \approx 0,53; \quad x_2 \approx -1,9$$

Оставляем только первый корень уравнения, так как второй не имеет физического смысла.

Таким образом, равновесная концентрация вещества АВ составляет приблизительно 0,53 моль/л. Рассчитываем равновесные концентрации веществ A_2 и B_2 :

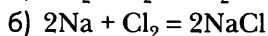
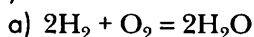
$$[A_2] = 1 - 0,53 = 0,47 \text{ моль/л}$$

$$[B_2] = 3 - 0,53 = 2,47 \text{ моль/л}$$

$$\text{Ответ: } [AB] = 0,53 \text{ моль/л}; \quad [A_2] = 0,47 \text{ моль/л}; \quad [B_2] = 2,47 \text{ моль/л}.$$

Вопросы и задания

5–39. Какие из перечисленных реакций будут обратимы при определенных условиях?



- в) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$
- г) $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$
- д) $\text{CH}_3\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} = \text{CH}_3\text{COOCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- е) $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- ж) $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3 + \text{NaOH} = \text{CH}_3\text{COONa} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- з) $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$
- и) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- к) $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 = \text{C}_2\text{H}_6$
- л) $\text{CO} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH}$
- м) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$

5–40. Из перечисленных ниже процессов выберите обратимые:

- а) $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
- б) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$
- в) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
- г) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- д) $\text{CaCO}_3 (\text{тв.}) = \text{Ca}^{2+} (\text{р-р}) + \text{CO}_3^{2-} (\text{р-р})$

5–41. Приведите по одному примеру обратимых и необратимых реакций с участием: а) воды; б) водорода; в) кислорода; г) азота; д) уксусной кислоты.

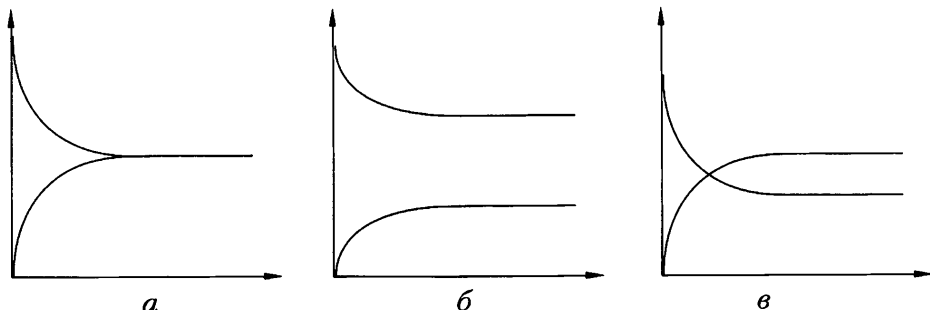
5–42. Чем характеризуется состояние химического равновесия? Верно ли, что в состоянии химического равновесия скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции?

5–43. Почему химическое равновесие является динамическим и устойчивым равновесием?

5–44. Что означает термин «смещение равновесия»? Верно ли, что при смещении равновесия нарушается равенство скоростей прямой и обратной реакций?

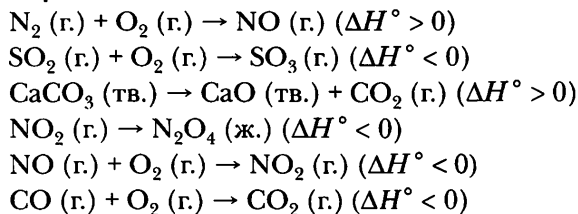
5–45. Прочитайте формулировку принципа Ле Шателье, которую предложил сам ученый в 1884 г.: «Любая система, находящаяся в состоянии устойчивого химического равновесия, будучи подвергнута влиянию внешнего воздействия, которое стремится изменить либо температуру, либо конденсированность (давление, концентрацию, число молекул в единице объема) всей системы или некоторых ее частей, может подвергнуться только тем изменениям, которые, если бы они происходили сами по себе, вызвали бы изменение температуры или конденсированности, противоположное по знаку тому изменению, которое вызывается внешним воздействием». Сравните эту формулировку с современной, данной в учебнике и в задачнике. Подумайте, можно ли утверждать, что принцип Ле Шателье действует не только по отношению к химическим системам, а справедлив и для многих других систем, например биологических, экологических? Ответ мотивируйте.

- 5–46.** На одном из графиков показано изменение скоростей прямой и обратной реакции в течение определенного времени. Какой это график? Какая зависимость может быть отражена на остальных графиках?

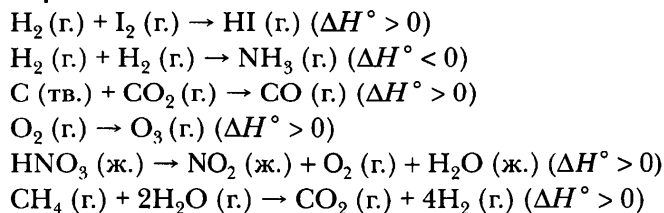


- 5–47.** Перечислите факторы, от которых зависят: а) константа скорости реакции; б) константа равновесия обратимой реакции.
- 5–48.** Можно ли утверждать, что в случае обратимой реакции константа равновесия равна отношению константы скорости прямой реакции к константе скорости обратной реакции? Ответ мотивируйте.
- 5–49.** Ниже приведены схемы некоторых реакций. Преобразуйте данные схемы в уравнения обратимых реакций и определите, в какую сторону сместится равновесие при: а) повышении температуры; б) повышении давления.

Вариант 1

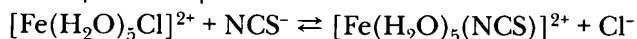


Вариант 2



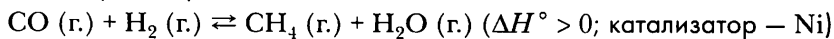
- 5–50.** При взаимодействии с растворами солей железа (III) с тиоцианатами (роданидами) появляется кроваво-красное окрашивание вследствие образования тиоцианатных комплексных соединений железа, например $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{NCS}]$.

Этот процесс отражает схема:



Как изменится окраска раствора при добавлении в такую в равновесную систему: а) раствора FeCl_3 ; б) раствора KNCS ; в) раствора KCl ? Ответ мотивируйте.

- 5–51.** Подберите факторы, с помощью которых можно добиться увеличения выхода водорода в реакции:



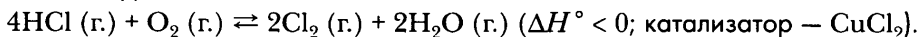
(Преобразуйте данную схему в уравнение обратимой реакции, расставив коэффициенты.)

- 5–52.** Преобразуйте данную схему в уравнение обратимой реакции, расставив коэффициенты:



Подберите факторы, с помощью которых можно добиться увеличения выхода водорода в этой реакции.

- 5–53.** Одним из способов получения хлора является процесс Дикона, который описывается уравнением:



Подберите факторы, с помощью которых можно добиться увеличения выхода хлора в данной реакции.

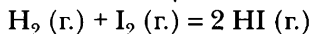
- 5–54.** Обратимой реакцией является реакция этерификации. Приведите пример такой реакции, запишите уравнение реакции. В какую сторону сместится равновесие реакции при: а) нагревании; б) добавлении в систему карбоновой кислоты; в) добавлении в систему катализатора — серной кислоты? (В ходе решения задачи используйте тот факт, что эфир является летучим веществом.)

- 5–55.** Один из современных способов производства метанола основан на реакции синтеза оксида углерода (II) и водорода в присутствии цинк-хромового катализатора (90 % ZnO и 10 % Cr_2O_3) при 20–30 МПа и 400 °С. Прямая реакция является экзотермической ($\Delta H^\circ = -110,8$ кДж/моль). Подберите факторы, с помощью которых можно сместить равновесие реакции в сторону образования метанола. Где применяется метанол?

- 5–56.** Запишите выражения для константы равновесия для следующих реакций: а) синтез аммиака; б) синтез метанола; в) термическое разложение карбоната кальция; г) синтез оксида азота (II) из азота и водорода.

- 5–57.** Для некоторой обратимой реакции константа равновесия при 400 °С равна $1,2 \cdot 10^{-2}$, при 500 °С — $2,1 \cdot 10^{-1}$. Используя этот факт, определите, прямая реакция является экзо- или эндотермической?

5–58. Равновесие в реакции синтеза иодоводорода:



установилось при следующих концентрациях веществ: водорода — 0,8 моль/л, иода — 1 моль/л, иодоводорода — 1,8 моль/л. Определите исходные концентрации иода и водорода и рассчитайте константу равновесия.

5–59. В реакции синтеза метанола равновесие установилось при следующих концентрациях: CO — 0,1 моль/л, H₂ — 0,6 моль/л, метанол — 0,4 моль/л. Рассчитайте исходные концентрации оксида углерода (II) и водорода.

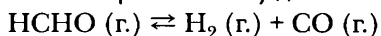
5–60. Константа равновесия в обратимой реакции $\text{A} (\text{г.}) + \text{B} (\text{г.}) = \text{AB} (\text{г.})$ равна 0,5. Исходные концентрации веществ A и B равны соответственно 2 и 4 моль/л. Вычислите равновесные концентрации веществ A, B и AB.

5–61. Константа равновесия в обратимой реакции $\text{A} (\text{ж.}) + \text{B} (\text{ж.}) = \text{AB} (\text{ж.})$ равна 2. Исходные концентрации веществ A и B до начала реакции равны соответственно 1 и 2 моль/л. Вычислите равновесные концентрации веществ A, B и AB.

5–62. В закрытом сосуде происходит реакция синтеза аммиака из азота и водорода. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций, если уменьшить объем сосуда в 2 раза? Что можно сказать о смещении равновесия в этом случае?

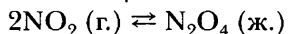
5–63. В закрытом сосуде происходит реакция синтеза иодоводорода из иода и водорода. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций, если увеличить концентрацию иода в 4 раза? Что можно сказать о смещении равновесия в этом случае?

5–64. В сосуд поместили формальдегид, доведя его концентрацию до 1 моль/л, затем нагрели систему до 500 °С, в результате чего установилось равновесие:



Определили, что при указанной температуре в сосуде содержится 0,2 моль/л водорода. Вычислите по этим данным константу равновесия.

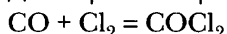
5–65. В сосуд объемом 1 л поместили диоксид азота массой 138 г. В сосуде установилось равновесие:



Константа равновесия составила 7,15. Какое количество вещества NO₂ находится в равновесной системе?

5–66. При 2000 °С на водород и кислород разлагается 1 % водяного пара. Вычислите константу равновесия этой обратимой реакции, считая, что исходная концентрация водяного пара составила 1 моль/л.

5–67. Для обратимой реакции:



константа равновесия при 527 °С равна 698. Рассчитайте равновесную концентрацию фосгена COCl₂, если равновесные концентрации CO и Cl₂ составляют 0,004 моль/л.

- 5–68.** Как известно, константа равновесия зависит от температуры. Зная константу равновесия K_1 при температуре T_1 , можно рассчитать константу равновесия при температуре T_2 (при постоянном давлении) по формуле:

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

При 400 °С значение константы равновесия для реакции синтеза аммиака составляет $1,64 \cdot 10^{-4}$. Используя справочные данные (Приложение 2), найдите тепловой эффект синтеза аммиака в расчете на 1 моль продукта реакции, а затем значение константы равновесия реакции при 600 °С. Используя значения констант равновесия при 400 °С и при 600 °С, покажите, в какую сторону сместилось равновесие этой реакции при нагревании. Как значения констант равновесия согласуются с принципом Ле Шателье?

- 5–69.** Ниже перечислен ряд значений некоторых термодинамических функций. Выберите такие случаи, которые являются критерием состояния равновесия в изолированной системе (температура, давление постоянны):

- а) $\Delta S = 0$ в) $\Delta S > 0$ д) $\Delta H > 0$
б) $\Delta G = 0$ г) $\Delta S < 0$

Ответ мотивируйте.

- 5–70.** Почему для системы, которая находится в равновесии, значения ΔS и ΔH должны иметь одинаковые знаки? Ответ мотивируйте.

Глава 6

Растворы электролитов.

Реакции в растворах электролитов

6.1. Электролитическая диссоциация.

Реакции в растворах электролитов

Электролиты – вещества, которые в растворе или в расплаве проводят электрический ток (обладают ионной проводимостью). Растворы таких веществ также называют электролитами.

Электролитическая диссоциация – процесс распада электролита на ионы под действием молекул растворителя.

Степень диссоциации (α) – это отношение количества вещества электролита, распавшегося на ионы ($n_{\text{расп.}}$), к количеству вещества электролита, поступившего в раствор ($n_{\text{общ.}}$).

$$\alpha = \frac{n_{\text{расп.}}}{n_{\text{общ.}}},$$

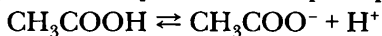
где α – степень электролитической диссоциации, $0 < \alpha \leq 1$. Степень диссоциации может быть выражена в процентах, тогда $0 \% < \alpha \leq 100 \%$.

Сильные электролиты – электролиты, которые в растворе диссоциируют практически полностью, $\alpha \ll 1$ (или 100 %).

Слабые электролиты – электролиты, диссоциирующие в растворе в незначительной степени ($\alpha \ll 1$).

К сильным электролитам относят соли, щелочи, некоторые кислоты (HCl, HBr, HI, HClO₄, HNO₃, H₂SO₄ и др.). К слабым электролитам относят некоторые неорганические кислоты (HCN, H₂S, H₂CO₃ и др.) и почти все органические кислоты (CH₃COOH, H₂C₂O₄ и др.), раствор аммиака NH₃ · H₂O и т. д.

Константа диссоциации (K_a) количественно характеризует процесс диссоциации слабого электролита, является константой равновесия для такого обратимого процесса. Например:



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Константы диссоциации кислот обозначают K_a (от лат. *acid* – «кислота»), константы диссоциации оснований K_b (от лат. *base* – «основание»).

Значение константы диссоциации зависит от температуры и не зависит от концентрации электролита.

Между степенью диссоциации и константой диссоциации существует взаимосвязь. В случае электролита AX (бинарного электролита), диссоциирующего по схеме:



константа и степень диссоциации связаны следующим соотношением (*закон разведения Оствальда*):

$$K_a = \frac{\alpha^2 c}{1 - \alpha},$$

где c — молярная концентрация электролита (моль/л); α — степень электролитической диссоциации.

Для слабого электролита можно принять $1 - \alpha \approx 1$, тогда соотношение константы и степени диссоциации упрощаются:

$$K_a = \alpha^2 c$$

Пример. Вычислите концентрацию ионов водорода $[H^+]$ в 0,1 М растворе хлорноватистой кислоты $HClO$ ($K_a = 5 \cdot 10^{-8}$).

Решение:

Находим степень диссоциации $HClO$. Так как $HClO$ является *слабым* бинарным электролитом, воспользуемся соотношением $K_d = \alpha^2 c$.

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}} = \sqrt{\frac{5 \cdot 10^{-8}}{0,1}} = 7 \cdot 10^{-4}$$

Чтобы найти концентрацию ионов H^+ , надо концентрацию электролита умножить на степень диссоциации:

$$[H^+] = \alpha c = 7 \cdot 10^{-4} \cdot 0,1 = 7 \cdot 10^{-5} \text{ (моль/л)}$$

Ответ: $[H^+] = 7 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Вопросы и задания

- 6–1.** Составьте уравнения электролитической диссоциации следующих веществ:
- гидроксида калия, карбоната натрия, хлорида бария, гидроксида стронция, бромоводородной кислоты, ортофосфорной кислоты;
 - сульфата калия, иодоводородной кислоты, хлорида магния, гидроксида лития, сульфата хрома (III), азотистой кислоты;
 - ацетата натрия, пропионата калия, муравьиной кислоты, формиата аммония, уксусной кислоты, бутирата натрия, α -хлормасляной кислоты;
 - щавелевой кислоты, оксалата натрия, оксалата аммония, молочной (α -оксипропионовой) кислоты, лактата натрия (лактаты — соли молочной кислоты);
 - бензойной кислоты, бензоата натрия, 2,4,6-тринитрофенола (пикриновой кислоты), бензолсульфокислоты;
 - хлорноватистой кислоты, хлористой кислоты, хлорноватой кислоты, хлорной кислоты, гипохлорита натрия, хлорита натрия, хлората натрия, перхлората натрия;
 - нитрита натрия, цианида калия, цианата натрия, тиоцианата аммония.
- В каждом случае обозначьте класс, к которому относится то или иное вещество.

6–2. Подберите по два примера веществ, в водном растворе которых присутствует ион:

- | | | |
|-----------------------|-----------------------|--------------------------------|
| а) OH^- | в) NO_3^- | д) CH_3COO^- |
| б) SO_4^{2-} | г) PO_4^{3-} | е) $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ |

6–3. Подберите по два примера веществ, в водном растворе которых присутствует ион:

- | | | |
|---------------------------------------|---------------------|--|
| а) $\text{H}^+(\text{H}_3\text{O}^+)$ | в) Mg^{2+} | д) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ |
| б) K^+ | г) Ba^{2+} | е) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO}^-$ |

6–4. Подберите по два примера веществ, в водном растворе которых присутствует ион:

- | | | |
|------------------|-----------------------|---|
| а) Ag^+ | в) CO_3^{2-} | д) $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ |
| б) Cl^- | г) Cu^{2+} | е) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^-$ |

6–5. Подберите по два примера веществ, в водном растворе которых присутствует ион:

- | | | |
|---------------------|------------------------------|---------------------|
| а) Hg^{2+} | в) CH_3COO^- | д) ClO_3^- |
| б) NH_4^+ | г) MnO_4^- | е) ClO^- |

6–6. Подберите по два примера веществ, в водном растворе которых присутствует ион:

- | | | |
|-------------------------------|-----------------------|------------------------------------|
| а) CuOH^+ | в) ZnOH^+ | д) BiO^+ (висмутил-ион) |
| б) $\text{Al}(\text{OH})_2^+$ | г) CrOH^{2+} | е) UO_2^{2+} (уранил-ион) |

6–7. Подберите по три примера веществ, в водном растворе которых присутствует ион:

- | | | |
|---------------------|------------------------------|------------------------------|
| а) HSO_4^- | в) HPO_4^{2-} | д) HC_2O_4^- |
| б) HCO_3^- | г) H_2PO_4^- | е) HCOO^- |

Укажите, какие из приведенных в ваших примерах веществ можно отнести к кислым солям?

6–8. Подберите по два примера веществ, в водном растворе которых присутствует ион:

- | | | |
|------------------------------------|--------------------------------------|---|
| а) $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ | в) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ | д) $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ |
| б) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ | г) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ | е) $[\text{PtCl}_4]^{2-}$ |

6–9. Из данного перечня выберите названия сильных электролитов и запишите уравнения их диссоциации: нитрат натрия, нитрат бария, сероводородная кислота, гидроксид бария, сульфид натрия, угольная кислота, карбонат калия.

6–10. Из данного перечня выберите названия слабых электролитов и запишите уравнения их диссоциации: уксусная кислота, ацетат натрия, азотистая кислота, азотная кислота, нитрат калия, нитрит калия, соляная кислота.

- 6–11. Из данного перечня выберите названия сильных электролитов и запишите уравнения их диссоциации: ортофосфорная кислота, фосфат натрия, хлорид аммония, нитрат серебра, серная кислота, хлорная кислота, иодоводородная кислота.
- 6–12. Вычислите молярную концентрацию ионов натрия и ионов хлора в растворе, в 1 л которого содержится 58,5 г хлорида натрия.
- 6–13. Вычислите молярную концентрацию ионов калия и карбонат-ионов в растворе, в 1 л которого содержится 13,8 г карбоната калия.
- 6–14. В мерную колбу внесли навеску ортофосфата натрия массой 0,164 г и добавили воду, чтобы получился раствор объемом 100 мл. Вычислите молярную концентрацию ионов натрия и фосфат-ионов в растворе.
- 6–15. Вычислите молярную концентрацию ионов натрия и нитрат-анионов, содержащихся в 10%-м растворе нитрата натрия (плотность раствора 1,07 г/мл).
- 6–16. Вычислите молярную концентрацию ионов магния и сульфат-анионов, содержащихся в 16%-м растворе сульфата магния (плотность раствора 1,17 г/мл).
- 6–17. Вычислите молярную концентрацию ионов алюминия и сульфат-анионов, содержащихся в 10%-м растворе сульфата алюминия (плотность раствора 1,1 г/см³).
- 6–18. В каких случаях возможна реакция в растворе между предложенными реагентами?
- а) гидроксид натрия и азотная кислота;
 - б) карбонат калия и нитрат кальция;
 - в) карбонат натрия и серная кислота;
 - г) сульфат натрия и гидроксид калия;
 - д) гидроксид железа (III) и азотная кислота;
 - е) оксид меди (II) и азотная кислота;
 - ж) карбонат кальция и сульфат бария;
 - з) серная кислота и сульфид железа (II);
 - и) серная кислота и хлорид бария;
 - к) серная кислота и гидроксид калия;
 - л) сульфат натрия и нитрат калия;
 - м) оксид железа (III) и серная кислота;
 - н) гидроксид алюминия и соляная кислота;
 - о) фосфат магния и сульфид свинца (II).
- Составьте ионные уравнения возможных реакций.
- 6–19. Напишите уравнения всех возможных реакций между:
- а) нитратом алюминия и фосфатом натрия;
 - б) сульфидом калия и соляной кислотой;
 - в) сульфидом калия и нитратом натрия;
 - г) сульфатом калия и нитратом свинца (II);

- д) соляной кислотой и гидроксидом калия;
- е) гидроксидом цинка и азотной кислотой;
- ж) оксидом магния и серной кислотой;
- з) хлоридом серебра и иодидом свинца (II).

Составьте ионные уравнения. Определите форму связывания ионов в результате протекания возможных реакций.

6–20. Напишите уравнения всех возможных реакций между:

- а) серной кислотой и сульфитом натрия;
- б) серной кислотой и нитратом бария;
- в) азотной кислотой и гидроксидом калия;
- г) сульфатом натрия и нитратом меди (II);
- д) оксидом свинца (II) и азотной кислотой;
- е) гидроксидом меди (II) и серной кислотой;
- ж) фосфатом цинка и гидроксидом свинца (II).

Составьте ионные уравнения. Укажите форму связывания ионов в результате протекания возможных реакций.

6–21. Напишите уравнения осуществимых реакций между следующими веществами:

- а) силикатом натрия и хлоридом кальция;
- б) сульфидом натрия и серной кислотой;
- в) гидроксидом меди (II) и азотной кислотой;
- г) оксидом меди (II) и соляной кислотой;
- д) нитратом калия и гидроксидом натрия.

Составьте ионные уравнения. Определите форму связывания ионов в результате протекания возможных реакций.

6–22. Напишите уравнения осуществимых реакций между следующими веществами:

- а) фосфатом калия и нитратом меди (II);
- б) сульфитом натрия и серной кислотой;
- в) гидроксидом железа (III) и соляной кислотой;
- г) оксидом цинка и азотной кислотой;
- д) хлоридом меди (II) и нитратом цинка.

Составьте ионные уравнения реакций.

6–23. Напишите уравнения возможных реакций между следующими веществами:

- а) оксидом фосфора (V) и гидроксидом калия;
- б) оксидом железа (III) и соляной кислотой;
- в) сероводородом и гидроксидом натрия;
- г) нитратом бария и соляной кислотой.

Составьте ионные уравнения реакций.

6–24. Между какими из перечисленных реагентов возможны реакции в растворе: уксусная кислота, гидроксид калия, карбонат натрия, ацетат бария? Составьте ионные уравнения этих реакций, укажите форму связывания ионов.

- 6–25.** Приведите молекулярные уравнения, соответствующие данным сокращенным ионным уравнениям:
- $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$
 - $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} = \text{H}_2\text{S} \uparrow$
- 6–26.** Приведите молекулярные уравнения, соответствующие данным сокращенным ионным уравнениям:
- $3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$
 - $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- 6–27.** Приведите молекулярные уравнения, соответствующие данным сокращенным ионным уравнениям:
- $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
 - $2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} = \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- 6–28.** Приведите молекулярные уравнения, соответствующие данным сокращенным ионным уравнениям:
- $2\text{Ag}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{Ag}_2\text{CO}_3 \downarrow$
 - $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- 6–29.** Приведите молекулярные уравнения, соответствующие данным сокращенным ионным уравнениям:
- $2\text{HCOOH} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{HCOO}^-$
 - $2\text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ba}^{2+} = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$
- 6–30.** Приведите молекулярные уравнения, соответствующие данным сокращенным ионным уравнениям:
- $\text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$
 - $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 6–31.** Преобразуйте данные схемы в сокращенные ионные уравнения. Приведите соответствующие молекулярные уравнения:
- $\text{Al}^{3+} + \text{OH}^- \rightarrow \dots$
 - $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \dots$
 - $\text{Ba}^{2+} + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \dots$
- 6–32.** С какими из перечисленных веществ взаимодействует (в водном растворе) хлорид натрия: нитрат бария, нитрат серебра, гидроксид калия, серная кислота, нитрат свинца (II)? Напишите уравнения реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.
- 6–33.** С какими из перечисленных веществ взаимодействует (в водном растворе) сульфат калия: нитрат бария, карбонат натрия, гидроксид натрия, соляная кислота, нитрат свинца (II)? Напишите уравнения реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

- 6–34.** С какими из перечисленных веществ взаимодействует (в водном растворе) карбонат натрия: хлорид бария, нитрат серебра, гидроксид калия, азотная кислота, нитрат свинца (II)? Напишите уравнения реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.
- 6–35.** С какими из перечисленных веществ взаимодействует (в водном растворе) хлорид меди (II): нитрат бария, нитрат серебра, гидроксид калия, серная кислота, сульфид натрия? Напишите уравнения реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.
- 6–36.** С какими из перечисленных веществ взаимодействует (в водном растворе) соляная кислота: сульфат натрия, карбонат кальция, нитрат серебра, сульфид натрия, силикат натрия? Напишите уравнения реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.
- 6–37.** С какими из перечисленных веществ взаимодействует (в водном растворе) гидроксид натрия: хлорид бария, хлорид цинка, сульфид меди (II), серная кислота, ацетат меди (II)? Напишите уравнения реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.
- 6–38.** Качественной реакцией на ион калия является реакция с гексанитрокобальтатом натрия $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. При взаимодействии свежеприготовленного раствора этого реагента с солями калия выпадает желтый осадок двойной соли $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Составьте полное и сокращенное ионные уравнения этой реакции.
- 6–39.** Даны растворы: хлорида бария, сульфата меди (II), гидроксида натрия. Напишите уравнения возможных реакций между данными веществами, составьте полное и сокращенное ионные уравнения.
- 6–40.** Даны вещества: соляная кислота, раствор нитрата натрия, раствор карбоната калия, раствор силиката натрия. Напишите уравнения возможных реакций между данными веществами, составьте полное и сокращенное ионные уравнения.
- 6–41.** Даны водные растворы:
- а) иодида калия, сульфата натрия, нитрата свинца (II), гидроксида бария;
 - б) азотной кислоты, ацетата свинца (II), карбоната натрия, гидроксида калия;
 - в) сульфида натрия, нитрата свинца (II), сульфата меди (II), гидроксида калия;
 - г) натриевой соли глицина, гидроксида калия, серной кислоты, глицина;
 - д) хлорида глицина, азотной кислоты, гидроксида натрия, аланина.
- Напишите уравнения возможных реакций между данными веществами, составьте полное и сокращенное ионные уравнения.
- 6–42.** В трех пронумерованных склянках без этикеток находятся водные растворы:
- а) гидроксида натрия, сульфата натрия, нитрата натрия;
 - б) хлорида натрия, нитрата натрия, соляной кислоты;
 - в) ацетата натрия, сульфата натрия, карбоната натрия;

г) ацетата натрия, оксалата натрия, оксалата аммония.

Как химическим путем идентифицировать эти вещества? Напишите уравнения реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

6–43. В трех пронумерованных склянках без этикеток находятся водные растворы кислот: соляной, азотной и серной. Как химическим путем идентифицировать эти вещества? Напишите уравнения реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

6–44. В четырех пронумерованных склянках без этикеток находятся водные растворы:

а) сульфида натрия, сульфата натрия, иодида натрия, нитрата натрия;

б) хлорида меди (II), сульфата меди (II), нитрата меди (II), нитрата калия;

в) серной кислоты, хлороводорода, сульфата натрия, хлорида натрия;

г) муравьиной кислоты, аммиака, нитрата аммония, нитрата бария.

Как химическим путем идентифицировать эти вещества? Напишите уравнения реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

6–45. В трех пронумерованных склянках без этикеток находятся водные растворы солей: хлорида бария, сульфата натрия и нитрата натрия. Как химическим путем, не используя других реактивов, идентифицировать эти вещества? Напишите уравнения реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

6–46. В четырех пронумерованных склянках без этикеток находятся водные растворы: нитрата серебра, сульфида натрия, нитрата натрия и соляной кислоты. Как химическим путем, не используя других реактивов, идентифицировать эти вещества? Напишите уравнения реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

6–47. В четырех пронумерованных склянках без этикеток находятся растворы гидроксида натрия, хлорида меди (II), сульфата меди (II), хлорида бария. Как химическим путем, не используя других реактивов, идентифицировать эти вещества? Напишите уравнения реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

6–48. В четырех пронумерованных склянках без этикеток находятся растворы гидроксида калия, хлорида никеля (II), сульфата никеля (II), нитрата бария. Как химическим путем, не используя других реактивов, идентифицировать эти вещества? Напишите уравнения реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

6–49. Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ:

а) Барий → Гидроксид бария → Хлорид бария → Нитрат бария → Сульфат бария;

б) Уголь → Углекислый газ → Карбонат натрия → Карбонат бария → Углекислый газ;

в) Фосфор → Оксид фосфора (V) → Фосфат натрия → Фосфат кальция;
 г) Кальций → Гидроксид кальция → Хлорид кальция → Карбонат кальция → Нитрат кальция → Фосфат кальция;
 д) Калий → Гидроксид калия → Хлорид калия → Нитрат калия → Сульфат калия → Нитрат калия;
 е) Сера → Оксид серы (IV) → Сульфит натрия → Сульфат натрия → Сульфат свинца (II);
 ж) Уксусная кислота → Ацетат кальция → Ацетат натрия → Уксусная кислота → Уксусный ангидрид.
 Составьте полные и сокращенные ионные уравнения реакций для растворов электролитов.

- 6–50.** Вычислите молярную концентрацию ионов водорода и нитрит-ионов в 0,1 М водном растворе азотистой кислоты. Значение константы диссоциации приведено в Приложении 2.
- 6–51.** Вычислите молярную концентрацию ионов водорода и ацетат-ионов в 0,01 М водном растворе уксусной кислоты. Значение константы диссоциации приведено в Приложении 2.
- 6–52.** При какой молярной концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты составит 20 %?
- 6–53.** Степень диссоциации муравьиной кислоты в 0,2 М водном растворе равна 0,03. Рассчитайте константу диссоциации муравьиной кислоты.
- 6–54.** Степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1 М водном растворе равна 0,013. При какой концентрации раствора фтороводородной кислоты ее степень диссоциации будет такой же?
- 6–55.** Используя значения констант диссоциации (Приложение 2), сравните степень диссоциации кислот в 0,1 М водном растворе: муравьиной, уксусной, пропионовой и масляной. Расположите кислоты в ряд по возрастанию степени диссоциации. Объясните тенденцию в изменении степени диссоциации в таком ряду кислот.
- 6–56.** Смешали два водных раствора: 100 мл 0,01 М HCl и 100 мл 0,1 М CH₃COOH. Рассчитайте молярную концентрацию ионов водорода в полученном растворе.
- 6–57.** Смешали два водных раствора: 50 мл 0,01 М HNO₃ и 150 мл 0,1 М HCOOH. Рассчитайте молярную концентрацию ионов водорода в полученном растворе.
- 6–58.** Смешали два водных раствора, содержащих соответственно 5 моль азотной кислоты и 4,5 моль гидроксида натрия. Определите количество вещества образовавшейся соли и реакцию среды в полученном растворе.

- 6–59.** Смешали два водных раствора, содержащих соответственно 3 моль гидроксида калия и 2,25 моля хлороводорода. Определите количество вещества образовавшейся соли и реакцию среды в полученном растворе.
- 6–60.** Смешали два водных раствора, содержащих соответственно 3 моль серной кислоты и 7 моль гидроксида натрия. Определите количество вещества и массу образовавшейся соли, реакцию среды в полученном растворе и массу одного из реагентов, оставшегося после реакции.
- 6–61.** Смешали два водных раствора, содержащих соответственно 5 моль ортофосфорной кислоты и 18 моль гидроксида калия. Определите массу образовавшейся соли, реакцию среды в растворе после реакции и массу одного из реагентов, оставшегося после реакции.
- 6–62.** Вычислите массу соли, образовавшуюся при взаимодействии 6,3 г азотной кислоты с избытком гидроксида калия.
- 6–63.** Вычислите массу соли, образовавшейся при взаимодействии 6,3 г азотной кислоты с раствором гидроксида натрия массой 2 г.
- 6–64.** Вычислите массу осадка, образовавшегося при взаимодействии 10,6 г водного раствора карбоната натрия с избытком раствора хлорида кальция.
- 6–65.** Вычислите массу осадка, образовавшегося при взаимодействии 10,6 г водного раствора карбоната натрия с раствором, содержащим хлорид кальция массой 5,55 г.
- 6–66.** Вычислите массу соли, образовавшуюся при взаимодействии 9,8 г серной кислоты с избытком раствора гидроксида кальция.
- 6–67.** Вычислите массу соли, образовавшейся при взаимодействии 9,8 г серной кислоты с раствором, содержащим гидроксид кальция массой 14,8 г.
- 6–68.** Вычислите массу осадка, образовавшегося при взаимодействии 66,2 г водного раствора нитрата свинца (II) с избытком раствора сульфида натрия.
- 6–69.** Вычислите массу осадка, образовавшегося при взаимодействии 66,2 г водного раствора нитрата свинца (II) с раствором, содержащим сульфид натрия массой 31,6 г.
- 6–70.** Смешали два водных раствора, содержащих соответственно 18,5 г гидроксида кальция и 29,2 г хлороводорода. Вычислите массу образовавшейся соли.
- 6–71.** Смешали два водных раствора, содержащих соответственно 24 г гидроксида натрия и 9,8 г ортофосфорной кислоты. Определите массу образовавшейся соли, реакцию среды в полученном растворе и массу одного из реагентов, оставшегося после реакции.
- 6–72.** Смешали два водных раствора, содержащих соответственно 111 г гидроксида кальция и 292 г хлороводорода. Определите массу образовавшейся соли,

реакцию среды в полученном растворе и массу одного из реагентов, оставшегося после реакции.

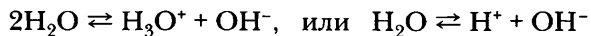
- 6–73.** Смешали два водных раствора, содержащих соответственно 9,8 г ортофосфорной кислоты и 8 г гидроксида натрия. Какая соль образуется в результате реакции? Определите ее массу.
- 6–74.** Навеску цинка массой 260 г добавили к раствору серной кислоты массой 196 г. Определите массу образовавшейся соли и объем (н. у.) выделившегося газа.
- 6–75.** Смешали два раствора, содержащих соответственно 416 г хлорида бария и 426 г сульфата натрия. Рассчитайте массу образовавшегося осадка.
- 6–76.** Вычислите массу соли, образовавшейся при взаимодействии 8 г оксида меди(II) и 19,6 г 25 %-го раствора серной кислоты.
- 6–77.** Вычислите массу соли, образовавшейся при взаимодействии 8 г оксида магния и 157,5 г 20 %-го раствора азотной кислоты.
- 6–78.** Вычислите массу соли, образовавшейся при взаимодействии 32,4 г оксида цинка и 292 г 20 %-го раствора соляной кислоты.
- 6–79.** Вычислите массу соли, образовавшейся при взаимодействии 11,6 г оксида серебра и 63 г 25 %-го раствора азотной кислоты.
- 6–80.** Навеску оксида магния массой 8 г обработали 146 г 20 %-го раствора соляной кислоты. Вычислите: а) массу образовавшейся соли; б) массовую долю соли, образовавшейся в полученном растворе.
- 6–81.** Навеску оксида меди(II) массой 4 г обработали 10 %-м раствором серной кислоты массой 196 г. Вычислите массовую долю образовавшейся соли в полученном растворе.
- 6–82.** Навеску оксида меди(II) массой 4 г обработали 10 %-м раствором серной кислоты массой 196 г. Вычислите массу медного купороса (сульфата меди пятиводного), который можно получить в результате выпаривания полученного раствора.
- 6–83.** Навеску оксида меди(II) массой 24 г обработали 10 %-м раствором серной кислоты массой 196 г. Вычислите массу осадка в реакционной смеси.
- 6–84.** Смешали 208 г 8 %-го раствора хлорида бария и 142 г 10 %-го раствора сульфата натрия. Вычислите массу образовавшегося осадка.
- 6–85.** Навеску медного купороса массой 5 г растворили в воде и добавили 0,8 г гидроксида натрия. Осадок отфильтровали, высушили и прокалили. Порцию вещества, образовавшегося в результате прокалывания, довели до постоянной массы. Определите массу полученного вещества.
- 6–86.** Смешали два раствора, содержащих соответственно 8 г гидроксида натрия и 9,8 г серной кислоты. Определите, какая соль образуется в результате реакции и какова ее масса.

- 6–87.** К 5 %-му раствору хлорида бария массой 208 г добавили 213 г 10 %-го раствора сульфата натрия. Вычислите массу образовавшегося осадка.
- 6–88.** К 15 %-му раствору хлорида кальция массой 222 г добавили 138 г 20 %-го раствора карбоната калия. Вычислите массу образовавшегося осадка.
- 6–89.** К 5 %-му раствору хлорида бария массой 208 г добавили 213 г 10 %-го раствора сульфата натрия. Вычислите массовые доли солей в растворе после реакции.
- 6–90.** К 15 %-му раствору хлорида кальция массой 222 г добавили 138 г 20 %-го раствора карбоната калия. Вычислите массовые доли солей в растворе после реакции.
- 6–91.** К 10 %-му раствору сульфата меди (II) массой 160 г добавили 39 г 10 %-го раствора сульфида натрия. Вычислите массовые доли ионов в растворе после реакции: а) Na^+ ; б) Cu^{2+} ; в) SO_4^{2-} .
- 6–92.** К 2 %-му раствору нитрата серебра массой 85 г добавили 45 г 10 %-го раствора хлорида натрия. Вычислите массовые доли ионов в растворе после реакции: а) Na^+ ; б) NO_3^- ; в) I^- .
- 6–93.** Вычислите массу осадка, образовавшегося в результате взаимодействия 100 мл 0,1 М раствора карбоната натрия и 50 мл 0,5 М раствора хлорида кальция.
- 6–94.** Вычислите массу осадка, образовавшегося в результате взаимодействия 50 мл 0,5 М раствора сульфата калия и 80 мл 0,05 М раствора нитрата бария.
- 6–95.** Смещали два раствора: 50 мл 0,5 М HCl и 50 мл 0,2 М AgNO_3 . Вычислите молярные концентрации ионов в растворе после реакции.
- 6–96.** В порцию 10 %-го раствора гидроксида калия массой 56 г пропустили углекислый газ объемом: а) 11,2 л (н. у.); б) 224 мл (н. у.). Определите, какая соль образуется и какова ее масса.
- 6–97.** В раствор, содержащий 7,4 г гидроксида кальция, пропустили оксид серы (IV): а) объемом 224 л (н. у.); б) массой 32 г. Определите, какая соль образуется и какова ее масса.
- 6–98.** Через 10 %-й раствор гидроксида натрия массой 160 г пропустили углекислый газ объемом 6,72 л (н. у.). Вычислите массовые доли солей в образовавшемся растворе.
- 6–99.** Через 25 %-й раствор гидроксида натрия массой 960 г пропустили углекислый газ объемом 89,6 л (н. у.). Вычислите массовые доли солей в растворе после реакции.
- 6–100.** Через 10 %-й раствор гидроксида натрия массой 200 г пропустили сероводород объемом 6,72 л (н. у.). Вычислите массовые доли веществ в растворе после реакции.

- 6–101.** Через 25 %-й раствор гидроксида калия массой 179,2 г пропустили сернистый газ объемом 11,2 л (н. у.). Вычислите массовые доли веществ в растворе после реакции.
- 6–102.** Смешали 140 г 20 %-го раствора гидроксида натрия и 294 г 10 %-го раствора ортофосфорной кислоты. Вычислите массовые доли веществ в растворе после реакции.
- 6–103.** Смешали 280 г 10 %-го раствора гидроксида калия и 294 г 10 %-го раствора ортофосфорной кислоты. Вычислите массовые доли веществ в растворе после реакции.
- 6–104.** К 50 %-му раствору ортофосфорной кислоты ($\rho = 1,34$ г/мл) объемом 146,27 мл добавили 10 %-й раствор аммиака ($\rho = 0,96$ г/мл) объемом 221,35 мл. Вычислите массовые доли веществ в растворе после реакции.
- 6–105.** Газ, образовавшийся в результате полного сгорания 179,2 мл (н. у.) этана, пропустили через 740 г 0,1 %-го раствора гидроксида кальция. Вычислите массу образовавшегося осадка и массовую долю вещества, находящегося в растворе после реакции.
- 6–106.** Смесь сульфатов калия и натрия массой 158 г растворили в воде и обработали избытком раствора хлорида бария. В результате образовался осадок массой 233 г. Вычислите массовые доли сульфатов в исходной смеси.
- 6–107.** Смесь карбонатов кальция и бария массой 123,5 г обработали избытком соляной кислоты. В реакции образовался газ, объем которого составил 16,8 л (н. у.). Вычислите массовые доли карбонатов в исходной смеси.

6.2. Ионное произведение воды. Понятие о pH и pOH

Автопротолиз воды — реакция ионизации воды, в результате которой происходит перенос протона от одной молекулы воды к другой:



Автопротолиз воды как обратимый процесс количественно характеризуется константой равновесия:

$$K_c = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad (\text{при } 25^\circ\text{C})$$

Если пренебречь незначительной долей молекул, распавшихся на ионы, концентрацию недиссоциированных молекул воды $[\text{H}_2\text{O}]$ принимают равной общей концентрации воды — 55,56 моль/л.

Исходя из этого можно определить величину $[\text{H}^+][\text{OH}^-]$ — **ионное произведение воды** (при 25°C), или **константу автопротолиза** K_w :

$$K_w = K_c[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_w = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 \approx 1 \cdot 10^{-14} \quad (\text{при } 25^\circ\text{C})$$

В результате автопротолиза 1 моль воды образуется 1 моль ионов H^+ и 1 моль ионов OH^- . Тогда:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{1 \cdot 10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

Константу автопротолиза для удобства представляют в виде показателя константы автопротолиза воды, который представляет собой **отрицательный логарифм константы автопротолиза pK_w** :

$$pK_w = -\lg K_w = -\lg 10^{-14} = 14$$

Водородный pH (от лат. *potencio Hydrogenii* – «сила водорода») и **гидроксильный pOH показатели** – это отрицательные логарифмы концентрации водородных и гидроксильных ионов:

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

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-]$$

$$pK_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Сумма водородного и гидроксильного показателей постоянна и равна pK_w – отрицательному логарифму константы автопротолиза.

Шкала pH и pOH схематически изображена ниже.

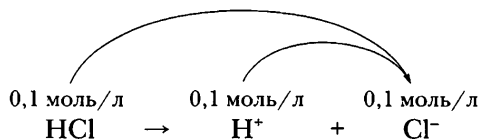


В воде и в нейтральном растворе $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л}$; $\text{pH} = 7$ (при 25°C).

Пример. Вычислите pH и pOH растворов: а) 0,1 М HCl; б) 0,1 М CH_3COOH ; в) 0,1 М NaOH.

Решение:

а) Соляная кислота является сильной кислотой, будем считать, что степень ее диссоциации практически равна 100%. Исходя из уравнения электролитической диссоциации определяем концентрации ионов H^+ и Cl^- :



Таким образом, $[\text{H}^+] = 0,1$ моль/л. Находим рН:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 0,1 = 1$$

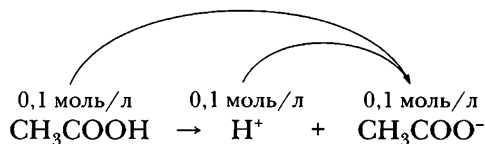
Находим рОН:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 1 = 13$$

б) Уксусная кислота является слабой кислотой. Поэтому нельзя считать, что концентрация уксусной кислоты совпадет с концентрацией ионов H^+ в растворе. Сначала найдем степень диссоциации кислоты в 0,1 М растворе. Используем закон разведения Оствальда (константу диссоциации уксусной кислоты находим в Приложении 2, она равна $1,8 \cdot 10^{-5}$):

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,1}} \approx 1,34 \cdot 10^{-3}$$

Находим концентрацию ионов H^+ в 0,1 М растворе CH_3COOH :

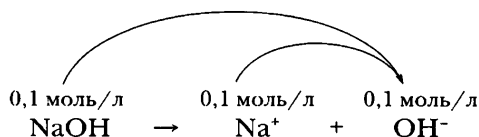


$$[\text{H}^+] = 1,34 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1 = 1,34 \cdot 10^{-4} \text{ (моль/л)}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 1,34 \cdot 10^{-4} \approx 3,9$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 3,9 = 10,1$$

в) Гидроксид натрия — сильный электролит. В этом случае, допуская $\alpha \approx 100\%$, будем считать, что концентрация ионов OH^- будет практически равна концентрации гидроксида натрия в растворе:



Тогда $[\text{OH}^-] = 0,1$ моль/л, можно рассчитать рОН:

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg 0,1 = 1$$

Рассчитаем рН:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 13$$

Вопросы и задания

- 6–108.** Составьте уравнения автопротолиза: а) воды; б) аммиака.
- 6–109.** Почему произведение $[H^+][OH^-]$ имеет постоянное значение при данной температуре?
- 6–110.** Может ли значение рН быть больше 14? Ответ мотивируйте.
- 6–111.** Во сколько раз надо увеличить или уменьшить концентрацию ионов водорода, чтобы значение рН изменилось на единицу? На две единицы? Как при этом будет изменяться значение рОН?
- 6–112.** Вычислите рН и рОН следующих растворов:
- а) 1 М серной кислоты;
 - б) 0,5 М азотной кислоты;
 - в) 0,01 М соляной кислоты;
 - г) 0,01 М гидроксида натрия;
 - д) 2 М гидроксида калия.
- 6–113.** Вычислите рН и рОН следующих растворов:
- а) 0,1 М муравьиной кислоты;
 - б) 0,01 М уксусной кислоты;
 - в) 1 М ортофосфорной кислоты;
 - г) 0,1 М раствора аммиака.
- 6–114.** Рассмотрите таблицу, приведенную ниже:

Значения рН некоторых систем

Система	Значение рН
Дождевая вода	5,5–6,0
Морская вода	8,0–8,4
Торфяная вода	4,5–5,0
Сок яблочный	3,5–4,0
Сок лимонный	2,5–3,0
Кровь человека	7,35–7,45
Молоко	6,6–6,9
Слюна	6,35–6,85
Желудочный сок	1,0–2,0
Моча	4,8–8,0

Рассчитайте молярную концентрацию ионов H^+ : а) в крови человека; б) в лимонном соке; в) в желудочном соке.

6-115. Во сколько раз меньше концентрация ионов H^+ в спинномозговой жидкости ($pH = 7,53$), чем в крови?

6-116. Буферные системы — это растворы, сохраняющие определенное значение pH при добавлении к ним небольшого количества кислоты или щелочи. Очень часто в качестве буферных систем используют смеси слабой кислоты и ее соли или смеси слабого основания и его соли. Объясните, почему при добавлении кислоты или щелочи сохраняется постоянное значение pH в системах:

а) смесь уксусной кислоты и раствора ацетата натрия (ацетатная буферная смесь);

б) смесь растворов аммиака и хлорида аммония (аммиачная буферная смесь).

Будет ли сохраняться постоянное значение pH независимо от количества добавленной сильной кислоты или щелочи?

6.3. Гидролиз органических и неорганических соединений

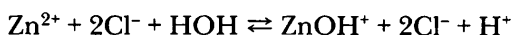
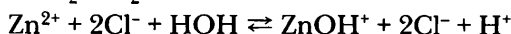
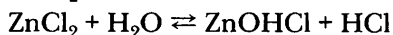
Гидролиз — обменная реакция с водой.

Гидролиз солей — реакция обмена некоторых солей с водой, в результате которой происходит смещение равновесия диссоциации воды.

Примеры гидролиза солей

Пример 1. Гидролиз соли слабого основания и сильной кислоты.

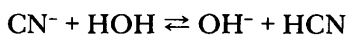
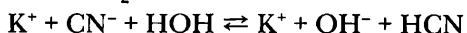
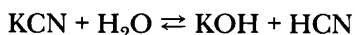
$ZnCl_2$ — соль слабого основания $Zn(OH)_2$ и сильной кислоты HCl .



Гидролиз идет по катиону, среда кислая.

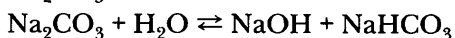
Пример 2. Гидролиз соли сильного основания и слабой кислоты.

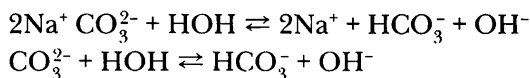
KCN — соль сильного основания KOH и слабой кислоты HCN .



Гидролиз идет по аниону, среда щелочная.

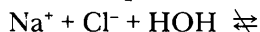
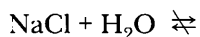
Na_2CO_3 — соль сильного основания $NaOH$ и слабой кислоты H_2CO_3 .





Пример 3. Гидролиз соли сильного основания и сильной кислоты.

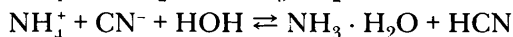
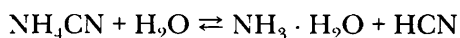
NaCl — соль сильного основания NaOH и сильной кислоты HCl .



Нет связывания ионов, не образуется слабый электролит, поэтому гидролиз не происходит, среда нейтральная.

Пример 4. Гидролиз соли слабого основания и слабой кислоты.

NH_4CN — соль слабого основания $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (NH_4OH) и слабой кислоты HCN .



Гидролиз идет и по катиону, и по аниону. Реакция среды зависит от соотношения сил электролитов $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и HCN .

Вопросы и задания

6–117. Реакции гидролиза и гидратации связаны с водой. Чем гидролиз отличается от гидратации?

6–118. Составьте уравнения необратимого гидролиза следующих соединений:

- карбида кальция;
- карбида алюминия;
- карбида натрия Na_2C_2 ;
- хлорида фосфора (V);
- фторида бора (III).

6–119. Из перечня названий веществ выберите те, которые подвергаются гидролизу, и составьте уравнения их гидролиза в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме:

- метилпропионат;
- диэтиловый эфир;
- фенолят натрия;
- карбид кальция;
- крахмал;
- ацетат натрия;
- этилбромид;
- сульфид алюминия.

6–120. Приведите примеры веществ, гидролиз которых имеет важное биологическое значение.

- 6–121.** Укажите, какие вещества образуются в результате гидролиза: а) жиров; б) белков; в) сложных углеводов. Где в организме происходит гидролиз перечисленных выше веществ?
- 6–122.** Из списка солей выберите те, которые подвергаются гидролизу в водных растворах: нитрат натрия, карбонат калия, хлорид алюминия, сульфид калия. Определите реакцию среды водного раствора.
- 6–123.** Из списка солей выберите те, которые подвергаются гидролизу в водных растворах: нитрат свинца (II), хлорид бария, фосфат калия, сульфат цинка. Определите реакцию среды водного раствора.
- 6–124.** Из списка солей выберите те, которые подвергаются гидролизу в водных растворах: хлорид кальция, карбонат аммония, сульфид аммония, ацетат калия, нитрат бария, хлорид железа (III).
- 6–125.** Гидролиз большинства солей является обратимым процессом. Какие факторы усиливают гидролиз солей: нагревание, разбавление раствора соли водой, добавление соли к раствору, повышение давления?
- 6–126.** Из списка солей выберите те, которые в водных растворах подвергаются гидролизу, составьте уравнения гидролиза в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме: нитрит калия, нитрат калия, иодид калия, ацетат калия.
- 6–127.** Из списка солей выберите те, которые в водных растворах подвергаются гидролизу, составьте уравнения гидролиза в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме: сульфит натрия, фосфат натрия, силикат натрия, сульфат натрия.
- 6–128.** Из списка солей выберите те, которые в водных растворах подвергаются гидролизу, составьте уравнения гидролиза в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме: сульфид натрия, нитрат цинка, сульфат калия, ацетат натрия.
- 6–129.** Из списка солей выберите те, которые в водных растворах подвергаются гидролизу, составьте уравнения гидролиза в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме: карбонат калия, фосфат калия, нитрат калия, нитрат ртути (II).
- 6–130.** Из списка солей выберите те, которые в водных растворах подвергаются гидролизу, составьте уравнения гидролиза в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме: нитрат алюминия, сульфат алюминия, сульфат цинка, ацетат свинца (II).
- 6–131.** Из списка солей выберите те, которые в водных растворах подвергаются гидролизу, составьте уравнения гидролиза в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме: хлорид олова (II), бромид натрия, нитрат хрома (III), фосфат аммония.

- 6–132.** Подберите по два примера веществ, гидролиз которых в водных растворах соответствует следующим сокращенным ионным уравнениям:
- $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$
 - $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
 - $\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ZnOH}^+ + \text{H}^+$
 - $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$
 - $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$
- 6–133.** В трех склянках без этикеток находятся растворы: гидроксида натрия, карбоната натрия, соляной кислоты. Как химическим путем идентифицировать эти вещества? Напишите уравнения реакций, составьте полные и сокращенные ионные уравнения.
- 6–134.** В трех склянках без этикеток находятся растворы: гидроксида калия, сульфата алюминия, серной кислоты. Как химическим путем идентифицировать эти вещества? Напишите уравнения реакций, составьте полные и сокращенные ионные уравнения.
- 6–135.** В трех склянках без этикеток находятся растворы: сульфата натрия, карбоната натрия, нитрата натрия. Как химическим путем идентифицировать эти вещества? Напишите уравнения реакций, составьте полные и сокращенные ионные уравнения.
- 6–136.** В трех склянках без этикеток находятся растворы: хлорида цинка, нитрата цинка, хлорида калия. Как химическим путем идентифицировать эти вещества? Напишите уравнения реакций, составьте полные и сокращенные ионные уравнения.
- 6–137.** Напишите уравнения реакций гидролиза: а) хлорида железа (III); б) нитрата висмута (III).
- 6–138.** Цинковую пластинку поместили в водный раствор хлорида цинка. Через некоторое время наблюдали появление пузырьков газа. Какой это газ? Объясните наблюдаемое явление.
- 6–139.** При смешивании водных растворов карбоната натрия и хлорида алюминия выпадает белый студенистый осадок и наблюдается появление пузырьков газа. Объясните наблюдаемое явление. Запишите уравнение реакции в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме.
- 6–140.** Что происходит при смешивании водных растворов:
- карбоната натрия и сульфата алюминия;
 - сульфида натрия и нитрата хрома (III)?
- Запишите уравнение реакции в полной и сокращенной ионной форме.
- 6–141.** Почему сульфид алюминия невозможно получить взаимодействием растворов, содержащих соответственно ион алюминия и сульфид-анион? Напишите полное и сокращенное ионное уравнение реакции, которая может проис-

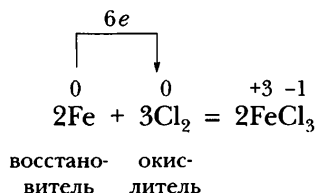
ходить при взаимодействии данных растворов. Как можно получить сульфид алюминия?

6–142. Напишите уравнения необратимого гидролиза следующих веществ:

- а) нитрида лития; в) карбида алюминия;
б) фосфида кальция; г) хлорида фосфора (V).

6.4. Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – реакции, в ходе которых изменяются степени окисления атомов вследствие перехода электронов от атомов одних элементов к атомам других. Например:



Окислитель – вещество, в котором содержатся атомы, молекулы или ионы, принимающие электроны.

Восстановитель – вещество, в котором содержатся атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны.

Окислителем и восстановителем могут также называть элементы, атомы которых отдают или принимают электроны. Если элемент является *окислителем* – его степень окисления *понижается*; если элемент является *восстановителем* – его степень окисления *повышается*.

Окисление – процесс отдачи электронов.

Восстановление – процесс приема электронов.

Типы ОВР

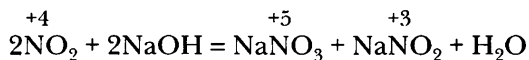
Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции – реакции, в которых окислителем и восстановителем являются разные вещества. Например:



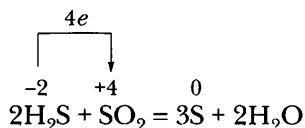
Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции – реакции, в которых одно и то же вещество является и окислителем, и восстановителем.



Диспропорционирование — особый вид окислительно-восстановительных реакций, в которых окислителем и восстановителем является один и тот же элемент в одной и той же степени окисления.



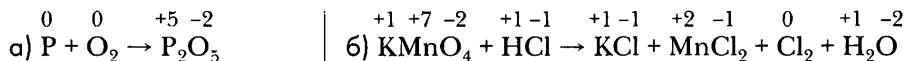
Конпропорционирование — особый вид окислительно-восстановительных реакций, в которых окислителем и восстановителем является один и тот же элемент, но в разных степенях окисления.



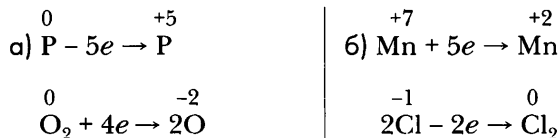
Метод электронного баланса основан на составлении схем окислительно-го и восстановительного процесса и определении общего числа электронов, перемещающихся от восстановителя к окислителю.

Пример 1. Рассмотрим метод электронного баланса на примере горения фосфора и взаимодействия перманганата калия с концентрированной соляной кислотой.

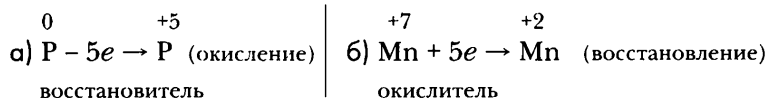
1) Запишем схемы реакций, вычислим степени окисления атомов элементов и определим элементы, у которых они меняются:

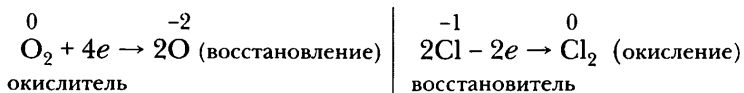


2) Составим схемы, отражающие процессы перехода электронов:

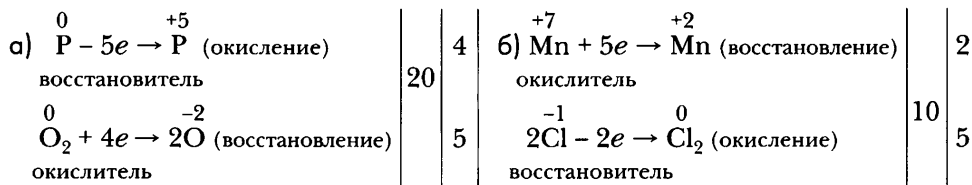


3) Определим, какой процесс является окислением, а какой — восстановлением; какой элемент является окислителем, а какой — восстановителем:





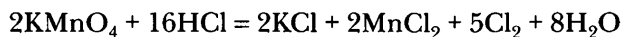
4) Уравняем число отданных и принятых электронов. Для этого найдем наименьшее общее кратное для числа отданных и принятых электронов. В результате деления наименьшего общего кратного на число отданных и принятых электронов находим коэффициенты:



5. Перенесем коэффициенты в исходную схему (п. 1), преобразуя ее в уравнение реакции:

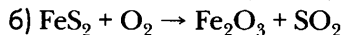
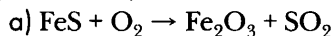


Перед формулой HCl мы не поставили коэффициента, так как не все ионы Cl⁻ были использованы в окислительно-восстановительном процессе, часть из них участвовала в образовании солей. В уравнении «б» требуется уравнять количество атомов элементов, не участвующих в окислительно-восстановительном процессе (K, H, частично Cl). Получаем уравнение:

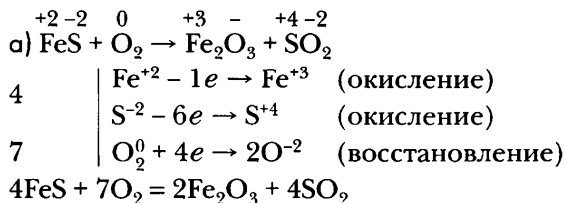


При правильной расстановке коэффициентов количество атомов кислорода в левой и правой части уравнения будет одинаково (в случае «б» — 8).

Пример 2. Составьте схемы электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:

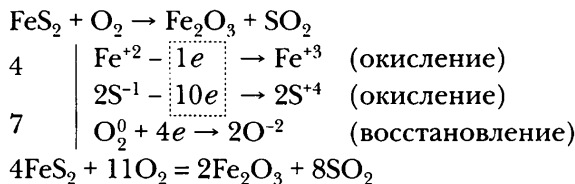


Обратим внимание на то, что в данных реакциях окисляются два элемента: и железо, и сера. Поэтому, когда будем подсчитывать число электронов в процессе окисления, рассчитаем их общее количество:



б) Степень окисления железа в FeS₂ равна +2, а серы -1. В этом случае при составлении схемы электронного баланса потребуется учесть, что на один атом железа в соединении FeS₂ приходится два атома серы, и поставить коэффициент для

серы независимо от коэффициента при железе невозможно. Схема электронного баланса будет выглядеть следующим образом:



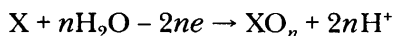
Метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций) основан на раздельном составлении ионных уравнений для процессов окисления и восстановления – полуреакций – с последующим их суммированием в общее ионное уравнение.

При составлении схем полуреакций рассматриваются реально существующие в растворах электролитов ионы и учитывается влияние среды на направление осуществления окислительно-восстановительного процесса.

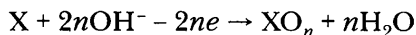
При составлении схем полуреакций учитывают следующее:

- Если в левой части схемы полуреакции суммарное число атомов кислорода меньше, чем в правой, то недостаток атомов кислорода восполняется:

- а) в кислой и нейтральной среде – молекулами воды, при этом высвобождаются ионы водорода:

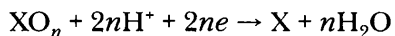


- б) в щелочной среде – гидроксид-ионами, в результате образуется вода:

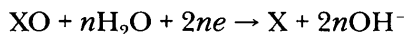


- Если в левой части схемы полуреакции суммарное число атомов кислорода больше, чем в правой, то их избыток связывается:

- а) в кислой среде – ионами водорода, в результате чего образуется вода:

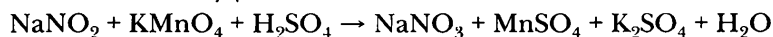


- б) в щелочной и нейтральной средах – молекулами воды, в результате чего образуются гидроксид-ионы:

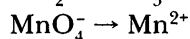
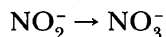


Пример 3. С помощью метода электронного баланса составьте уравнение реакции окисления нитрита натрия перманганатом калия в присутствии серной кислоты.

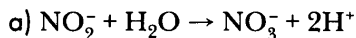
1. Запишем схему реакции:



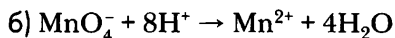
2. Определим ионы, участвующие в окислительно-восстановительном процессе:



3. Составим основу схемы полуреакций окисления и восстановления, уравнивая число атомов каждого из элементов в левой и правой частях схемы:

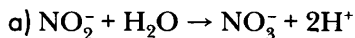


(в кислой среде восполняем недостаток атомов кислорода молекулами воды);

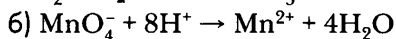
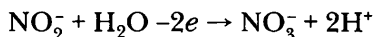


(в кислой среде связываем избыток атомов кислорода ионами водорода).

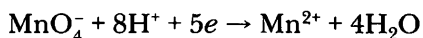
4. Уравняем суммарный заряд ионов в левой и правой частях схемы, добавляя или отнимая определенное число электронов:



Суммарный заряд в левой части схемы -1 ; в правой части схемы $+1$; таким образом:



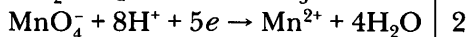
Суммарный заряд в левой части схемы $+7$; в правой части схемы $+2$; таким образом:



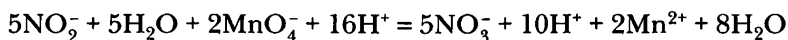
Таким образом, первая схема полуреакции (схема «а») в данном случае отражает процесс окисления, ион NO_2^- является восстановителем; вторая схема (схема «б») отражает процесс восстановления, ион MnO_4^- является окислителем.

5. Найдем коэффициенты. Находим наименьшее общее кратное чисел, выражающих количество электронов, участвующих в процессах окисления и восстановления. Затем разделим наименьшее общее кратное на количество электронов, участвующих в процессе восстановления, — получим коэффициент для окислительного процесса. Аналогично разделим наименьшее общее кратное на количество электронов, участвующих в процессе окисления, — получим коэффициент для восстановительного процесса.

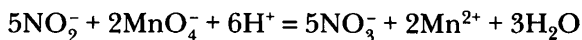
В нашем примере находим наименьшее общее кратное 2 и 5 — 10. Разделив 10 на 2, получим коэффициент для окислительного процесса, равный 5; разделив 10 на 5, получим коэффициент для восстановительного процесса, равный 2:



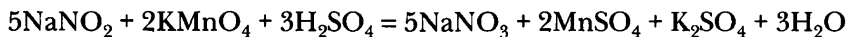
6. Составим общее ионное уравнение, суммируя отдельно левые и правые части схем полуреакций, с учетом найденных коэффициентов:



После приведения подобных членов получим:



7. Составим молекулярное уравнение реакции с учетом найденных нами стехиометрических коэффициентов:



При составлении молекулярного уравнения реакции необходимо уравнивать число ионов, не участвующих в окислительно-восстановительном процессе.

Вопросы и задания

6–143. Из приведенного списка выберите уравнения окислительно-восстановительных реакций. Укажите элементы, атомы которых изменяют степени окисления в ходе реакций.

- | | |
|--|---|
| <p>а) $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
 $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$
 $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + \text{S}$
 $6\text{HI} + 2\text{HNO}_3 = 3\text{I}_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$</p> | <p>в) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 = 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$
 $\text{FeO} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $5\text{KClO}_3 + 6\text{P} = 3\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{KCl}$</p> |
| <p>б) $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2$
 $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
 $\text{FeCl}_3 + 3\text{AgNO}_3 = 3\text{AgCl} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
 $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 = 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$</p> | |

6–144. Из данного списка выберите схемы окислительно-восстановительных реакций, укажите окислитель и восстановитель:

- а) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
 б) $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$
 в) $\text{KCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
 г) $\text{KOH} + \text{H}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

6–145. В данных переходах определите число электронов, приобретаемых или отдаваемых атомами элементов, назовите процесс (окисление или восстановление).

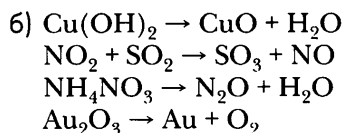
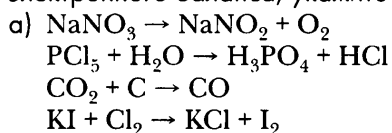
- | | |
|---|--|
| <p>а) $\text{S}^0 \dots \rightarrow \text{S}^{+4}$
 $\text{Mn}^{+7} \dots \rightarrow \text{Mn}^{+4}$
 $\text{Cr}^{+3} \dots \rightarrow \text{Cr}^{+6}$
 $\text{Cl}_2^0 \dots \rightarrow 2\text{Cl}^{-1}$
 $\text{H}_2^0 \dots \rightarrow 2\text{H}^{+1}$</p> | <p>в) $\text{Cr}^{+6} \dots \rightarrow \text{Cr}^{+3}$
 $\text{Cl}^{+5} \dots \rightarrow \text{Cl}^{-1}$
 $2\text{Cl}^{-1} \dots \rightarrow \text{Cl}_2^0$
 $2\text{I}^{+5} \dots \rightarrow \text{I}_2^0$
 $\text{Cl}_2^0 \dots \rightarrow 2\text{Cl}^{+5}$</p> |
| <p>б) $\text{O}^{-1} \dots \rightarrow \text{O}^{-2}$
 $\text{S}^{+6} \dots \rightarrow \text{S}^{-2}$
 $\text{P}^0 \dots \rightarrow \text{P}^{+5}$
 $\text{O}_2^0 \dots \rightarrow 2\text{O}^{-2}$
 $2\text{F}^{-1} \dots \rightarrow \text{F}_2^0$</p> | <p>г) $\text{N}^{+5} \dots \rightarrow \text{N}^{+2}$
 $\text{N}^{+5} \dots \rightarrow \text{N}^{-3}$
 $\text{N}^{-3} \dots \rightarrow \text{N}^{+2}$
 $2\text{N}^{-3} \dots \rightarrow \text{N}_2^0$
 $\text{Br}_2^0 \dots \rightarrow 2\text{Br}^{+1}$</p> |

6–146. По данным схемам превращений веществ составьте схемы перехода электронов для элементов, у которых изменяются степени окисления атомов.

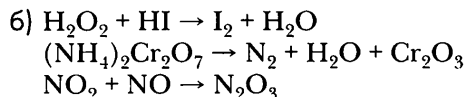
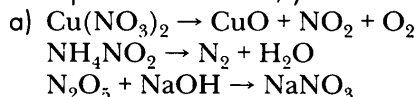
- | | |
|--|--|
| <p>а) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2$
 $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2$
 $\text{CH}_4 \rightarrow \text{CO}_2$
 $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{O}_2$</p> | <p>в) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2$
 $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2$
 $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}$</p> |
| <p>б) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}$
 $\text{NaClO}_3 \rightarrow \text{NaCl}$
 $\text{ZnS} \rightarrow \text{SO}_2$
 $\text{NaClO}_3 \rightarrow \text{O}_2$</p> | <p>г) $\text{NaMnO}_4 \rightarrow \text{MnCl}_2$
 $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4$
 $\text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$
 $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}$</p> |

- 6–147.** Преобразуйте схемы в уравнения реакций, используя метод электронного баланса:
- $\text{Al} + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{Al}_2\text{O}_3$
 - $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 6–148.** Преобразуйте схемы в уравнения реакций, используя метод электронного баланса:
- $\text{PbO}_2 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Pb}$
 - $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{KClO}_3 + \text{S} \rightarrow \text{SO}_2 + \text{KCl}$
 - $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 6–149.** Преобразуйте схемы в уравнения реакций, используя метод электронного баланса:
- $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{V}$
 - $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 6–150.** Преобразуйте схемы в уравнения реакций, используя метод электронного баланса:
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Fe}$
 - $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
 - $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 6–151.** Преобразуйте схемы в уравнения реакций, используя метод электронного баланса:
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgO} + \text{Cr}$
 - $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{O}_2$
 - $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
- 6–152.** Преобразуйте схемы в уравнения реакций, используя метод электронного баланса:
- $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{CH}_3\text{OH} + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{CH}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{CH}_3\text{OH} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HCOOH} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 6–153.** Преобразуйте схемы в уравнения реакций, используя метод электронного баланса:
- $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{H}-\text{C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \diagup \\ \text{H} \end{smallmatrix} + \text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{H}-\text{C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \diagup \\ \text{OH} \end{smallmatrix} + \text{Ag}$
аммиачный раствор

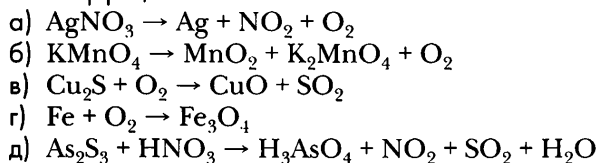
6–154. Из данного перечня выберите схемы окислительно-восстановительных реакций, преобразуйте данные схемы в уравнения реакций, используя метод электронного баланса, укажите тип ОВР:



6–155. Из данного перечня выберите схемы окислительно-восстановительных реакций, преобразуйте данные схемы в уравнения реакций, используя метод электронного баланса, укажите тип ОВР:

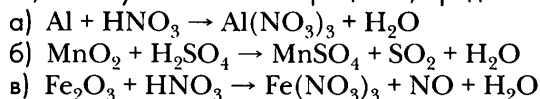


6–156. Составьте схемы электронного баланса к данным схемам реакций. Расставьте коэффициенты:



Указание. Fe_3O_4 можно рассмотреть как смешанный оксид $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$

6–157. В кабинете химии была найдена шпаргалка нерадивого ученика. На ней были написаны схемы реакций. Исправьте ошибки в этих схемах и объясните, почему невозможны процессы, представленные этими схемами:



6–158. Приведите примеры веществ, для которых характерна окислительно-восстановительная двойственность. Дайте пояснения к примерам.

6–159. Из приведенного перечня выберите формулы веществ, для которых характерна окислительно-восстановительная двойственность: SO_2 , SO_3 , H_2S , H_2SO_4 , S . Объясните, почему выбранные вами вещества обладают окислительно-восстановительной двойственностью, и составьте уравнения реакций, доказывающих наличие данного свойства.

6–160. Из приведенного перечня выберите формулы веществ, для которых характерна окислительно-восстановительная двойственность: N_2 , NH_3 , HNO_3 , HNO_2 , NO_2 . Объясните, почему выбранные вами вещества обладают окислительно-восстановительной двойственностью, и составьте уравнения реакций, доказывающих наличие данного свойства.

6–161. Составьте уравнения следующих реакций, используя метод электронно-ионного баланса (среда кислая).

Вариант 1

- а) $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \dots$
- б) $\text{NaMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{HNO}_3 = \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \dots$
- в) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} (\text{конц.}) = \text{Cl}_2 \uparrow + \dots$
- г) $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
- д) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \dots$
- е) $\text{KMnO}_4 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CH}_3\text{COOH} + \dots$

Вариант 2

- а) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
- б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
- в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} (\text{конц.}) = \text{Cl}_2 \uparrow + \dots$
- г) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \dots$
- д) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} = \text{SnCl}_4 + \dots$
- е) $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \dots$
- ж) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$

Вариант 3

- а) $\text{Ag} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) = \text{NO} \uparrow + \dots$
- б) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) = \text{N}_2 \uparrow + \dots$
- в) $\text{Mg} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) = \text{NH}_4\text{NO}_3 + \dots$
- г) $\text{Na} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) = \text{N}_2\text{O} \uparrow + \dots$

Вариант 4

- а) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = \text{SO}_2 \uparrow + \dots$
- б) $\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = \text{H}_2\text{S} \uparrow + \dots$
- в) $\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) + \text{H}_2\text{S} = \text{S} + \dots$

Вариант 5

- а) $\text{MnO}_2 + \text{HCl} (\text{конц.}) = \text{Cl}_2 \uparrow + \dots$
- б) $\text{FeSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$

6–162. Составьте уравнения следующих реакций, используя метод электронно-ионного баланса (среда нейтральная):

- а) $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
- б) $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
- в) $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
- г) $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$
- д) $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{KNO}_3 + \dots$
- е) $\text{KMnO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{KNO}_3 + \dots$
- ж) $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} = \dots$
- з) $\text{HClO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \dots$

6–163. Составьте уравнения следующих реакций, используя метод электронно-ионного баланса (среда щелочная):

- а) $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$
- б) $\text{KCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
- в) $\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$

- г) $\text{NaCrO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \dots$
- д) $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{MnO}_2 + \dots$
- е) $\text{K}_2\text{SnO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} = \dots$
- ж) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + \dots$
- з) $\text{CrCl}_3 + \text{NaClO} + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \dots$
- и) $\text{MnCl}_2 + \text{KBrO} + \text{KOH} = \text{MnO}_2 + \dots$
- к) $\text{KClO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$
- л) $\text{Zn} + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} = \text{NH}_3 + \dots$
- м) $\text{Al} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} = \text{NH}_3 + \dots$
- н) $\text{NaNO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} = \dots$
- о) $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{NaOH} + \text{Zn} = \text{NH}_3 + \dots$

6.5. Электролиз

Электролиз — совокупность окислительно-восстановительных реакций, происходящих на электродах при пропускании через раствор или расплав электролита электрического тока от внешнего источника.

Анод — электрод, на котором происходит окисление, **катод** — электрод, на котором происходит восстановление. При электролизе анод заряжен положительно, катод — отрицательно.

Электролизер — прибор, в котором осуществляется электролиз.

В расплавах электролитов на катоде происходит восстановление катионов металлов, на аноде — окисление анионов кислотного остатка или гидроксид-анионов.

Активный анод — анод, материал которого может окисляться в ходе электролиза.

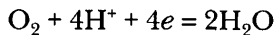
Инертный анод — анод, материал которого не окисляется в ходе электролиза (например, электрод из платины).

Закон Фарадея: масса электролита, подвергшаяся превращению при электролизе, а также массы образующихся на электродах веществ прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита, и эквивалентным массам соответствующих веществ. Закон Фарадея можно выразить формулой:

$$m = \frac{\mathcal{E}It}{F},$$

где m — масса образовавшегося или подвергшегося превращению вещества; $\mathcal{E}$ — его эквивалентная масса; I — сила тока; t — время; F — постоянная Фарадея (96 500 Кл/моль).

Для того чтобы найти массу электрохимического эквивалента вещества (эквивалентную массу), надо молярную массу вещества разделить на число электронов, участвующих в электродном процессе. Например, для кислорода в процессе:

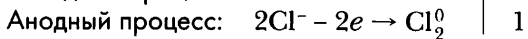
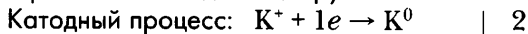


эквивалентная масса O_2 будет вычислена:

$$\mathcal{E}(\text{O}_2) = M(\text{O}_2)/4 = 32/4 = 8 \text{ (г/моль)}$$

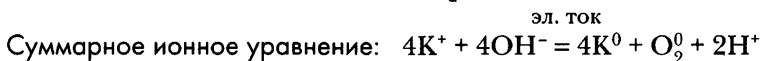
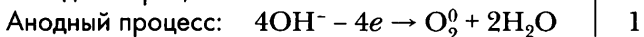
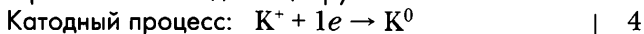
Пример 1. Составьте уравнения катодного и анодного процессов и уравнение реакции электролиза расплава хлорида калия.

В расплаве KCl диссоциирует на ионы: $\text{KCl} = \text{K}^+ + \text{Cl}^-$

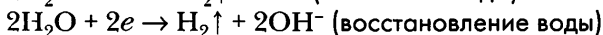
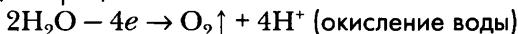


Пример 2. Составьте уравнения катодного и анодного процессов и уравнение реакции электролиза расплава гидроксида калия.

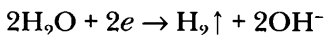
В расплаве KOH диссоциирует на ионы: $\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$



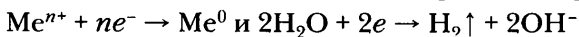
В случае электролиза растворов электролитов на электродах может также происходить процесс окисления или восстановления воды:



При электролизе водных растворов электролитов катионы металлов, имеющих стандартные электродные потенциалы меньшие, чем у алюминия (расположенные в электрохимическом ряду напряжения металлов до Al), **не разряжаются** на катоде. В этом случае происходит только восстановление воды:



Катионы металлов, имеющих стандартные электродные потенциалы меньшие, чем у водорода, но большие, чем у алюминия (расположены в электрохимическом ряду напряжений металлов от Al до H_2), разряжаются одновременно с молекулами воды. Одновременно происходят процессы:

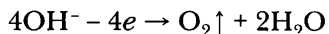


При наличии в растворе катионов металлов, имеющих стандартные электродные потенциалы большие, чем стандартный электродный потенциал водорода, на катоде прежде всего происходит восстановление катионов таких металлов:

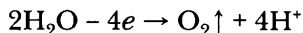


На инертном аноде при электролизе водных растворов *щелочей, кислородосодержащих кислот и их солей*, растворов фтороводорода и фторидов происходит электрохимическое окисление воды с выделением кислорода:

а) в щелочной среде:



б) в кислой или нейтральной среде:



При электролизе водных растворов бескислородных кислот и их солей (кроме HF и фторидов) у анода разряжаются анионы.

В случае активного анода могут происходить следующие процессы:

- электрохимическое окисление воды с выделением кислорода;
- окисление аниона;
- электрохимическое окисление металла анода (анодное растворение металла).

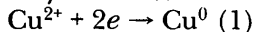
Из этих процессов преимущественно протекает энергетически более выгодный процесс. Если стандартный электродный потенциал металла меньше обеих других электрохимических систем, то будет наблюдаться анодное растворение металла.

Пример 3. Составьте уравнения катодного и анодного процессов и уравнение электролиза раствора хлорида меди (II) с инертным анодом.

В растворе CuCl_2 самопроизвольно распадается на ионы: $\text{CuCl}_2 = \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$.

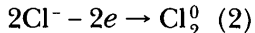
Тогда на катоде могут восстанавливаться либо ионы меди, либо молекулы воды: Cu^{2+} , H_2O .

Медь находится в ряду напряжений металлов значительно правее алюминия, поэтому на катоде восстанавливаются именно ионы меди:

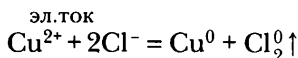


На аноде могут окисляться либо хлорид-ионы, либо молекулы воды: Cl^- , H_2O .

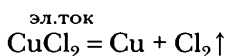
На аноде окисляются в первую очередь анионы бескислородных кислот:



Составим суммарное ионное уравнение, сложив левые и правые части уравнений (1) и (2):



Тогда уравнение электролиза раствора хлорида меди(II) следующее:

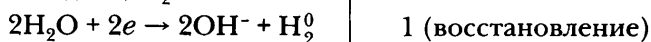


Пример 4. Составьте уравнения катодного и анодного процессов и уравнение электролиза раствора хлорида калия с инертным анодом.

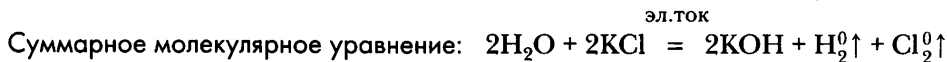
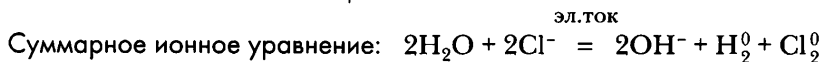
В растворе KCl диссоциирует на ионы:



Катод: K^+ , H_2O

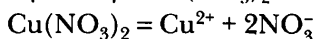


Анод: Cl^- , H_2O



Пример 5. Составьте уравнения катодного и анодного процессов и уравнение электролиза раствора нитрата меди с инертным анодом.

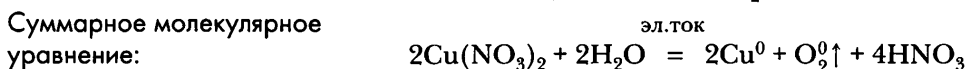
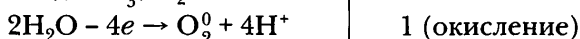
В растворе $Cu(NO_3)_2$ диссоциирует на ионы:



Катод: Cu^{2+} , H_2O

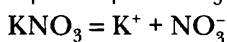


Анод: NO_3^- , H_2O

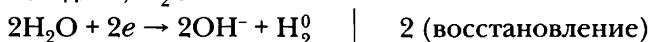


Пример 6. Составьте уравнения катодного и анодного процессов и уравнение электролиза раствора нитрата калия с инертным анодом.

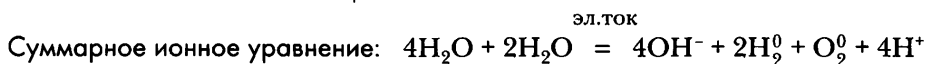
В растворе KNO_3 диссоциирует на ионы:



Катод: K^+ , H_2O



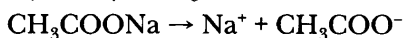
Анод: NO_3^- , H_2O



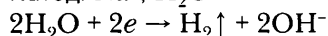
Пример 7. Составьте уравнения катодного и анодного процессов и уравнение электролиза раствора ацетата натрия с инертным анодом.

В результате электролиза солей карбоновых кислот происходит их декарбоксилирование, углеводородная цепь удваивается — образуется алкан.

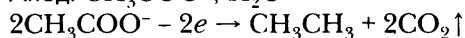
В растворе CH_3COONa диссоциирует на ионы:



Катод: Na^+ , H_2O



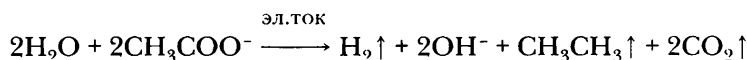
Анод: CH_3COO^- , H_2O



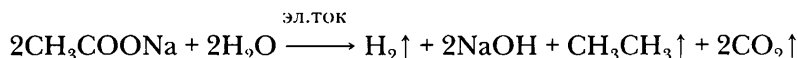
1 (восстановление)

1 (окисление)

Суммарное ионное уравнение:



Суммарное молекулярное уравнение:



Вопросы и задания

- 6–164.** Составьте уравнения катодного и анодного процессов и уравнение электролиза растворов: а) хлорида натрия; б) хлорида меди (II); в) сульфата меди (II); г) сульфата натрия; д) ацетата калия.
- 6–165.** Составьте уравнения катодного и анодного процессов и уравнение электролиза растворов: а) сульфида натрия; б) нитрата серебра; в) хлорида ртути (II); г) карбоната калия; д) пропионата натрия.
- 6–166.** Составьте уравнения катодного и анодного процессов и уравнение электролиза растворов: а) нитрата свинца (II); б) иодида бария; в) ортофосфата натрия; г) бромиды олова (II); д) ацетата бария.
- 6–167.** Составьте уравнения катодного и анодного процессов и уравнение электролиза: а) расплава гидроксида натрия; б) раствора гидроксида натрия; в) раствора серной кислоты.
- 6–168.** Составьте уравнения катодного и анодного процессов и уравнение электролиза растворов: а) хлорида никеля (анод — никель); б) сульфата меди (II) (анод — медь).
- 6–169.** Напишите уравнение электролиза раствора такого электролита, при разложении которого на катоде образуется вещество А, а на аноде — вещество В.

Вещества	1	2	3	4	5
А	Ртуть	Водород	Серебро	Водород	Медь
В	Кислород	Иод	Кислород	Кислород	Хлор

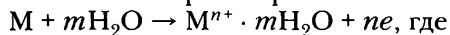
- 6–170.** Некоторый раствор содержит ионы Ni^{2+} , Ag^+ , Bi^{3+} , Pb^{2+} в одинаковой концентрации. В какой последовательности эти ионы будут восстанавливаться при электролизе, если напряжение будет достаточным для восстановления всех соответствующих металлов? Составьте уравнения соответствующих катодных процессов.

- 6–171.** Некоторый раствор содержит ионы I^- , Cl^- , S^{2-} , Br^- , SO_4^{2-} в одинаковой концентрации. В какой последовательности эти ионы будут окисляться при электролизе, если напряжение будет достаточным для окисления всех перечисленных анионов? Составьте уравнения соответствующих анодных процессов.
- 6–172.** Вычислите массу меди, которая выделилась на катоде, если в результате электролиза сульфата меди (II) на аноде образовался кислород объемом 6,72 л (н. у.).
- 6–173.** Вычислите массу гидроксида натрия, который образовался в результате электролиза раствора хлорида натрия, если на аноде выделился хлор объемом 2,24 л (н. у.).
- 6–174.** Через 10 %-й раствор хлорида натрия массой 400 г пропустили постоянный электрический ток. Объем выделившихся на электродах газов составил 11,2 л (н. у.). Вычислите: а) массовые доли веществ в растворе после электролиза; б) долю разложившегося нитрата ртути.
- 6–175.** Через 12 %-й раствор нитрата ртути (II) массой 812,5 г пропустили постоянный электрический ток. Объем выделившегося на аноде кислорода составил 2,24 л (н. у.). Вычислите: а) массовые доли веществ в растворе после электролиза; б) долю разложившегося нитрата ртути (II).
- 6–176.** Вычислите массу серебра, выделившегося на катоде при пропускании постоянного тока силой 6 А через раствор нитрата серебра в течение 20 мин.
- 6–177.** Сколько времени потребуется для полного разложения 1 л воды электрическим током силой 5 А?
- 6–178.** Какое количество электричества (Кл) необходимо для получения 1 г натрия из расплава гидроксида натрия?
Указание: количество электричества можно рассчитать по формуле $q = I \cdot t$, где q — количество электричества в Кл.
- 6–179.** При электролизе водного раствора сульфата меди (II) током силой 2 А масса катода увеличилась на 8 г. Рассчитайте, в течение какого времени осуществлялся электролиз.
- 6–180.** Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить схему превращений веществ: хлорид натрия → гидроксид натрия → ацетат натрия → гидроксид натрия → натрий → бромид натрия → гидроксид натрия.

6.6. Гальванический элемент. Электродный потенциал

Электрод — это система, состоящая из двух контактирующих фаз: материала с электронной проводимостью (металл или полупроводник) и ионного проводника (расплав, раствор электролита или твердый электролит).

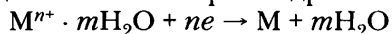
Разность потенциалов на границе металл — раствор. При погружении металла в водный раствор полярные молекулы воды, взаимодействуя с катионами металлической решетки на ее поверхности, облегчают переход катионов из металла в раствор:



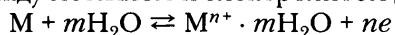
M — металл, $M^{n+} \cdot mH_2O$ — гидратированный катион металла; e — электрон; n и m — некоторые натуральные числа.

В результате поверхность металла заряжается отрицательно, а слой электролита около него — положительно.

Одновременно возможен обратный процесс — осаждение металла (переход катиона с потерей гидратной оболочки на поверхность металла):



Когда скорости и того и другого процесса сравниваются, процесс обмена между металлом и электролитом достигнет *состояния равновесия*:



На границе металл — раствор устанавливается разность потенциалов, обусловленная переходом ионов из металла в раствор и обратно — *электродный потенциал*.

В случае электрода $Me|Me^+$ заряд металлической поверхности зависит прежде всего от прочности металлической решетки и энергии гидратации катионов металла, от температуры и концентрации электролита.

Гальванические элементы — устройства, которые применяются для непосредственного преобразования энергии химической реакции в электрическую энергию, химический источник тока.

Элемент Даниэля — Якоби

Сосуд (рис. 3) разделен пористой перегородкой. В одном отделении в растворе $CuSO_4$ находится медный электрод, в другом электрод цинковый — в растворе $ZnSO_4$.

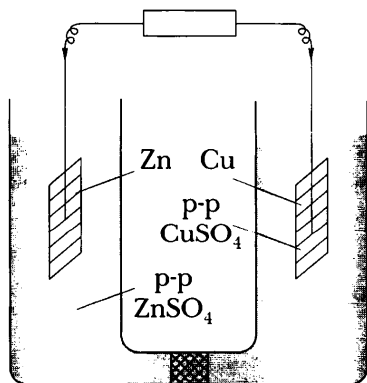


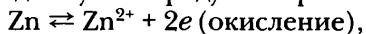
Рис. 3. Схематическое изображение элемента Даниэля — Якоби

До замыкания цепи на электродах устанавливаются следующие равновесия:



При замыкании электрической цепи через потребителя электрической энергии (например, лампочку) электроны от цинкового электрода переходят к медному электроду.

Перемещение электронов от цинкового электрода приводит к нарушению первоначального равновесия, и электродный потенциал должен был бы измениться. Однако пока существует электрохимическая система $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+}$, будет сохраняться и соответствующий электродный потенциал. Несмотря на ушедшие к медному электроду электроны, он будет поддерживаться за счет процесса:



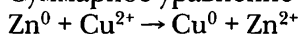
т. е. за счет разрушения цинка (переход ионов Zn^{2+} в раствор). Переход электронов во внешнюю цепь компенсируется появлением новых электронов за счет окисления цинка.

Электрод, на котором протекает окисление, называется *анодом*; в данном гальваническом элементе анодом является цинк.

Электроны, перешедшие по внешней цепи к меди, также должны нарушить первоначальное состояние равновесия. Однако пока существует электрод $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+}$, будет поддерживаться и соответствующий потенциал. Это возможно, если поступившие к меди электроны израсходуются в процессе, потребляющем электроны, а именно $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cu}$ (восстановление).

Электрод, на котором протекает реакция восстановления, называется *катодом*. В данном гальваническом элементе медь является катодом.

Суммарное уравнение окислительно-восстановительного процесса:



Стандартный водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы

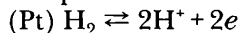
Непосредственно измерить разность потенциалов в системе *металл – раствор* невозможно.

Для определения относительной величины разности потенциалов в системе *металл – раствор* надо составить гальванический элемент из исследуемого электрода и электрода сравнения и измерить ЭДС такого элемента.

В качестве электрода сравнения используют **нормальный водородный электрод**, представляющий собой погруженную в стандартный раствор серной кислоты платиновую пластинку, покрытую тонкодисперсной платиной (платиновая чернь), непрерывно насыщаемую водородом под давлением, равным нормальному атмосферному ($1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$). Стандартным раствором серной кислоты является раствор, в котором концентрация* водородных

* Точнее, не концентрация, а активность, но это понятие не входит в школьный курс химии и будет изучено вами в вузе.

ионов $c(\text{H}^+) = 1$ моль/л. При каталитическом действии платиновой черни на поверхности такого электрода устанавливается равновесие:



На границе *металл – раствор* возникает разность потенциалов, которая условно принята равной нулю.

Электродный потенциал данного электрода – это величина, равная его потенциалу по отношению к нормальному водородному электроду.

Стандартный электродный потенциал данного электрода E° – электродный потенциал при условии, что концентрация ионов, которыми определяется электродный процесс, равна 1 моль/л.

Электродвижущая сила (ЭДС) элемента – максимальная разность потенциалов электродов, которая может быть получена при работе гальванического элемента. Она равна разности равновесных потенциалов катода и анода элемента.

Вопросы и задания

- 6–181.** Опишите процессы, возникающие на границе металл – раствор. Изобразите схематически с помощью рисунков или компьютерной графики возникновение разности потенциалов на границе металл – раствор.
- 6–182.** При описании процессов, происходящих на границе металл – раствор, употребляется термин «двойной электрический слой». Используя дополнительную литературу и ресурсы сети Интернет, найдите значение этого термина и опишите возникновение разности потенциалов на границе металл – раствор, используя этот термин.
- 6–183.** Почему электродный потенциал на границе металл – раствор нельзя измерить непосредственно? Как поступают при необходимости количественной оценки электродного потенциала?
- 6–184.** Какой химический процесс используется в нормальном водородном электроде? Почему для конструирования нормального водородного электрода используется платина? Что такое «платиновая чернь»?
- 6–185.** Изобразите схему гальванического элемента, состоящего из цинкового и медного электродов (элемент Даниэля – Якоби), погруженных в 1 М растворы их солей. Запишите уравнения катодного и анодного процессов, протекающих в таком элементе. Определите ЭДС этого гальванического элемента.
- 6–186.** Изобразите схему гальванического элемента, состоящего из магниевых и марганцевых электродов, погруженных в 1 М растворы их хлоридов. Запишите уравнения катодного и анодного процессов, протекающих в таком элементе. Определите ЭДС этого гальванического элемента.
- 6–187.** Изобразите схему гальванического элемента, состоящего из алюминиевых и свинцовых электродов, погруженных в 1 М растворы их нитратов. Запишите уравнения катодного и анодного процессов, протекающих в таком элементе. Определите ЭДС этого гальванического элемента.

6–188. Составьте схему гальванического элемента, состоящего из цинкового и серебряного электродов, погруженных в 1 М растворы сульфата цинка и нитрата серебра соответственно. Запишите уравнения катодного и анодного процессов, протекающих в таком элементе. Определите ЭДС этого гальванического элемента.

6.7. Определение направления осуществления окислительно-восстановительных реакций

Окислительно-восстановительная реакция может самопроизвольно протекать в таком направлении, при котором электрохимическая система с более высоким значением электродного потенциала выступает в качестве *окислителя*, т. е. *восстанавливается*.

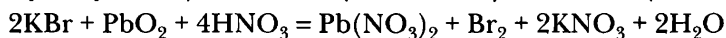
В Приложениях 3 и 4 приведен ряд стандартных электродных потенциалов для различных электрохимических систем. Сопоставляя их друг с другом, можно решить вопрос о самопроизвольном протекании большого числа окислительно-восстановительных реакций.

Важно учитывать, что значение электродного потенциала зависит от температуры и концентрации электролита.

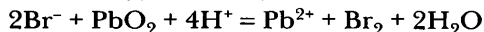
Чем дальше находится та или иная система в ряду стандартных потенциалов, т. е. чем больше ее стандартный потенциал, тем более сильным окислителем является ее окисленная форма. И наоборот, чем раньше расположена система в ряду, т. е. чем меньше значение E^0 , тем более сильный восстановитель ее восстановленная форма.

При протекании окислительно-восстановительных реакций концентрации исходных веществ падают, а продуктов реакции — возрастают. Это приводит к изменению величин потенциалов обеих полуреакций: электродный потенциал окислителя падает, а восстановителя — возрастает. Когда потенциалы обоих процессов становятся равными друг другу, реакция заканчивается — наступает состояние химического равновесия.

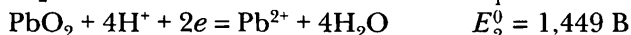
Пример 1. Определите направление осуществления реакции:



Запишем уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:



В Приложении 4 находим стандартные электродные потенциалы электрохимических систем, участвующих в реакции:



Окислителем всегда служит электрохимическая система с более высоким значением электродного потенциала. Поскольку здесь E_2^0 значительно больше, чем E_1^0 , то практически при любых концентрациях взаимодействующих веществ бромид-ион

будет служить восстановителем и окисляться диоксидом свинца: реакция будет самопроизвольно протекать в сторону образования брома.

Пример 2. Установите направление осуществления реакции:

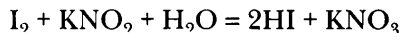
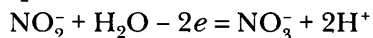
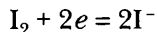
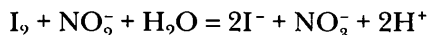


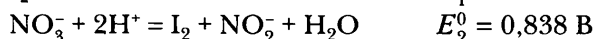
Схема электронно-ионного баланса:



Уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:



В Приложении 3 находим стандартные электродные потенциалы электрохимических систем, участвующих в реакции:

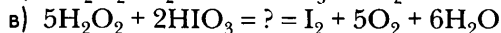
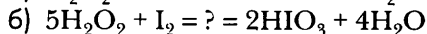
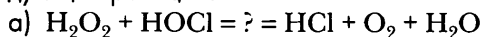


Окислителем всегда служит электрохимическая система с более высоким значением электродного потенциала. Поскольку здесь значение E_2^0 выше, чем E_1^0 , то при концентрациях 1 моль/л взаимодействующих веществ иодид-ион будет служить восстановителем и окисляться нитритом калия: реакция будет самопроизвольно протекать в сторону образования иода.

Вопросы и задания

6–189. Можно ли в водном растворе при стандартных условиях восстановить соль железа (III) до соли железа (II): а) бромидом калия; б) иодидом калия? Ответ обоснуйте.

6–190. Определите, в каком направлении могут самопроизвольно протекать следующие реакции:



6–191. Бромная вода в ряде случаев используется как окислитель. Используя Приложение 4, определите, какие из приведенных далее ионов можно окислить бромной водой (условия стандартные): а) Fe^{2+} до Fe^{3+} ; б) Cu^+ до Cu^{2+} ; в) Sn(IV) до Sn(II) .

6–192. Значение электродного потенциала зависит от температуры и от концентрации электролитов. Чтобы найти значение электродного потенциала того или иного процесса в условиях, отличных от стандартных, используют уравнение Нернста:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$$

В этом уравнении:

E — равновесный потенциал окислительно-восстановительного электрода, В;

E° — стандартный потенциал этого электрода, В;

R — универсальная газовая постоянная, 8,314 Дж/(моль · К);

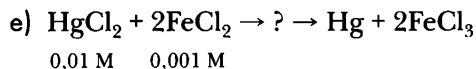
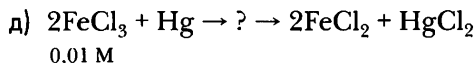
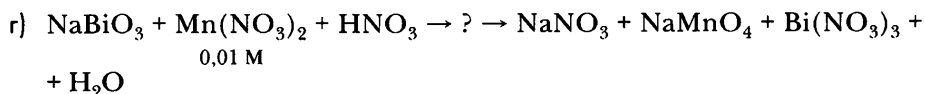
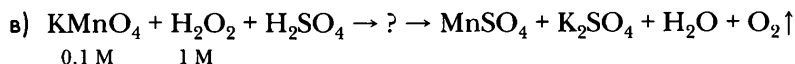
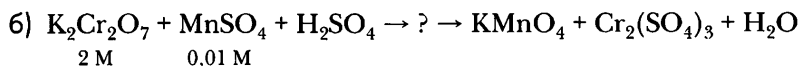
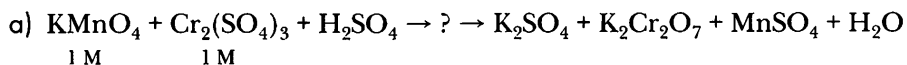
T — температура, К;

n — число электронов в уравнении электродной реакции;

F — число Фарадея, равное 96 485 Кл/моль;

$[Ox]$, $[Red]$ — концентрация окисленной и восстановительной форм в электродной реакции.

Используя Приложение 4 и уравнение Нернста, определите, возможны ли следующие окислительно-восстановительные процессы, схемы которых приведены ниже при тех концентрациях растворов электролитов, которые указаны под формулами ($t = 25^\circ\text{C}$):



Глава 7

Неметаллы

7.1. Водород

- 7-1. Сколько электронов содержится в частицах: H^+ , H^- , H , H_2 , H_2^+ , H_2^- ? Укажите среди данных частиц гидрид-ион. В каких реакциях образуется гидрид-ион?
- 7-2. Сравните температуру кипения молекулярного водорода, образованного протием (H_2) и дейтерием (D_2). В каком случае температура кипения будет выше?
- 7-3. Какие из перечисленных металлов можно использовать для получения водорода вытеснением его из соляной кислоты: медь, цинк, серебро, алюминий, железо, золото? Напишите уравнения возможных реакций в молекулярной и полной ионной форме.
- 7-4. Какие из перечисленных веществ можно использовать для получения водорода при взаимодействии металла с раствором гидроксида натрия: кремний, медь, цинк, серебро, алюминий, железо? Напишите уравнения возможных реакций в молекулярной и полной ионной форме.
- 7-5. В текст этой задачи помещен портрет английского ученого, который в науке всегда следовал девизу: «Всё определяется мерой, числом, весом». Один из друзей сказал про этого ученого: «Он был самым богатым из ученых и, вероятно, самым ученым среди богачей». Установите, портрет какого ученого помещен в тексте этой задачи? Какое отношение этот ученый имеет к изучаемой теме? Какой вклад он внес в развитие химии? Объясните приведенные выше высказывания о нем.
- 7-6. Между какими из перечисленных веществ возможны реакции: водород, этилен, хлор, этан? Составьте уравнения реакций и обозначьте условия их осуществления.
- 7-7. Назовите, какие из перечисленных веществ вступают в реакции гидрирования:
- пропан;
 - пропен;
 - пропин;
 - бутадиен-1,3;
 - бутен-1-ин-3 (винилацетилен);
 - пропанол-1;
 - пропаналь;
 - пропионовая кислота;



и) пропен-2-овая (акриловая) кислота;

к) бензол?

Составьте уравнения реакций гидрирования и обозначьте условия их осуществления.

7–8. Напишите уравнения реакций, соответствующие схемам превращений веществ:

а) Серная кислота → Водород → Вода → Гидроксид кальция;

б) Вода → Водород → Хлороводород → Водород → Этан;

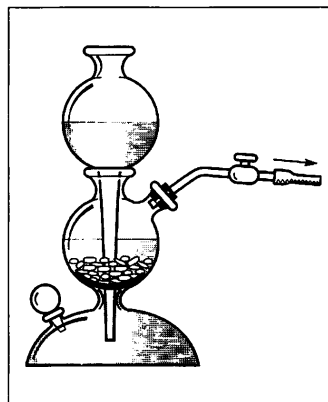
в) Гидроксид калия → Водород → Вода → Гидроксид калия;

г) Серная кислота → Водород → Гидрид натрия → Гидроксид натрия.

7–9. В трех закрытых сосудах находятся газы: кислород, водород, оксид углерода (IV). Предложите способы идентификации данных веществ.

7–10. Какой аппарат изображен на рисунке?

Изучите устройство этого аппарата и опишите принципы его работы. Подумайте и предложите аналогичное устройство упрощенной конструкции.



7–11. Запишите уравнения реакций дегидрирования этана, *n*-бутана, циклогексана, этанола. Обозначьте условия осуществления этих реакций.

7–12. Ниже приведен ряд формул веществ. Укажите, с какими из этих веществ взаимодействует водород: He, Li, B, N₂, O₂, F₂, Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl₂, Ar, K, Ca, Fe, CuO, WO₃, V₂O₅, CaO, HCl, NaOH, AlCl₃, NO₂, SiO₂.

7–13. Ниже приведен ряд формул углеводородов. Укажите, с какими из этих веществ взаимодействует водород: C₂H₄, C₃H₈, C₄H₆, C₅H₁₂, C₈H₁₆, C₄H₁₀, C₆H₁₀, C₆H₆, C₁₀H₂₂.

7–14. Какие из названных веществ вступают в реакции с водородом: натрий, азот, кислород, этан, хлорид натрия, кремний, алюминий, свинец, цинк, бром? Составьте уравнения осуществимых реакций, обозначьте окислитель и восстановитель.

7–15. Какие из названных веществ вступают в реакции с водородом: кальций, хлор, ацетилен, бромид калия, кальций, бор, марганец, серебро, сера, фосфор? Составьте уравнения осуществимых реакций, обозначьте окислитель и восстановитель.

7–16. Какие из названных веществ вступают в реакции с водородом: оксид магния, оксид меди (II), оксид железа (III), оксид натрия, оксид алюминия, оксид серебра, пероксид натрия? Составьте уравнения осуществимых реакций, обозначьте окислитель и восстановитель.

- 7–17.** Какие вещества называют гидридами? Как их получают? Из приведенного ниже списка выпишите формулы гидридов и составьте уравнения реакций их получения: H_2O , HF , HI , NaH , H_2S , CH_4 , LiH , C_2H_6 , SiH_4 , N_2H_4 , CaH_2 .
- 7–18.** Приведите по два примера водородных соединений: а) кислорода; б) азота; в) углерода; г) фосфора; д) кремния; е) бора. Дайте названия этим соединениям.
- 7–19.** Приведите примеры неорганических водородных соединений состава $\text{Э}_m\text{H}_n$, в молекулах которых $m \geq 2$ и имеется химическая связь Э–Э.
- 7–20.** Покажите, как меняется устойчивость соединений в ряду:
а) аммиак — фосфин — арсин;
б) фтороводород — хлороводород — иодоводород;
в) вода — сероводород — теллуrowодород.
Ответ мотивируйте.
- 7–21.** Установите, как изменяется значение температуры кипения и плавления в ряду:
а) вода — сероводород — селеноводород — теллуrowодород;
б) фтороводород — хлороводород — бромоводород — иодоводород;
в) аммиак — фосфин — арсин.
Объясните причину аномально высоких значений температур кипения воды, аммиака и фтороводорода.
- 7–22.** Вычислите массу и объем (н. у.) водорода, который можно получить при растворении 19,5 г цинка в избытке разбавленной серной кислоты.
- 7–23.** Вычислите массу цинка, который следует растворить в избытке соляной кислоты, чтобы получить 56 л (н. у.) водорода.
- 7–24.** Вычислите массу и объем (н. у.) кислорода, необходимые для сжигания 20 г водорода. Рассчитайте массу образовавшейся воды.
- 7–25.** Вычислите массу и объем (н. у.) водорода, необходимого для получения 56 л (н. у.) сероводорода. Рассчитайте массу серы, которая потребуется для реакции.
- 7–26.** В 1784 г. французские ученые А. Лавуазье и Ж. Менье пытались найти относительно дешевый способ получения водорода для наполнения аэростатов новых конструкций. 21 апреля 1784 г. они представили Парижской академии доклад о возможности использования водорода разложением воды железом при сильном нагревании.
Вычислите массу железа и массу воды, которые потребуются для получения 100 м^3 (н. у.) водорода по методу Лавуазье и Менье.
- 7–27.** Вычислите массу 10%-го раствора гидроксида натрия и массу алюминия, необходимые для получения 1 л (н. у.) водорода.

- 7–28.** Вычислите массу и объем (н. у.) водорода, необходимого для восстановления 16 г меди из оксида меди (II). Рассчитайте массу оксида меди, который потребуется для реакции.
- 7–29.** Вычислите массу и объем (н. у.) водорода, который потребуется для восстановления 106 мг палладия из оксида палладия (II). Рассчитайте массу оксида палладия (II), который потребуется для реакции.
- 7–30.** Вычислите массу железа, которое следует растворить в разбавленной соляной кислоте, чтобы полученным водородом можно было восстановить 8 г меди из оксида меди (II).
- 7–31.** Рассчитайте массу гидрида натрия, который потребуется для получения 1 м³ (н. у.) водорода.
- 7–32.** В ряде случаев для заполнения аэростатов водородом используется реакция гидролиза гидрида кальция. Рассчитайте, какая масса гидрида кальция потребуется для наполнения аэростата объемом 500 м³ (в расчетах допустим, что объем газа указан для н. у.). Сравните с тем, какая масса цинка и серной кислоты потребовалась бы для получения такого объема водорода.
- 7–33.** Вычислите массу цинка, который следует поместить в разбавленный раствор серной кислоты, чтобы полученным водородом можно было восстановить 16,8 г железа из железной окалины Fe₃O₄.
- 7–34.** Вычислите объем метана и кислорода, которые потребуются для получения 100 л водорода методом конверсии метана. Рассчитайте объем оксида углерода (II), который при этом образуется. (Объемы газов приводятся при одинаковых условиях.)
- 7–35.** Имеется смесь, содержащая 5 моль водорода и 3 моль кислорода. Смесь взорвали. Вычислите количество образовавшейся воды и количество реагента, оставшегося после реакции.
- 7–36.** Смесь 8 л водорода и 5 л хлора взорвали. Вычислите объем образовавшегося хлороводорода и объем реагента, оставшегося после реакции. (Объемы газов даны при одинаковых условиях.)
- 7–37.** Смесь 10 г водорода и 96 г кислорода взорвали. Вычислите массу образовавшейся воды и массу реагента, оставшегося после реакции.
- 7–38.** В гидриде какого металла массовая доля водорода составляет 12,5 %?
Указание: для решения задачи следует подобрать степень окисления металла в гидриде.
- 7–39.** При взаимодействии 12 г некоторого металла со стехиометрическим количеством разбавленного раствора серной кислоты образовался 1 г водорода. В полученной соли металл двухвалентен. С каким металлом был проведен опыт?

- 7–40.** При взаимодействии 5,4 г некоторого металла со стехиометрическим количеством серной кислоты образовалось 6,72 л (н. у.) водорода. В полученной соли металл трехвалентен. С каким металлом был проведен опыт?
- 7–41.** Смесь водорода и метана массой 90 г занимает объем 224 л (н. у.). Вычислите массовые и объемные доли газов в данной смеси.
- 7–42.** Смесь водорода и кислорода массой 140 г занимает объем 224 л (н. у.). Рассчитайте, хватит ли кислорода для сгорания водорода, содержащегося в смеси. Вычислите массу воды, которая образуется после того, как смесь взорвет. Определите массу и объем (н. у.) реагента, оставшегося после реакции.
- 7–43.** Стандартные электродные потенциалы процессов:
 а) $\text{H}_2 + 2e = 2\text{H}^-$
 б) $2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$
 имеют значения соответственно: а) –2,23 В; б) –0,41 В (при pH = 7). Может ли гидрид-ион существовать в водных растворах?
- 7–44.** В обычных условиях водород проявляет восстановительные свойства по отношению к металлам, для которых значение стандартного электродного потенциала в процессе $\text{M}^{n+} + ne = \text{Me}^0$ составляет более +0,7 В. Можно ли восстановить серебро из раствора нитрата серебра водородом?

7.2. Вода

- 7–45.** Как известно, вода обладает уникальными свойствами. Великий Леонардо да Винчи (1452–1519) сказал о ней: «Вода была дана волшебная власть стать соком жизни на Земле». Подумайте над этими словами и скажите, какие уникальные свойства воды позволяют ей быть «соком жизни на Земле».
- 7–46.** Ниже приведены значения удельной теплоемкости некоторых жидкостей (кДж/(кг · К)).

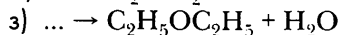
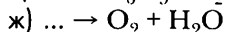
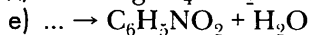
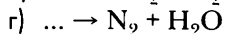
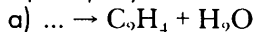
Растительные масла	2,094	Этанол	2,847
Ацетон	2,219	Парафин	2,911
Фенол	2,345	Вода (ж.)	4,1868
Метанол	2,345	Лед	2,06
Глицерин	2,428	Водяной пар	2,08

Жидкая вода имеет высокую теплоемкость. Каково значение этого факта для нашей планеты? Как изменяется теплоемкость воды при нагревании от 0 до 100 °С?

- 7–47.** Диэлектрическая проницаемость вещества (ϵ) показывает, во сколько раз силы взаимодействия между заряженными частицами в той или иной среде слабее, чем в вакууме. Диэлектрическая проницаемость воздуха примерно равна 1, этилового спирта — 26, глицерина — 43. У воды диэлектрическая проницаемость достаточно высока ($\epsilon = 81$ при $t = 20^\circ\text{C}$). В чем значение этого факта?
- 7–48.** Что такое тяжелая вода? Где она используется в промышленности? Какое вещество H_2O или D_2O имеет более высокую температуру кипения?
- 7–49.** Приведите не менее 10 примеров различных неорганических реакций с участием воды, в которых вода — один из реагентов. Запишите уравнения этих реакций. Какие из перечисленных вами реакций являются окислительно-восстановительными?
- 7–50.** Приведите не менее 10 примеров различных органических реакций с участием воды, в которых вода — один из реагентов. Запишите уравнения этих реакций.
- 7–51.** Приведите по 2–3 примера реакций гидратации и дегидратации. Обозначьте условия реакций.
- 7–52.** Что такое кристаллизационная вода? Приведите не менее 10 примеров различных кристаллогидратов.
- 7–53.** Какие из перечисленных реакций являются реакциями гидратации, а какие относятся к гидролизу:
- | | |
|---|--|
| а) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ | д) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ |
| б) $\text{CH}_3\text{—CH=CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ | е) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ |
| в) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—Br} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ | ж) $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ |
| г) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ | з) $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ |
- Преобразуйте схемы в химические уравнения. Обозначьте условия реакций.
- 7–54.** Выберите названия металлов, которые реагируют с водой, и составьте уравнения соответствующих реакций: натрий, магний, алюминий, медь, ртуть, железо.
- 7–55.** Из предложенных названий веществ выберите те, которые реагируют с водой, и напишите уравнения возможных реакций: кальций, оксид кальция, оксид железа (III), оксид азота (V), оксид кремния (IV), железо, золото.
- 7–56.** Из предложенных названий веществ выберите те, которые реагируют с водой, и напишите уравнения возможных реакций: литий, оксид лития, оксид фосфора (V), оксид свинца (IV), серебро, хлорид натрия.
- 7–57.** Напишите уравнения возможных реакций между данными веществами: оксид кальция, вода, оксид фосфора (V), соляная кислота.
- 7–58.** Напишите уравнения возможных реакций между данными веществами: вода, оксид бария, гидроксид натрия, оксид серы (VI).

7–59. Составьте уравнение реакции окисления воды фтором. Укажите окислитель и восстановитель. Каковы условия этой реакции? Можно ли окислить воду хлором?

7–60. Преобразуйте схемы в уравнения реакций. Обозначьте условия реакций.



Какие из приведенных реакций относятся к дегидратации?

7–61. Вычислите массу воды, необходимую для гидратации 1 л этилена (25 °С; 101,3 кПа).

7–62. Кусочек натрия массой 4,6 г добавили к 200 г воды. Вычислите массовую долю и молярную концентрацию гидроксида натрия в растворе после реакции. (Плотность раствора примите равной 1,0 г/см³.)

7–63. Оксид кальция массой 0,56 г добавили к 500 г воды. Вычислите массовую долю гидроксида кальция в растворе. (Плотность раствора примите равной 1,0 г/см³.)

7–64. В кристаллогидрате сульфата натрия массовая доля воды составляет 55,9 %. Составьте формулу кристаллогидрата сульфата натрия.

7–65. В кристаллогидрате сульфата марганца (II) массовая доля воды составляет 45,5 %. Составьте формулу кристаллогидрата сульфата марганца (II).

7–66. Поэт Леонид Мартынов написал такие строки:

Вода

Благоволила

Литься!

Она

Блистала

Столь чиста,

Что ни напиться,

Ни умыться.

И это было неспроста.

Ей не хватало

Ивы, тала

И горечи цветущих лоз.

Ей водорослей не хватало

И рыбы, жирной от стрекоз.

Ей не хватало быть волнистой,

Ей не хватало течь везде.

Ей жизни не хватало ...

Попробуйте сами закончить это стихотворение. О какой воде идет в нем речь?

7.3. Пероксид водорода

Окисление и восстановление пероксида водорода

H_2O_2 — окислитель	H_2O_2 — восстановитель
Кислая среда ($\text{pH} < 7$)	
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}_2 - 2e = \text{O}_2 + 2\text{H}^+$
Нейтральная среда ($\text{pH} = 7$)	
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2e = 2\text{OH}^-$	$\text{H}_2\text{O}_2 - 2e = \text{O}_2 + 2\text{H}^+$
Щелочная среда ($\text{pH} > 7$)	
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2e = 2\text{OH}^-$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^- - 2e = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

- 7–67.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить пероксид водорода. Можно ли получить пероксид водорода непосредственным взаимодействием простых веществ?
- 7–68.** Температура кипения воды 100°C , а пероксида водорода $150,2^\circ\text{C}$. Как объяснить существенно более высокую температуру кипения пероксида водорода?
- 7–69.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ:
- а) Пероксид бария → Пероксид водорода → Кислород → Вода → Железная окалина;
- б) Пероксид бария → Пероксид водорода → Вода → Ортофосфорная кислота → Фосфат натрия;
- в) Кислород → Пероксид натрия → Кислород → Озон → Кислород → Пероксид бария → Пероксид водорода.
- 7–70.** На каком свойстве пероксида водорода основано его применение для обработки ран и ссадин? Раствор с какой концентрацией пероксида водорода используется в медицине?
- 7–71.** Напишите уравнения реакций пероксида водорода: а) с гидроксидом бария; б) с иодидом калия; в) с оксидом серебра; г) с сульфидом свинца. Объясните, какие свойства проявляет пероксид водорода в данных реакциях.

- 7–72.** Напишите уравнения реакции пероксида водорода: а) с нитритом калия; б) с сульфитом натрия; в) с гидроксидом железа (II); г) с гидроксидом марганца (II).
- 7–73.** Преобразуйте схемы в уравнения реакций:
 а) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
 б) $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
 в) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \dots$
 г) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Hg} + \dots$
 д) $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
 В каких реакциях пероксид водорода является восстановителем, а в каких — окислителем?
- 7–74.** В чем сходство в строении молекул H_2O_2 и O_2F_2 ? В чем существенное отличие в распределении электронной плотности в этих молекулах? Каковы валентность и степень окисления кислорода в этих веществах?
- 7–75.** В водных растворах пероксид водорода — очень слабая кислота ($K_a = 1,5 \cdot 10^{-12}$ при 20°C). Составьте уравнение диссоциации пероксида водорода в водном растворе, учитывая, что в результате образуется ион HO_2^- .
- 7–76.** Вычислите массу пергидроля (30 %-й раствор H_2O_2), который потребуется для приготовления 300 г 3 %-го раствора пероксида водорода.
- 7–77.** Вычислите массу 3 %-го раствора пероксида водорода, который потребуется для получения 56 л (н. у.) кислорода.
- 7–78.** Вычислите массу и объем (н. у.) кислорода, который можно получить из 850 г 3 %-го раствора пероксида водорода.

7.4. Галогены

- 7–79.** Расположите простые вещества — галогены: а) по возрастанию значения температуры кипения; б) по возрастанию значения температуры плавления; в) по возрастанию растворимости в воде (исключая фтор).
- 7–80.** В чем проявляются сходство и различие между элементами: а) фтором и хлором; б) хлором и бромом; в) хлором и марганцем? Ответ мотивируйте и подтвердите конкретными уравнениями реакций.
- 7–81.** Элемент хлор образует оксиды: Cl_2O , ClO_2 и Cl_2O_7 . Укажите валентность и степень окисления хлора в этих соединениях. Каков кислотно-основной характер этих оксидов?
- 7–82.** Элемент хлор образует ряд кислородсодержащих кислот: HClO , HClO_2 , HClO_3 и HClO_4 . Назовите эти кислоты. Укажите степень окисления хлора в каждом из этих соединений. Как изменяется сила кислот в этом ряду? Ответ подтвердите значениями констант диссоциации (Приложение 2). Объясните тенденцию в изменении силы электролитов в данном ряду.

- 7–83.** Элемент хлор образует ряд кислот: HClO , HClO_2 , HClO_3 и HClO_4 . Назовите эти кислоты, составьте формулы их натриевых солей и дайте им названия. Укажите степени окисления хлора в каждой из этих солей. Как изменяется окислительная способность солей этих кислот?
- 7–84.** Высшей кислотой хлора является хлорная HClO_4 , а высшей кислотой иода — иодная H_5IO_6 . Укажите степень окисления галогена в том и в другом случае. Почему хлор не может образовать соединения состава H_5ClO_6 ? Составьте графические формулы хлорной и иодной кислот.
- 7–85.** Напишите уравнения реакций взаимодействия хлора: а) с магнием; б) с алюминием; в) с железом; г) с сурьмой; д) с водородом. Обозначьте степени окисления хлора, укажите окислитель и восстановитель.
- 7–86.** Напишите уравнения реакций взаимодействия хлора: а) с натрием; б) с медью; в) с фосфором; г) с сероводородом; д) с водой. Обозначьте степени окисления, укажите окислитель и восстановитель.
- 7–87.** Напишите уравнения реакций взаимодействия фтора: а) с литием; б) с магнием; в) с фосфором; г) с серой; д) с водородом; е) с водой; ж) с диоксидом кремния. Обозначьте степени окисления, укажите окислитель и восстановитель.
- 7–88.** Напишите уравнения реакций взаимодействия хлора: а) с этаном; б) с этиленом; в) с ацетиленом; г) с бензолом; д) с толуолом; е) с уксусной кислотой. Обозначьте условия реакций.
- 7–89.** Напишите уравнения реакций взаимодействия брома: а) с пропаном; б) с пропенom; в) с бутadienom-1,3; г) с бензолом; д) с толуолом; е) с пропионовой кислотой; Обозначьте условия реакций.
- 7–90.** Верно ли высказывание: «Окислительные способности галогенов уменьшаются от фтора к иоду»? Что вы можете сказать о тенденции в изменении окислительных свойств галогенов от фтора к иоду? Подтвердите свою идею конкретными фактами.
- 7–91.** Как изменяются условия проведения реакции галогенов с водородом от фтора к иоду? Сравните значения теплового эффекта реакций, схема которых:
$$\text{H}_2 + \text{Hal}_2 \rightarrow 2\text{HHal}$$
- 7–92.** Сравните взаимодействие с водой фтора, хлора, брома и иода. Запишите соответствующие уравнения реакций. В чем существенное отличие между реакциями фтора и остальных галогенов с водой?
- 7–93.** Сравните реакции взаимодействия галогенов с железом. Запишите уравнения реакций. Как изменяется глубина окисления железа в этих реакциях при переходе от фтора к иоду?

- 7-94.** Хранение и транспортировка фтора возможна только в сосудах из монель-металла (сплав Ni с Fe и Mn), меди или никеля. Почему фтор нельзя хранить в стеклянной посуде? Что защищает медь и никель от окисления фтором?
- 7-95.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения веществ:
- а) Хлороводород $\rightarrow$ Хлор $\rightarrow$ Хлорид натрия $\rightarrow$ Хлор $\rightarrow$ Хлорэтан;
 - б) Хлорид натрия $\rightarrow$ Хлор $\rightarrow$ Хлорат калия $\rightarrow$ Хлорид калия $\rightarrow$ Хлороводород $\rightarrow$ 2-Хлорпропан;
 - в) Хлор $\rightarrow$ Хлороводород $\rightarrow$ Хлор $\rightarrow$ Хлорид железа (III) $\rightarrow$ Хлор $\rightarrow$ 1,2-Дихлорэтан.
- 7-96.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения веществ:
- а) Оксид меди (II) $\rightarrow$ Медь $\rightarrow$ Хлорид меди $\rightarrow$ Медь;
 - б) Медь $\rightarrow$ Оксид меди (II) $\rightarrow$ Хлорид меди (II) $\rightarrow$ Медь;
 - в) Бром $\rightarrow$ Бромид алюминия $\rightarrow$ Бром $\rightarrow$ Бромоводород;
 - г) Алюминий $\rightarrow$ Бромид алюминия $\rightarrow$ Алюминий $\rightarrow$ Хлорид алюминия;
 - д) Иод $\rightarrow$ Иодид натрия $\rightarrow$ Иод $\rightarrow$ Иодид алюминия.
- 7-97.** Преобразуйте схемы в химические уравнения:
- а) $\text{Cl}_2 + \text{NaOH}$ (хол. р-р) $\rightarrow$...
 - б) $\text{Cl}_2 + \text{NaOH}$ (гор. р-р) $\rightarrow$...
- Укажите тип окислительно-восстановительных реакций. Чем отличается состав продуктов реакции при пропускании хлора в холодный и горячий раствор?
- 7-98.** Даны вещества: фторид натрия, хлорид натрия, бромид натрия, иодид натрия. Из данного перечня выберите вещества, с которыми будет реагировать хлор, и напишите уравнения возможных реакций.
- 7-99.** Даны вещества: фторид калия, хлорид калия, бромид калия, иодид калия. Из данного перечня выберите вещества, с которыми будет реагировать бром, и напишите уравнения возможных реакций.
- 7-100.** Составьте уравнения реакций получения хлора при взаимодействии концентрированной соляной кислоты: а) с оксидом марганца (IV); б) с оксидом свинца (IV); в) с перманганатом калия; г) с дихроматом калия; д) с хлоратом калия.
- 7-101.** Преобразуйте схемы в химические уравнения:
- а) $\text{F}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$...
 - б) $\text{HClO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$...
 - в) $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$...
 - г) $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) $\rightarrow$...
 - д) $\text{I}_2 + \text{HNO}_3$ (конц.) $\rightarrow$...
 - е) $\text{NaBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$...
 - ж) $\text{KI} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuI} +$...

- 7–102.** С помощью каких фактов можно доказать, что иод обладает окислительно-восстановительной двойственностью?
- 7–103.** Напишите уравнения реакций термического разложения:
 а) хлората калия (в присутствии MnO_2);
 б) хлората калия (химически чистого, без примесей других веществ);
 в) гипохлорита натрия.
 Обозначьте степени окисления и составьте схемы электронного баланса.
- 7–104.** Как можно получить хлорную известь CaClOCl , располагая в качестве исходного сырья известняком, поваренной солью и водой? Напишите уравнения реакций. К какому классу соединений относится CaClOCl ?
- 7–105.** Для отбеливания материалов иногда применяется белильная известь, состав которой можно выразить формулой $k\text{Ca}(\text{ClO})_2 \cdot l\text{CaCl}_2 \cdot m\text{Ca}(\text{OH})_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, где k, l, m, n — некоторые числа. Как белильную известь можно было бы получить в промышленности из недорогого сырья? Какое вещество создает эффект отбеливания?
- 7–106.** Вычислите массу порошка железа, которую необходимо сжечь в хлоре для получения 130 г хлорида железа (III). Рассчитайте массу и объем хлора (н. у.), который потребуется для получения такой массы продукта.
- 7–107.** Вычислите массу хлорида натрия, необходимого для получения 1 т хлора электролитическим путем.
- 7–108.** Вычислите массу хлорида сурьмы (III), которая образуется при сгорании 61 г сурьмы. Рассчитайте массу и объем хлора, необходимого для реакции.
- 7–109.** Некоторое количество оксида меди (II) было восстановлено водородом. Образовавшуюся медь сожгли в хлоре, в результате чего получили 13,5 г хлорида. Вычислите массу исходной порции оксида меди (II).
- 7–110.** Вычислите объем хлора и водорода, необходимых для получения 25 л хлороводорода. (Объемы газов даются при одинаковых условиях.)
- 7–111.** Вычислите массу оксида марганца (IV) и массу 30%-го раствора соляной кислоты, которые потребуются для получения 56 л (н. у.) хлора.
- 7–112.** Вычислите массу оксида свинца (IV) и массу 25%-го раствора соляной кислоты, которые потребуются для получения 16,8 л (н. у.) хлора.
- 7–113.** При сгорании в хлоре 12,8 г порошка некоторого металла образовалось 27 г хлорида, в котором данный металл двухвалентен. О каком металле идет речь?
- 7–114.** При сгорании в хлоре 224 г порошка некоторого металла образовалось 650 г хлорида, в котором степень окисления металла +3. Назовите этот металл.

7-115. При пропускании хлора через раствор иодида калия образовалось 2,54 г иода. Вычислите массу иодида калия, находившегося в исходном растворе, массу и объем (н. у.) хлора, вступившего в реакцию.

7-116. При пропускании хлора через раствор бромида натрия образовалось 4 г брома. Вычислите массу бромида натрия в исходном растворе и массу и объем (н. у.) хлора, вступившего в реакцию.

7-117. Порошок алюминия массой 13,5 г добавили к 120 г брома. Вычислите массу образовавшегося бромида алюминия.

7-118. Одна из солей кислородсодержащей кислоты хлора названа в честь замечательного французского химика, который был научным консультантом при Наполеоне Бонапарте в Египетском походе. Открыта эта соль была в 1786 г. О какой соли идет речь? Напишите ее формулу и дайте название по систематической номенклатуре. Где используется эта соль? Что вы можете сказать о химике, в честь которого она названа?



7-119. Астат, предсказанный Д.И. Менделеевым под названием «экаиод», был получен в 1940 г. группой физиков под руководством Сегре. Для получения астата использовали ядерную реакцию: ядра висмута-209 бомбардировали α -частицами. В результате образовался астат-211 и 2 нейтрона. Составьте уравнение этой ядерной реакции.

7-120. С момента открытия одного из галогенов как элемента и до получения его в свободном виде прошло более 100 лет. Почти 15 раз химики пытались выделить его и каждый раз их постигала неудача, а иные заплатились здоровьем и жизнью. Впервые этот галоген был выделен в 1886 г. химиком, портрет которого помещен в тексте этой задачи. Чей это портрет? О каком галогене идет речь?



Используя дополнительную литературу и сеть Интернет, найдите информацию о том, как был поставлен описанный в начале задания эксперимент, и опишите его. Каким образом в 1906 г. была отмечена заслуга ученых по выделению обсуждаемого галогена?

7-121. В рассказе И. Ефремова «Сердце змеи» космическая экспедиция землян встречается с экспедицией, посланной иной цивилизацией. Организмы существ из иного мира использовали фтор как окислитель вместо кислорода. Подумайте, могли ли организмы этих инопланетных жителей быть построены на органических веществах? Возможно ли, с точки зрения химика, существо-

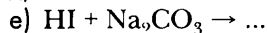
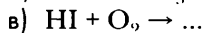
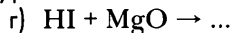
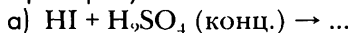
вание таких организмов? Предположите, какие химические процессы могли быть положены в основу функционирования таких пришельцев. Представляли ли опасность для землян непосредственный контакт без защиты и скафандров с представителями такой «фторной» цивилизации? Могли бы выжить такие «фторные люди» в земных условиях?

7.5. Галогеноводороды. Галогениды

Вопросы и задания

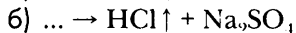
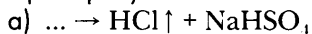
- 7–122. Как изменяется сила кислот в ряду: $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$? Ответ мотивируйте.
- 7–123. Как изменяется термическая устойчивость галогеноводородов в ряду: $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$? Ответ мотивируйте.
- 7–124. Жидкий фтороводород подвергается автопротолизу. Составьте уравнение автопротолиза фтороводорода.
- 7–125. Даны вещества: а) оксид магния, оксид серы (IV), гидроксид цинка, сульфат натрия, карбонат магния; б) оксид меди (II), оксид фосфора (V), гидроксид кальция, нитрат калия, сульфид натрия. Выберите, с какими из данных веществ реагирует соляная кислота, и напишите уравнения возможных реакций.
- 7–126. В трех склянках находятся:
- а) растворы соляной кислоты, хлорида натрия и нитрата натрия;
 - б) растворы соляной кислоты, хлорида бария и нитрата калия;
 - в) растворы хлорида натрия, хлорида бария, хлорида алюминия;
 - г) растворы хлорида натрия, хлорида меди (II), хлорида алюминия;
 - д) растворы соляной кислоты, карбоната натрия, хлорида натрия.
- Как химическим путем распознать, какое вещество находится в каждой из склянок? Напишите уравнения соответствующих реакций.
- 7–127. Составьте уравнения реакций хлороводорода с органическими веществами:
- а) бутен-2, пропен, пропеновая (акриловая) кислота, этанол;
 - б) ацетилен, бутен-1, пропен-2-аль, пропанол-2.
- 7–128. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения веществ:
- а) $\text{Хлор} \rightarrow \text{Хлороводород} \rightarrow \text{Хлорид натрия} \rightarrow \text{Хлороводород} \rightarrow \text{Хлор}$;
 - б) $\text{Хлорид калия} \rightarrow \text{Хлороводород} \rightarrow \text{Хлорид меди (II)} \rightarrow \text{Хлорид цинка}$;
 - в) $\text{Натрий} \rightarrow \text{Хлорид натрия} \rightarrow \text{Сульфат натрия} \rightarrow \text{Хлорид натрия} \rightarrow \text{Хлорид серебра}$;
 - г) $\text{Серебро} \rightarrow \text{Нитрат серебра} \rightarrow \text{Хлорид серебра} \rightarrow \text{Серебро}$.

7-129. Преобразуйте схемы в химические уравнения:



Какие из этих реакций являются окислительно-восстановительными?

7-130. Преобразуйте схемы в химические уравнения:



7-131. Вычислите массу и объем хлороводорода, образовавшегося при взаимодействии 56,8 г хлора со стехиометрическим количеством водорода.

7-132. Вычислите массовую долю соляной кислоты, образовавшейся при растворении 56 л (н. у.) хлороводорода в 500 г воды.

7-133. При взаимодействии 73 г раствора соляной кислоты со стехиометрическим количеством раствора гидроксида натрия образовалось 11,7 г соли. Вычислите массовую долю хлороводорода в исходном растворе соляной кислоты.

7-134. При взаимодействии 73 г раствора соляной кислоты с избытком раствора гидроксида калия образовалось 29,8 г соли. Вычислите массовую долю исходного раствора соляной кислоты.

7-135. Вычислите массу и объем (н. у.) хлороводорода, который можно получить из 117 г поваренной соли.

7-136. Хлорид натрия массой 23,4 г обработали избытком концентрированной серной кислоты. Весь образовавшийся хлороводород растворили в 200 г воды. Вычислите массовую долю образовавшегося раствора соляной кислоты.

7-137. К 378,1 г воды добавили 21,9 г кристаллогидрата хлорида кальция $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Вычислите массовую долю хлорида кальция в образовавшемся растворе.

7-138. К 179,7 г воды добавили 20,3 г кристаллогидрата хлорида магния $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Вычислите массовую долю хлорида магния в растворе.

7-139. Навеску кристаллогидрата хлорида меди $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ массой 51,3 г растворили в воде и добавили эквивалентное количество гидроксида натрия. Затем получившийся осадок отфильтровали и прокалили. Вычислите массу образовавшегося после прокаливания вещества.

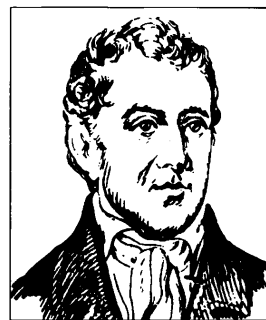
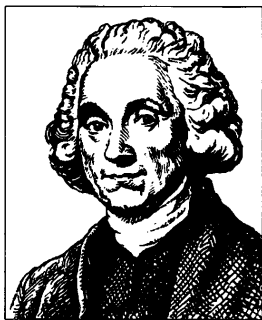
7-140. Для нейтрализации 182,5 г 10%-го раствора соляной кислоты использовали 60 г 20%-го раствора гидроксида натрия. Оставшееся количество соляной кислоты нейтрализовали гидроксидом калия. После выпаривания воды образовалась смесь хлоридов. Вычислите массовые доли солей в образовавшейся смеси хлоридов.

7.6. Кислород. Озон

Вопросы и задания

- 7–141. В атмосфере нашей планеты в настоящее время содержится $1,2 \cdot 10^{15}$ т кислорода. В результате фотосинтеза растения ежегодно выделяют в атмосферу $2,5 \cdot 10^{11}$ т этого вещества. Какое количество вещества кислорода содержится в атмосфере и ежегодно вырабатывается в ходе фотосинтеза?
- 7–142. Приведите примеры соединений, в которых степень окисления атома кислорода: а) -2 ; б) -1 ; в) $+2$; г) $+1$.
- 7–143. Какие из названных веществ непосредственно реагируют с кислородом: сера, аргон, магний, натрий, водород, хлор, золото? Составьте уравнения осуществимых реакций, укажите их условия.
- 7–144. Какие из названных веществ непосредственно реагируют с кислородом: уголь, неон, медь, алюминий, калий, бром, ртуть? Составьте уравнения осуществимых реакций, укажите их условия.
- 7–145. Напишите уравнения реакций горения: метана, сероводорода, аммиака, силана, фосфина. В каком случае наблюдается самовозгорание перечисленных выше веществ?
- 7–146. Напишите уравнения реакций получения кислорода в результате:
а) разложения перманганата калия;
б) разложения пероксида водорода;
в) электролитического разложения воды;
г) термического разложения оксида ртути;
д) термического разложения нитрата натрия;
е) термического разложения хлората калия.
Укажите тип окислительно-восстановительного процесса.
- 7–147. Преобразуйте схемы в химические уравнения:
а) $\text{O}_2 + \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ г) $\text{O}_2 + \text{C}_6\text{H}_5\text{CHO} \rightarrow \dots$
б) $\text{O}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ д) $\text{O}_2 + \text{NaNO}_2 \rightarrow \dots$
в) $\text{O}_2 + \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ е) $\text{O}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
- 7–148. Чем отличаются пероксиды от оксидов? Приведите примеры реакций, в ходе которых образуются пероксиды. Запишите уравнения этих реакций.
- 7–149. Чем отличается взаимодействие кислорода с азотом и с фосфором? Сравните условия осуществления реакций и укажите их тип по признаку обратимости. Запишите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель.
- 7–150. Какова роль озона в природе? Где в природе образуется озон? Как его получают в лаборатории?

- 7–151.** Озон принадлежит к сильным окислителям: в газовой фазе он окисляет оксид азота (IV) до оксида азота (V), оксид серы (IV) до оксида серы (VI), хлор до оксида хлора (VII). Составьте уравнения перечисленных реакций.
- 7–152.** Для качественного и количественного определения озона используют реакцию взаимодействия озона с раствором иодид калия, в результате которой образуются кислород, иод и гидроксид калия. Составьте уравнение этой реакции. Укажите окислитель и восстановитель.
- 7–153.** Как известно, кислород плохо растворяется в воде: при 20 °С лишь 3,1 объема кислорода растворяется в 100 объемах воды. Поэтому в организме 1 л плазмы крови переносит лишь 5 мл растворенного кислорода. Тем не менее 1 л крови переносит примерно 250 мл кислорода в капилляры различных органов. Благодаря каким процессам и системам кровь переносит кислород? Какие вещества и почему могут блокировать перенос кислорода кровью?
- 7–154.** Рассмотрите три портрета, помещенных в текст этой задачи. Чьи это портреты? Каковы заслуги этих ученых в открытии кислорода? Изучите дополнительную литературу и ресурсы сети Интернет и подготовьте сообщения о жизни и деятельности этих ученых.



7.7. Сера. Сероводород. Сульфиды

Вопросы и задания

- 7–155.** Приведите примеры реакций, характеризующих серу: а) как окислитель; б) как восстановитель. Напишите уравнения соответствующих реакций, стрелкой покажите переход электронов.
- 7–156.** Приведите примеры реакций, характеризующих сероводород: а) как окислитель; б) как восстановитель. Напишите уравнения соответствующих реакций, стрелкой покажите переход электронов.
- 7–157.** Из перечня названий веществ выберите те, с которыми взаимодействует сера:
 а) вода, цинк, водород, железо, магний, кислород, соляная кислота;
 б) натрий, фтор, хлор, фторид натрия, сульфат натрия, уголь, медь;

в) калий, гидроксид калия, хлорид калия, хлорат калия, серная концентрированная кислота, золото, алюминий.

Напишите уравнения соответствующих реакций.

7-158. Напишите уравнения реакций окислительного обжига следующих веществ: а) сульфида цинка; б) сульфида свинца (II); в) сульфида меди (II); г) сульфида меди (I); е) сульфида железа (II); ж) дисульфида железа (II).

К этим уравнениям составьте схемы электронного баланса.

7-159. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ:

а) Сера → Сероводород → Сульфид калия → Сульфид меди (II);

б) Сера → Сероводород → Оксид серы (IV) → Сера;

в) Сера → Сероводород → Сернистый газ → Сульфит калия;

г) Сера → Сульфид натрия → Сероводород → Сульфид калия → Сульфид свинца (II);

д) Сера → Сероводород → Сера → Сульфид меди (II) → Сернистый газ;

е) Сера → Сульфид железа (II) → Сероводород → Гидросульфид натрия → Сульфид натрия → Сера;

ж) Сера → Сульфид железа (II) → Сероводород → Сульфид меди (II) → Оксид серы (IV).

Составьте ионные уравнения реакций, протекающих в растворах электролитов. К уравнениям окислительно-восстановительных реакций составьте схемы электронного баланса или покажите стрелкой переход электронов.

7-160. Подберите формулы веществ, с которыми осуществимы следующие превращения:

а) $S^{-2} \rightarrow S^{+4} \rightarrow S^{+4}$

в) $S^0 \rightarrow S^{-2} \rightarrow S^{-2} \rightarrow S^{+4}$

б) $S^0 \rightarrow S^{-2} \rightarrow S^{+4}$

г) $S^{-2} \rightarrow S^{-2} \rightarrow S^{-2} \rightarrow S^{+4}$

Напишите соответствующие уравнения реакций.

Составьте схемы электронного баланса к уравнениям окислительно-восстановительных реакций, стрелкой обозначьте переход электронов.

7-161. В трех склянках находятся растворы:

а) хлорида натрия, сульфида натрия и соляной кислоты;

б) хлорида натрия, сульфита натрия и соляной кислоты;

в) сульфата калия, сульфида калия и нитрата калия.

Как химическим путем идентифицировать эти вещества? Напишите уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме.

7-162. В четырех склянках находятся растворы сульфата натрия, сульфида натрия, нитрата свинца и нитрата калия. Как химическим путем, не используя иные реактивы, идентифицировать эти вещества? Напишите уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме.

7-163. В пяти склянках находятся растворы сульфата калия, сульфида калия, хлорида калия, нитрата свинца и нитрата калия.

Как химическим путем идентифицировать эти вещества? Напишите уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме.

- 7–164.** Как получить сероводород в лаборатории, располагая только тремя реактивами: серой, железом и раствором соляной кислоты? Найдите два пути решения задачи и напишите соответствующие уравнения реакций. Что изменится, если в вашем распоряжении вместо железа будет медь?
- 7–165.** Напишите наибольшее число уравнений реакций, которые можно осуществить, используя только серу и воду. (Разрешается использовать любое оборудование и другие вещества только в качестве катализаторов.)
- 7–166.** Напишите наибольшее число уравнений реакций, которые можно осуществить, используя только сероводород и кислород. (Разрешается использовать любое оборудование и другие вещества только в качестве катализаторов.)
- 7–167.** При пропускании сероводорода через бромную воду окраска раствора исчезает и выпадает белый осадок. Объясните данное явление. Напишите уравнение реакции, составьте схему электронного баланса.
- 7–168.** Почему сульфид железа (II) или цинка растворяется в соляной кислоте, а сульфиды меди (II) или свинца (II) — нет? Ответ мотивируйте, напишите уравнения реакций.
- 7–169.** Серебряные предметы чернеют на воздухе и в воде, содержащей сероводород. Они покрываются налетом соответствующего сульфида. Окислителем в этой реакции служит кислород, находящийся в воздухе или растворенный в воде. Напишите уравнения реакций, отражающих описываемые явления, и составьте схемы электронного баланса.
- 7–170.** Какую массу воды потребуется разложить электрическим током, чтобы полученным кислородом можно было бы сжечь 16 г серы?
- 7–171.** Какая масса пергидроля (30 %-го раствора пероксида водорода) потребуется для получения кислорода, достаточного для сжигания 8 г серы?
- 7–172.** Вычислите объем кислорода, который потребуется для полного сгорания сероводорода объемом: а) 5 л; б) a л. Какой объем сернистого газа при этом образуется? (Объемы газов измерены при одинаковых условиях.)
- 7–173.** Хватит ли кислорода объемом 2 л для: а) полного сгорания 2 л сероводорода; б) для неполного сгорания (до S) 3 л сероводорода? (Объемы всех газов измерены в одинаковых условиях.) Ответ подтвердите расчетом.
- 7–174.** Вычислите массу сульфида цинка, который потребуется для обжига, чтобы получить 64 кг сернистого газа.
- 7–175.** При взаимодействии навески некоторого металла массой 6,9 г с серой образовалось 11,7 г сульфида, в котором данный металл одновалентен. О каком металле идет речь?

- 7-176. Навеску некоторого металла массой 80,4 г смешали с серой в стехиометрическом отношении. В результате реакции образовался сульфид массой 93,2 г, в котором данный металл двухвалентен. Определите, навеска какого металла использовалась?
- 7-177. При взаимодействии 51,75 г некоторого металла с серой образовался сульфид массой 59,75 г. Определите, какой металл вступил в реакцию.
- 7-178. Какая масса сульфида меди (II) образуется при пропускании сероводорода объемом 4,48 л (н. у.) через 10%-й раствор сульфата меди (II) объемом 363,6 мл? (Плотность раствора равна 1,1 г/мл)
- 7-179. Вычислите массу сернистого газа, который получится в результате обжига 40,5 г сульфида цинка.
- 7-180. Вычислите массу сернистого газа, который образуется в результате обжига технического образца сульфида цинка массой 40,5 г, содержащего 90 % ZnS.
- 7-181. В результате обжига образца сульфида цинка массой 485 г образовалось 256 г сернистого газа. Рассчитайте массовую долю примесей в образце сульфида цинка.
- 7-182. Вычислите массу образца сульфида цинка, содержащего 20 % примесей, для получения 25,6 г сернистого газа.
- 7-183. Вычислите объем сернистого газа, полученного при сжигании 107,5 л сероводорода, содержащего 20 % негорючих примесей.
- 7-184. Вычислите объемную долю примесей в сероводороде, если при сгорании 25 л исходного вещества образовалось 24 л сернистого газа. (Объемы газов указаны при одинаковых условиях.)
- 7-185. В образце сульфида железа (II) массой 137,5 г массовая доля FeS составляет 96 %. Вычислите массу и объем сероводорода, который получится, если обработать данный образец избытком раствора соляной кислоты. Какой газ выделится кроме сероводорода, если примесью сульфида железа будет железо?
- 7-186. В серном колчедане (пирите) массовая доля серы составляет от 32 до 48 %. Рассчитайте массовую долю дисульфида железа (II) в образце серного колчедана, если массовая доля серы в нем составляет 40 %, а других компонентов, содержащих серу, нет.
- 7-187. Для сжигания 25 г смеси серы и угля потребовалось 28 л (н. у.) кислорода. Вычислите массовые доли серы и угля в исходной смеси.
- 7-188. При сгорании 14 г смеси серы и угля образовалась 38 г смеси оксидов. Вычислите массовые доли компонентов в исходной смеси.

- 7–189.** Для полного сгорания 40 л смеси сероводорода и метана потребовалось 70 л кислорода. Вычислите объемные доли газов в исходной смеси. (Объемы газов измерены при одинаковых условиях.)
- 7–190.** Смесь сероводорода и водорода массой 69 г занимает при н. у. объем 56 л. Вычислите объемные доли газов в данной смеси и найдите плотность данной газовой смеси по воздуху.
- 7–191.** Смесь сульфида натрия, хлорида натрия и фторида натрия массой 96 г растворили в воде. Полученный раствор разделили на две равные порции. К первой порции раствора добавили избыточное количество раствора сульфата меди(II). В результате образовалось 24 г осадка. Ко второй порции раствора добавили избыток раствора нитрата серебра, в результате чего образовалась смесь осадков массой 90,7 г. Вычислите массовые доли солей в исходной смеси.
- 7–192.** Навеску сульфида железа(II) массой 22 г обработали соляной кислотой. Весь образовавшийся газ пропустили через 12 %-й раствор гидроксида натрия массой 150 г. Вычислите массовые доли солей в растворе после реакции.
- 7–193.** Смесь сероводорода и кислорода объемом 150 мл взорвали. После приведения к исходным условиям и конденсации воды объем образовавшейся смеси сократился до 75 мл. Если внести в сосуд с образовавшейся после взрыва газовой смесью тлеющую лучинку, то она вспыхнет. Определите объемные доли газов в исходной смеси.

7.8. Сернистый газ. Сернистая кислота. Сульфиты

Вопросы и задания

- 7–194.** Напишите уравнения реакций, подтверждающих окислительно-восстановительную двойственность оксида серы(IV). Составьте схемы электронного баланса.
- 7–195.** Напишите уравнения реакций, доказывающих кислотный характер оксида серы(IV). Составьте полные и сокращенные ионные уравнения.
- 7–196.** Из данного перечня веществ выберите те, с которыми взаимодействует оксид серы(IV): а) вода, азот, кислород, гидроксид калия, соляная кислота; б) раствор перманганата калия, сероводород, сера, гидроксид бария, серная кислота, раствор карбоната натрия. Напишите уравнения реакций. К уравнениям окислительно-восстановительных реакций составьте схемы электронного баланса.
- 7–197.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ:
а) Сера $\rightarrow$ Оксид серы(IV) $\rightarrow$ Сульфит натрия $\rightarrow$ Оксид серы(IV);

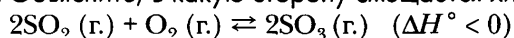
- б) Сера → Оксид серы (IV) → Оксид серы (VI) → Серная кислота → Сульфат натрия;
 в) Сера → Сероводород → Сернистый газ → Серный ангидрид → Серная кислота;
 г) Сера → Сероводород → Оксид серы (IV) → Оксид серы (VI) → Серная кислота → Сульфат меди (II) → Сульфат бария;
 д) Сульфид цинка → Сернистый газ → Сульфит натрия → Сульфит свинца (II);
 е) Дисульфид железа (II) → Оксид серы (IV) → Оксид серы (VI) → Серная кислота;
 ж) Сероводород → Сернистый газ → Сера → Хлорид серы (II);
 з) Сероводород → Сера → Сернистый газ → Гидросульфит натрия → Сульфит натрия → Гидросульфит натрия;
 и) Сера → Сульфид магния → Оксид серы (IV) → Сульфит натрия → Сульфат натрия → Сульфат свинца (II).

7–198. Подберите формулы веществ, с которыми можно осуществить следующие превращения:

- а) $S^{-2} \rightarrow S^{+4} \rightarrow S^{+6} \rightarrow S^{+6}$ в) $S^0 \rightarrow S^{-2} \rightarrow S^{+4} \rightarrow S^{+4}$
 б) $S^0 \rightarrow S^{+4} \rightarrow S^{+4} \rightarrow S^{+6}$ г) $S^{-2} \rightarrow S^0 \rightarrow S^{+4} \rightarrow S^0$

К уравнениям окислительно-восстановительных реакций составьте схемы электронного баланса или обозначьте переход электронов стрелкой.

7–199. Объясните, в какую сторону смещается химическое равновесие в реакции:



- а) при охлаждении системы,
 б) при повышении давления в системе;
 в) при насыщении системы кислородом.

7–200. В четырех склянках находятся растворы сульфата натрия, сульфита натрия, нитрата свинца (II) и серная кислота. Как химическим путем, не используя иные реактивы, идентифицировать эти вещества? Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций.

7–201. Из данного перечня выберите названия солей, которые подвергаются гидролизу в водных растворах, и запишите полные и сокращенные уравнения гидролиза: сульфид натрия, сульфит натрия, сульфат натрия, сульфат бария, сульфид алюминия.

7–202. Напишите уравнения возможных реакций между данными веществами: сероводород, сера, сернистый газ, кислород.

7–203. Приведите примеры реакций получения сернистого газа: а) окислительно-восстановительных реакций; б) реакций, протекающих без изменения степеней окисления атомов элементов.

7–204. При окислении 32 г сернистого газа образовался оксид серы (VI) (серный ангидрид) массой 32 г. Вычислите выход продукта реакции от теоретически возможного.

- 7–205.** Вычислите массу оксида серы(VI), которая образуется при каталитическом окислении 640 г оксида серы(IV), если выход продукта реакции составляет 95 %.
- 7–206.** Вычислите массу оксида серы (IV), если известно, что при его окислении на ванадиевом катализаторе образовалось 14,4 г оксида серы (VI), а выход продукта реакции составил 90 %.
- 7–207.** Сернистый газ, полученный в результате обжига 30 г пирита, содержащего 80 % дисульфида железа, подвергли каталитическому окислению. Вычислите массу образовавшегося оксида серы(VI) (серного ангидрида), если выход продукта в результате второй реакции составляет 90 %.
- 7–208.** Сернистый газ, образовавшийся при окислении избытком кислорода 2,8 л (н. у.) сероводорода, растворили в 92 мл воды. Какова массовая доля образовавшейся сернистой кислоты? (Разложение сернистой кислоты не учитывайте.)
- 7–209.** При полном сгорании 7,6 г некоторого вещества образовалось 4,4 г углекислого газа и 12,8 кг сернистого газа. Выведите молекулярную формулу исходного вещества.
- 7–210.** Сернистый газ, полученный в результате обжига 8 г пирита, содержащего 75 % FeS_2 , пропустили через 120 г 5 %-го раствора гидроксида натрия. Вычислите массовые доли солей в растворе после пропускания сернистого газа.
- 7–211.** Сернистый газ, полученный при сгорании в избытке кислорода 11,2 л (н. у.) сероводорода, пропустили через 61,5 мл 25 %-го раствора гидроксида натрия (плотность раствора 1,3 г/мл). Какая соль образовалась в результате этой реакции? Какова масса этой соли?
- 7–212.** При обжиге 18,3 г сульфида некоторого металла, в котором данный металл четырехвалентен, было израсходовано 6,72 л (н. у.) кислорода. Сульфид этого металла иногда называют «сусальным золотом». О каком веществе идет речь?

7.9. Серная кислота. Сульфаты

- 7–213.** Из данного перечня выберите названия веществ, с которыми реагирует серная кислота, и напишите уравнения соответствующих реакций: железо, алюминий, кислород, оксид магния, оксид фосфора(V), гидроксид калия, соляная кислота, нитрат бария, карбонат калия, хлорид натрия. Составьте полные и сокращенные ионные уравнения возможных реакций.
- 7–214.** Даны вещества: серная кислота, оксид серы(IV), гидроксид кальция, кислород. Напишите уравнения возможных реакций между данными веществами.

- 7–215.** Напишите уравнения реакций, доказывающих, что серная кислота проявляет окислительные свойства: а) за счет ионов водорода; б) за счет атомов серы в высшей степени окисления.
- 7–216.** Напишите уравнения реакций окисления концентрированной серной кислотой:
- калия, цинка, меди;
 - натрия, магния, серебра;
 - угля, серы, фосфора;
 - иодоводорода, сероводорода, йодида калия.
- Составьте схемы электронного баланса.
- 7–217.** При взаимодействии сахара и концентрированной серной кислоты реакционная масса сначала чернеет, а затем вспенивается и значительно увеличивается в объеме. Объясните, какие процессы происходят в ходе опыта.
- 7–218.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ:
- Сера → Оксид серы (IV) → Оксид серы (VI) → Серная кислота → Оксид серы (IV) → Сульфит натрия → Оксид серы (IV);
 - Сера → Оксид серы (IV) → Оксид серы (VI) → Серная кислота → Сульфат калия → Сульфат бария;
 - Дисульфид железа (II) → Оксид серы (IV) → Оксид серы (VI) → Серная кислота → Сульфат меди (II) → Сульфат цинка;
 - Сероводород → Сернистый газ → Серный ангидрид → Серная кислота → Сульфат натрия → Сульфат стронция.
- 7–219.** Подберите формулы веществ, с которыми можно осуществить следующие превращения. Напишите уравнения реакций:
- $S^{-2} \rightarrow S^{+4} \rightarrow S^{+6} \rightarrow S^{+4}$
 - $S^{-1} \rightarrow S^{+4} \rightarrow S^{+6} \rightarrow S^{+4} \rightarrow S^{+6}$
 - $S^{-2} \rightarrow S^{+4} \rightarrow S^{+6} \rightarrow S^{-2}$
 - $S^0 \rightarrow S^{+4} \rightarrow S^{+6} \rightarrow S^0$
- К уравнениям окислительно-восстановительных реакций составьте схемы электронного баланса и обозначьте стрелкой переход электронов.
- 7–220.** С какими из перечисленных ниже веществ реагирует серная кислота: медь, магний, оксид меди (II), гидроксид магния, хлорид магния, оксид азота (V), золото? Напишите уравнения возможных реакций, к уравнениям окислительно-восстановительных реакций составьте схему электронного баланса.
- 7–221.** С какими из перечисленных ниже веществ реагирует серная кислота: серебро, алюминий, оксид цинка, гидроксид калия, силикат натрия, оксид хлора (VII), платина? Напишите уравнения возможных реакций, составьте электронный баланс для окислительно-восстановительных реакций, запишите полные и сокращенные ионные уравнения для реакций ионного обмена.
- 7–222.** В трех склянках находятся растворы:
- сульфата натрия, нитрата натрия и серной кислоты;
 - хлорида калия, соляной и серной кислоты.

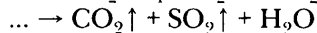
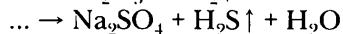
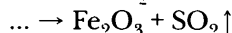
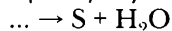
Как химическим путем определить, какой раствор находится в каждой из склянок? Напишите уравнения реакций.

7–223. В четырех склянках находятся растворы:

- а) хлорида калия, соляной кислоты, серной кислоты и сульфата натрия;
- б) сульфата меди (II), хлорида бария, гидроксида натрия, хлорида меди (II).

Как химическим путем определить, какой раствор находится в каждой из склянок? Напишите уравнения реакций. Составьте ионные уравнения.

7–224. Преобразуйте схемы в химические уравнения:



7–225. Как можно, имея в распоряжении сероводород и воздух и не используя иных реактивов, но располагая всем возможным оборудованием, получить серную кислоту? Напишите уравнения реакций.

7–226. Как, располагая железом, серой, соляной кислотой и воздухом, можно получить сульфат железа (III)? Напишите уравнения всех необходимых для данного синтеза химических реакций, обозначив условия их проведения. Считайте, что для данного синтеза вы располагаете любым оборудованием, но ограничены только имеющимися реактивами.

7–227. Кусочки меди массой 16 г обработали 70 г 98 %-го раствора серной кислоты. Вычислите массу и объем (25 °С, 100 кПа) образовавшегося сернистого газа.

7–228. Производительность установки по производству серной кислоты составляет в среднем 1500 т (в пересчете на 100 %) в сутки. На получение 1 т серной кислоты расходуется 820 кг пирита. Вычислите выход серной кислоты и массу пирита, который будет израсходован за сутки, если в пирите содержится: а) 84 % дисульфида железа (II); б) 75 % дисульфида железа (II).

7–229. Какая масса железного колчедана, содержащего 80 % дисульфида железа (II), потребуется для получения 1 т контактной серной кислоты (раствор с массовой долей серной кислоты 92,5 %), если выход продукта производства составит 94,4 %?

7–230. Вычислите массу минерала халькозина, содержащего 80 % сульфида меди (II), необходимого для получения 196 т «башенной серной кислоты» (75 %-го раствора серной кислоты), считая, что выход продукта составит 80 %.

7–231. Навеску смеси сульфата натрия, нитрата натрия и карбоната натрия массой 56 г растворили в воде и обработали избытком раствора нитрата бария. В результате реакции образовался осадок массой 69,9 г. Если точно такую же навеску смеси обработать избытком соляной кислоты, то выделится газ объемом 2,24 л (н. у.). Вычислите массы компонентов в исходной смеси.

- 7–232.** Вычислите массу медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, который потребуется для приготовления 160 г 10%-го раствора сульфата меди (II).
- 7–233.** Известный еще алхимикам способ получения серной кислоты — прокаливание железного купороса $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ в реторте. Молекулы железного купороса сначала теряют кристаллизационную воду, а затем разлагаются в соответствии с уравнением:

$$2\text{FeSO}_4 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2 + \text{SO}_3$$
Оксид серы (VI), взаимодействуя с водой, образует серную кислоту. Этот способ получения объясняет ее старинное название — «купоросное масло». Рассчитайте, какую массу 50 %-го раствора серной кислоты можно получить из 69,5 г железного купороса.
- 7–234.** К 160 г воды добавили 40 г оксида серы (VI). Вычислите массовую долю серной кислоты в образовавшемся растворе.
- 7–235.** Какая масса оксида серы (VI) и какая масса 10 %-го раствора потребовались бы для приготовления 200 г 20 %-го раствора серной кислоты?
- 7–236.** К 120 г 25 %-го раствора серной кислоты добавили 650 г оксида серы (VI). Вычислите массовую долю оксида серы (VI) в образовавшемся oleуме.
- 7–237.** Вычислите массу оксида серы (VI), который необходимо добавить к 200 г 20 %-го раствора серной кислоты, чтобы получить 10 %-й oleум.
- 7–238.** Вычислите массу оксида серы (VI) и массу 40 %-го раствора серной кислоты, необходимых для приготовления 200 г 16 %-го oleума.

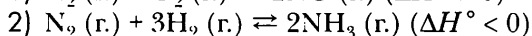
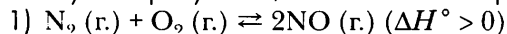
7.10. Азот. Аммиак. Соли аммония

Вопросы и задания

- 7–239.** Расположите перечисленные ниже вещества по возрастанию степени окисления азота: NO_2 , N_2O_3 , N_2O , NH_3 , N_2O_5 , N_2H_4 , NO , NH_2OH .
- 7–240.** Расположите перечисленные ниже вещества по убыванию степени окисления азота: HNO_3 , NH_4Cl , HNO_2 , N_2O_4 , NO , N_2 .
- 7–241.** Почему, несмотря на то что электроотрицательность атома азота довольно высока, азот как простое вещество является достаточно инертным при обычной температуре и не ведет себя как сильный окислитель подобно хлору?
- 7–242.** Могут ли живые организмы усваивать азот из воздуха? Дайте аргументированный ответ.
- 7–243.** Название элемента азот предложено в 1787 г. А. Лавуазье. Оно переводится как «безжизненный» (α — отрицательная частица + гр. *zoos* — «жизнь»). Почему А. Лавуазье дал такое название? Можно ли согласиться с тем, что азот — «безжизненный элемент»? Ответ аргументируйте.

7–244. В состав каких органических веществ входит элемент азот (укажите классы соединений)? Приведите примеры из разных классов органических веществ, запишите структурные формулы и назовите вещества.

7–245. В какую сторону смещается химическое равновесие в реакции:



при: а) охлаждении системы; б) повышении давления в системе? Как сместить равновесие в сторону образования продукта прямой реакции?

7–246. Из данного перечня выберите названия веществ, с которыми взаимодействует азот: магний, сера, вода, бром, водород, литий, кислород. Составьте уравнения реакций.

7–247. Из данного перечня выберите названия веществ, с которыми взаимодействует аммиак: а) хлороводород, гидроксид натрия, кислород, азот, серная кислота; б) сероводород, гидроксид калия, азотная кислота, хлорид натрия, кислород, водород. Составьте уравнения реакций.

7–248. Из данного перечня выберите названия веществ, с которыми взаимодействует хлорид аммония: хлороводород, гидроксид калия, нитрат натрия, нитрат серебра, аммиак. Составьте уравнения реакций.

7–249. Напишите уравнения возможных реакций между данными веществами: азот, аммиак, гидроксид натрия, кислород, серная кислота.

7–250. Предложите способ разделения смеси хлоридов натрия и аммония.

7–251. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ:

а) Азот → Аммиак → Сульфат аммония → Аммиак → Азот → Оксид азота (II);

б) Аммиак → Азот → Аммиак → Нитрат аммония → Аммиак → Оксид азота (II);

в) Аммиак → Азот → Нитрид магния → Аммиак → Хлорид аммония → Аммиак;

г) Азот → Аммиак → Карбонат аммония → Хлорид аммония → Аммиак → Азот;

д) Карбонат аммония → Аммиак → Азот → Нитрид лития → Аммиак → Ацетат аммония;

е) Метан → Водород → Аммиак → Вода → Водород → Хлороводород → Хлорид аммония;

ж) Бензол → Нитробензол → Анилин → 2,4,6-Триброманилин.

К уравнениям окислительно-восстановительных реакций составьте схему электронного баланса. Для реакций ионного обмена запишите полные и сокращенные ионные уравнения.

- 7–252.** Подберите формулы веществ, с которыми можно осуществить следующие превращения, напишите соответствующие уравнения реакций:
- $N^0 \rightarrow N^{-3} \rightarrow N^{+2}$
 - $N^0 \rightarrow N^{-3} \rightarrow N^0 \rightarrow N^{+2}$
 - $N^0 \rightarrow N^{-3} \rightarrow N^{-3} \rightarrow N^{-3} \rightarrow N^{+2}$
- Составьте схемы электронного баланса для окислительно-восстановительных реакций и обозначьте стрелкой переход электронов.
- 7–253.** Как можно отличить аммиак от углекислого газа? Предложите несколько различных способов.
- 7–254.** В трех склянках находятся растворы:
- хлорида натрия, хлорида аммония и нитрата аммония;
 - сульфата натрия, сульфата аммония и нитрата натрия.
- Как химическим путем идентифицировать эти вещества? Напишите уравнения реакций, составьте полные и сокращенные ионные уравнения.
- 7–255.** В четырех закрытых сосудах находятся газы: водород, азот, кислород, углекислый газ. Как можно идентифицировать эти вещества?
- 7–256.** Напишите уравнения реакций термического разложения: а) нитрата аммония; б) нитрита аммония; в) дихромата аммония. Составьте схемы электронного баланса.
- 7–257.** Вычислите объем аммиака (н. у.), который можно получить при взаимодействии 18,5 г гидроксида кальция с сульфатом аммония, взятом в стехиометрическом соотношении.
- 7–258.** Вычислите объем (н. у.) аммиака, который можно получить при взаимодействии 33 г сульфата аммония и 37 г гидроксида кальция.
- 7–259.** Смесь 111 г гидроксида кальция и 200 г нитрата аммония тщательно перемешали и нагрели. Вычислите объем выделившегося газа (н. у.).
- 7–260.** Вычислите массу аммиачной воды (25 %-го раствора аммиака), которую можно получить при растворении в воде аммиака, выделившегося при взаимодействии 33 г сульфата аммония и 37 г гидроксида кальция.
- 7–261.** Вычислите массу нашатырного спирта (10 %-го раствора аммиака), который можно получить при растворении аммиака, выделившегося при взаимодействии 10,7 г нашатыря (хлорида аммония) и 12,5 г едкого натра (гидроксида натрия), содержащего 4 % примесей.
- 7–262.** Вычислите объем аммиака, который можно получить из 10 л азота, если выход продукта в ходе синтеза составит 16 %. (Объемы газов измеряются при одинаковых условиях.)
- 7–263.** Вычислите массу азота и массу водорода, которые потребуются для синтеза аммиака, необходимого для приготовления 100 л аммиачной воды (25 %-го

раствора аммиака). Плотность аммиачной воды составляет 0,9 г/мл, выход аммиака примите равным 20 %.

7–264. Вычислите выход продукта реакции каталитического окисления аммиака на промышленной установке, если при окислении 102 кг аммиака в среднем получается 117 кг монооксида азота.

7–265. Имеется смесь сульфата аммония, хлорида калия и нитрата калия. Если 4 г такой смеси обработать избытком гидроксида калия при нагревании, то можно получить 224 мл (н. у.) газообразного вещества. Если точно такую же массу смеси растворить в воде и добавить избыток раствора нитрата серебра, то образуется 1,435 г осадка. Вычислите массовые доли компонентов в исходной смеси.

7–266. Навеску смеси хлорида аммония, сульфата аммония и сульфата натрия массой 65 г растворили в воде и добавили избыток раствора хлорида бария. В результате образовался осадок массой 93,2 г. Когда точно такую же навеску сухой смеси обработали щелочью, то получили 47,6 г 25 %-го раствора аммиака. Вычислите массовые доли каждого из компонентов в смеси.

7.11. Оксиды азота. Азотная кислота. Нитраты

Состав преобладающих продуктов восстановления азотной кислоты металлами

Массовая доля HNO_3 , %	Металлы			
	активные	средней активности	мало- активные	благородные
	Li, Cs, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al	Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb	Bi, Cu, Ru, Hg, Ag, Rh, Pd	Ir, Pt, Au
> 80 %	NO_2	NO_2	NO_2	—
45–75 %	N_2O	NO	NO_2	—
10–40 %	N_2	N_2O	NO	—
< 5 %	NH_4NO_3	N_2	—	—

Примечание. В очень концентрированных растворах HNO_3 (> 80 %) пассивируются следующие металлы: Al, Mn, Cr, Fe, Co, Pb, Bi.

Вопросы и задания

- 7–267.** Какой из перечисленных оксидов азота взаимодействует с водой: NO , N_2O , NO_2 , N_2O_3 , N_2O_5 ? Составьте уравнения возможных реакций. Какая из них будет окислительно-восстановительной?
- 7–268.** Какой из перечисленных оксидов азота взаимодействует с гидроксидом натрия: NO , NO_2 , N_2O_3 , N_2O_5 ? Составьте уравнения возможных реакций. Какая из них будет окислительно-восстановительной?
- 7–269.** Укажите валентность и степень окисления азота: а) в азотной кислоте; б) в оксиде азота(V). Какую важную особенность следует учитывать при описании строения молекулы азотной кислоты?
- 7–270.** Какие из изученных вами органических соединений вступают в реакции нитрования? Приведите примеры, запишите соответствующие уравнения реакций.
- 7–271.** Д.И. Менделеев писал: «Ни одно уравнение не выражает всего, что в действительности при действии металлов на азотную кислоту, так как образуется всегда несколько окислов азота вместе или последовательно — один за другим, по мере нагревания и изменения крепости кислоты...» Почему уравнения реакций азотной кислоты с металлами, которые мы записываем, достаточно условны? Какие продукты могут образовываться при взаимодействии металлов с азотной кислотой? От каких факторов зависит глубина восстановления азотной кислоты в этих реакциях?
- 7–272.** Преобразуйте данные схемы в уравнения реакций, расставьте коэффициенты методом электронного баланса:
- а) $\text{Cu} + \text{HNO}_3$ (разб.) $\rightarrow$...
 - б) $\text{Cu} + \text{HNO}_3$ (конц.) $\rightarrow$...
 - в) $\text{Hg} + \text{HNO}_3$ (конц., гор.) $\rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \dots$
 - г) $\text{Hg} + \text{HNO}_3$ (разб., хол.) $\rightarrow \text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \dots$
 - д) $\text{Fe} + \text{HNO}_3$ (оч. разб.) $\rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \dots$
 - е) $\text{Fe} + \text{HNO}_3$ (разб.) $\rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \dots$
 - ж) $\text{S} + \text{HNO}_3$ (конц.) $\rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
 - з) $\text{P} + \text{HNO}_3$ (конц.) $\rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots$
 - и) $\text{I}_2 + \text{HNO}_3$ (конц.) $\rightarrow \text{HIO}_3 + \dots$
- 7–273.** Напишите уравнение реакций концентрированной азотной кислоты:
- а) с серебром; б) с цинком; в) с магнием. Составьте схемы электронного баланса.
- 7–274.** Напишите уравнение реакций азотной кислоты:
- а) с магнием, оксидом магния, гидроксидом магния, карбонатом магния;
 - б) с медью, оксидом меди(II), гидроксидом меди(II), карбонатом гидроксо-меди(II).

Составьте схемы электронного баланса к уравнениям окислительно-восстановительных реакций и полные и сокращенные ионные уравнения для реакций ионного обмена.

7–275. Преобразуйте данные схемы в уравнения реакций, расставьте коэффициенты методом электронного баланса:

- а) $\text{Al} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \dots$
- б) $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \dots + \dots$
- в) $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow \text{HIO}_3 + \dots$
- г) $\text{HI} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow \text{HIO}_3 + \dots$
- д) $\text{HNO}_3 (\text{конц.}) + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots + \dots$

7–276. Напишите уравнения реакций термического разложения нитратов:

- а) калия, меди (II), серебра;
- б) натрия, кальция, бария;
- в) магния, свинца (II), лития.

Составьте схемы электронного баланса.

7–277. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ:

- а) Азот → Аммиак → Оксид азота (II) → Оксид азота (IV) → Азотная кислота → Нитрат аммония;
 - б) Азот → Аммиак → Оксид азота (II) → Оксид азота (IV) → Нитрат натрия → Азотная кислота;
 - в) Азот → Аммиак → Оксид азота (II) → Оксид азота (IV) → Азотная кислота → Оксид азота (IV) → Азотная кислота → Оксид азота (IV) → Нитрат натрия → Нитрит натрия → Нитрат натрия;
 - г) Азотная кислота → Нитрат меди (II) → Оксид азота (IV) → Нитрит калия → Нитрат калия → Азотная кислота → Азот;
 - д) Нитрат серебра → Азотная кислота → Нитрат аммония → Оксид азота (I);
 - е) Оксид азота (III) → Нитрит калия → Нитрат калия → Азотная кислота → Нитрат цинка → Оксид азота (IV) → Нитрат бария;
 - ж) Азотная кислота → Оксид азота (V) → Азотная кислота → Оксид азота (II).
- Уравнения окислительно-восстановительных реакций запишите со схемой электронного баланса и с обозначением стрелкой перехода электронов.

7–278. Подберите формулы веществ, с которыми можно осуществить следующие превращения:

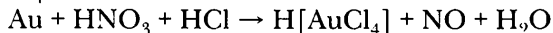
- а) $\text{N}^0 \rightarrow \text{N}^{+2} \rightarrow \text{N}^{+4} \rightarrow \text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{+4}$;
- б) $\text{N}^0 \rightarrow \text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{+2} \rightarrow \text{N}^{+4} \rightarrow \text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{+2}$;
- в) $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^0 \rightarrow \text{N}^{+2} \rightarrow \text{N}^{+4} \rightarrow \text{N}^{+3}$;
- г) $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^0 \rightarrow \text{N}^{+2} \rightarrow \text{N}^{+4} \rightarrow \text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{+3}$.

К уравнениям окислительно-восстановительных реакций составьте схемы электронного баланса и обозначьте стрелкой переход электронов.

- 7–279.** В трех склянках находятся растворы:
а) нитрата натрия, нитрата меди (II) и нитрата аммония;
б) нитрата калия, ацетата калия и воды;
в) нитрата калия, нитрата свинца (II) и нитрита натрия.
Как химическим путем идентифицировать эти вещества? Напишите уравнения реакций, составьте полные и сокращенные ионные уравнения.
- 7–280.** В четырех закрытых сосудах находятся газы:
а) азот, кислород, оксид азота (II), оксид азота (IV);
б) водород, оксид азота (I), оксид серы (IV), хлор;
в) оксид азота (II), оксид азота (IV), оксид азота (I), азот.
Как можно идентифицировать эти вещества?
- 7–281.** Как можно, имея в распоряжении природный газ и воздух и не используя иных реактивов, но располагая всем возможным оборудованием, получить нитрат аммония? Запишите уравнения реакций.
- 7–282.** Можно ли, имея в распоряжении только воздух и воду и не используя иных веществ, но располагая всем возможным оборудованием, получить соль? Если это возможно, запишите уравнения реакций.
- 7–283.** Медь растворили в азотной кислоте. Образовавшийся раствор выпарили, а сухой остаток прокалили. В результате получили 8 г вещества. Какова масса исходной меди?
- 7–284.** Свинец растворили в азотной кислоте. Образовавшийся раствор выпарили, а сухой остаток прокалили. В результате получили 44,6 г вещества. Какова масса исходного свинца?
- 7–285.** Промышленность выпускает два сорта концентрированной азотной кислоты: первый (с массовой долей HNO_3 98 %) и второй (с массовой долей HNO_3 97 %). Вычислите объем раствора азотной кислоты первого сорта и объем раствора азотной кислоты второго сорта, которые потребовались бы для реакции с 32 г меди для получения оксида азота (IV). (Плотность каждого раствора составляет 1,5 г/мл.)
- 7–286.** Промышленность выпускает три сорта разбавленной азотной кислоты: 55 %-й, 47 %-й и 45 %-й. Вычислите массу каждого из сортов, который потребуется для получения 1 т нитрата аммония.
- 7–287.** Навеску латуни (сплава меди с цинком) массой 100 г растворили в азотной кислоте. Полученный раствор нитратов выпарили и полученную смесь безводных нитратов взвесили. Масса нитратов составила 292,56 г. Вычислите массовые доли цинка и меди в латуни.
- 7–288.** При растворении оксида азота (IV) в воде образуется смесь азотной и азотистой кислот. Составьте уравнение реакции и рассчитайте массовые доли кислот в растворе, полученном при растворении 2,24 л (н. у.) оксида

азота (IV) в 1 л воды. К какому типу окислительно-восстановительных реакций относится данная реакция?

- 7–289.** Как известно, золото можно растворить в «царской водке»*. Этот процесс выражается схемой:



Преобразуйте данную схему в уравнение реакции и рассчитайте массу 98 %-го раствора азотной кислоты и массу 30 %-го раствора соляной кислоты, которые потребуются для приготовления «царской водки», необходимой для растворения 3,94 г золота.

- 7–290.** Порох представляет собой смесь калийной селитры KNO_3 , серы и угля. Реакцию горения пороха можно описать схемой:



Составьте схему электронного баланса и преобразуйте данную схему в уравнение реакции. Вычислите, какая масса селитры, угля и серы потребуется для получения 100 г пороха, если количества исходных веществ взять в стехиометрическом соотношении.

- 7–291.** При прокаливании 18,3 г нитрата некоторого металла образовался оксид этого металла массой 7,5 г. Найдите, нитрат какого металла был взят для реакции, если известно, что в исходном нитрате и в оксиде степень окисления металла +2.

- 7–292.** К 475,8 г воды добавили 24,2 г кристаллогидрата нитрата меди (II) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Вычислите массовую долю нитрата меди (II) в образовавшемся растворе.

- 7–293.** При прокаливании на воздухе смеси меди и нитрата меди (II) ее масса не изменилась. Напишите уравнения соответствующих реакций и рассчитайте массовые доли компонентов в исходной смеси.

7.12. Фосфор. Соединения фосфора

Вопросы и задания

- 7–294.** Приведите примеры играющих важнейшую биологическую роль органических соединений, в состав которых входит фосфор.

- 7–295.** Напишите уравнения реакций, доказывающих, что фосфор обладает окислительно-восстановительной двойственностью. Составьте схемы электронного баланса и обозначьте стрелкой переход электронов.

- 7–296.** Сравните процессы окисления простых веществ азота и фосфора (в разных аллотропных модификациях). Объясните различия. Запишите соответствующие уравнения реакций.

* «Царская водка» — смесь концентрированных кислот: серной (один объем) и хлороводородной (три объема).

- 7–297.** Сравните водородные соединения азота и фосфора. Ответ подтвердите уравнениями реакций.
- 7–298.** Из данного перечня веществ выберите названия тех, с которыми взаимодействует фосфор:
 а) кальций, сера, гелий, хлор; б) магний, алюминий, кислород, азот; в) фтор, хлорат калия (бертолетова соль), хлорид калия, концентрированная азотная кислота. Напишите уравнения реакций, составьте схемы электронного баланса и обозначьте стрелкой переход электронов.
- 7–299.** Из данного перечня веществ выберите названия тех, с которыми взаимодействует оксид фосфора (V): гидроксид калия, соляная кислота, азотная кислота, оксид бария, хлорид натрия. Напишите уравнения реакций, составьте схемы электронного баланса и обозначьте стрелкой переход электронов.
- 7–300.** Из данного перечня веществ выберите названия тех, с которыми взаимодействует ортофосфорная кислота: магний, медь, оксид лития, гидроксид бария, оксид углерода (IV), соляная кислота, карбонат натрия. Напишите уравнения реакций. Для реакций ионного обмена составьте полные и сокращенные ионные уравнения.
- 7–301.** Напишите уравнения возможных реакций между данными веществами:
 а) H_3PO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, NaOH , H_2SO_4
 б) P_2O_5 , CO_2 , KOH , CaO
- 7–302.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ:
 а) Фосфор → Оксид фосфора (V) → Ортофосфорная кислота → Фосфат натрия → Фосфат кальция → Ортофосфорная кислота;
 б) Фосфор → Оксид фосфора (V) → Фосфат калия → Фосфат кальция → Фосфор → Фосфид магния;
 в) Ортофосфорная кислота → Дигидрофосфат калия → Гидрофосфат калия → Фосфат калия → Гидрофосфат калия → Дигидрофосфат калия → Ортофосфорная кислота;
 г) Ортофосфорная кислота → Дифосфорная кислота → Метафосфорная кислота → Фосфорный ангидрид → Метафосфорная кислота → Ортофосфорная кислота;
 д) Фосфор → Фосфид лития → Фосфин → Иодид фосфония → Фосфин → Оксид фосфора (V).
 В уравнениях окислительно-восстановительных реакций укажите степени окисления и обозначьте стрелкой переход электронов или составьте схему электронного баланса. Для реакций ионного обмена составьте полные и сокращенные ионные уравнения.
- 7–303.** В четырех колбах находятся растворы нитрата калия, фосфата калия, хлорида калия, карбоната калия. Как можно идентифицировать эти вещества? Напишите уравнения реакций, составьте полные и сокращенные ионные уравнения.

- 7–304.** В трех склянках находятся растворы нитрата серебра, фосфата натрия и хлорида натрия. Как, не имея других реактивов, идентифицировать эти вещества? Напишите уравнения реакций, составьте полные и сокращенные ионные уравнения.
- 7–305.** Преобразуйте данные схемы в уравнения реакций, расставьте коэффициенты методом электронного баланса:
- а) $P + H_2O + O_2 \rightarrow H_3PO_3$
б) $P + H_2O_2 + NaOH \rightarrow NaH_2PO_4 + \dots$
- 7–306.** Приведите примеры использования оксида фосфора (V) как водоотнимающего (дегидратирующего) реагента. Запишите соответствующие уравнения реакций.
- 7–307.** Напишите уравнения реакций гидролиза следующих солей: а) ортофосфата калия; б) гидроортофосфата калия; в) дигидроортофосфата калия. Почему в двух первых случаях реакция среды щелочная, а в последнем — кислая?
- 7–308.** Напишите уравнения реакций необратимого гидролиза следующих веществ:
- а) хлорида фосфора (V);
б) сульфида фосфора (V);
в) оксохлорида фосфора (V) — $POCl_3$.
При составлении уравнений учтите, что данные реакции не являются окислительно-восстановительными.
- 7–309.** Напишите возможно большее число уравнений реакций, которые можно осуществить, имея только лишь фосфор, воду и любое необходимое оборудование.
- 7–310.** Вычислите массу фосфора, необходимого для получения фосфида магния массой 33,5 г.
- 7–311.** Вычислите массу и объем (н. у.) кислорода, который потребуется для полного сгорания 12,4 г фосфора.
- 7–312.** Вычислите массу ортофосфата натрия, который образуется при добавлении 24,5 г раствора ортофосфорной кислоты гидроксида натрия в стехиометрическом отношении.
- 7–313.** Вычислите массу ортофосфата натрия, образовавшегося при взаимодействии 200 г 25 %-го раствора гидроксида натрия с раствором ортофосфорной кислоты в стехиометрическом отношении.
- 7–314.** Вычислите массу гидроксида калия, необходимого для взаимодействия с 28,4 г оксида фосфора (V), чтобы получить ортофосфат калия.
- 7–315.** Навеску фосфора массой 6,2 г сожгли в избытке кислорода. Продукт реакции растворили в воде и добавили к нему избыток гидроксида кальция. Вычислите массу образовавшегося осадка.

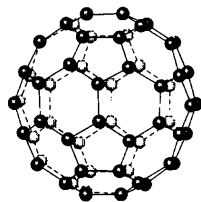
- 7–316.** Вычислите массу фосфора, который можно получить при восстановлении углем 194 г фосфорита, содержащего 80 % фосфата кальция. Выход продукта примите равным 90 %.
- 7–317.** Какая масса 95 %-го раствора серной кислоты потребуется для получения ортофосфорной кислоты из 3,1 кг ортофосфата кальция, если выход продукта реакции 80 %?
- 7–318.** К раствору ортофосфата калия массой 200 г добавили избыток раствора хлорида кальция. Образовался осадок массой 31 г. Вычислите массовую долю ортофосфата калия в исходном растворе.
- 7–319.** Вычислите массу фосфорита, содержащего 65 % фосфата кальция, необходимого для получения 1 т фосфора, если потери фосфора в ходе производства составляют 3 %.
- 7–320.** Фосфориты месторождений в горах Каратау содержат около 57 % ортофосфата кальция. Вычислите массу фосфоритов, необходимых для получения 1 т фосфора, если выход продукта составляет 92 %.
- 7–321.** Фосфориты месторождений в Хибинах содержат около 40 % ортофосфата кальция. Вычислите массу фосфорита, который потребуется для получения 1 т 62 %-го раствора ортофосфорной кислоты.
- 7–322.** Смешали раствор, содержащий x моль ортофосфорной кислоты, и раствор, содержащий y моль гидроксида калия. Вычислите количество вещества образовавшихся солей, если x и y соответственно равны: а) 0,5 моль и 0,8 моль; б) 0,7 моль и 0,3 моль; в) 4 моль и 10 моль.
- 7–323.** Смешали 140 г 20 %-го раствора гидроксида натрия и 294 г 10 %-го раствора ортофосфорной кислоты. Вычислите массовые доли веществ в растворе после реакции.
- 7–324.** Смешали 280 г 10 %-го раствора гидроксида калия и 10 %-го раствора ортофосфорной кислоты. Вычислите массовые доли веществ в растворе после реакции.
- 7–325.** К 464,5 мл воды добавили 35,5 г оксида фосфора(V) и нагрели до кипения. Вычислите массовую долю ортофосфорной кислоты в образовавшемся растворе.
- 7–326.** К 329 мл воды добавили без нагревания 71 г оксида фосфора(V). Вычислите массовую долю метафосфорной кислоты в образовавшемся растворе.
- 7–327.** Навеску фосфора массой 12,4 г сожгли в избытке кислорода. Продукт реакции растворили в 87,6 г горячей воды. Вычислите массовую долю ортофосфорной кислоты в образовавшемся растворе.

- 7–328.** К 429 г 10 %-го раствора ортофосфорной кислоты добавили 71 г оксида фосфора (V). Вычислите массовую долю ортофосфорной кислоты в образовавшемся растворе.
- 7–329.** Навеску фосфора массой 9,3 г сожгли в избытке кислорода. Продукт реакции растворили в 200 г 10 %-го раствора гидроксида натрия. Вычислите: а) массы образовавшихся солей; б) массовые доли этих солей в растворе.
- 7–330.** Какая масса кристаллогидрата фосфата натрия $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ и какой объем воды потребуются для приготовления 200 г раствора ортофосфата натрия с массовой долей Na_3PO_4 8,2 %?
- 7–331.** Какие массы кристаллогидрата дигидрофосфата натрия дигидрата $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и 10 %-го раствора дигидрофосфата натрия потребуются для получения 200 г 25 %-го раствора дигидрофосфата натрия?

7.13. Углерод и кремний

Вопросы и задания

- 7–332.** Приведите примеры соединений: а) углерода, в которых его степени окисления: $-4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4$; б) кремния, в которых его степени окисления: $+4, -4, +2$.
- 7–333.** Приведите примеры соединений углерода, в которых валентности и степени окисления углерода численно не совпадают.
- 7–334.** Какие аллотропные модификации образует элемент углерод? В чем причина аллотропии углерода?
- 7–335.** На рисунке в тексте этой задачи схематически изображено строение молекулы одной из аллотропных модификаций углерода. О какой модификации углерода идет речь? Как ее получить? Что вы знаете об этом веществе?
- 7–336.** Как химическим путем можно доказать, что алмаз и графит являются аллотропными модификациями одного и того же химического элемента?
- 7–337.** Кремний — самый распространенный после кислорода элемент земной коры (28 % по массе). Как и атомы углерода, атомы кремния способны образовывать цепи. Почему же основой жизни на Земле является углерод, а не кремний?
- 7–338.** Напишите уравнения реакций, доказывающих окислительно-восстановительную двойственность: а) углерода; б) кремния. Составьте схемы электронного баланса и обозначьте стрелкой переход электронов.



- 7–339.** С какими из перечисленных веществ реагирует уголь: Al , Ca , O_2 , F_2 , Cl_2 , S , H_2 , H_2O , HCl , HNO_3 (конц.), H_2SO_4 (конц.), NaOH ? Напишите уравнения реакций, составьте схемы электронного баланса и обозначьте стрелкой переход электронов.
- 7–340.** С какими из перечисленных веществ реагирует кремний: Mg , Ca , O_2 , F_2 , Cl_2 , H_2 , C (графит), H_2SO_4 , HNO_3 , NaOH , HF ? В роли окислителя или восстановителя выступает кремний по отношению к данным реагентам (если реакция происходит)? Составьте схемы электронного баланса и обозначьте стрелкой переход электронов.
- 7–341.** При 600°C уголь реагирует с сульфатом натрия с образованием сульфида натрия и углекислого газа. Составьте уравнение реакции, определите окислитель и восстановитель в этой реакции, обозначьте стрелкой переход электронов.
- 7–342.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ:
- а) Уголь $\rightarrow$ Карбид алюминия $\rightarrow$ Метан $\rightarrow$ Оксид углерода (IV) $\rightarrow$ Карбонат натрия $\rightarrow$ Карбонат кальция $\rightarrow$ Оксид углерода (IV);
 - б) Уголь $\rightarrow$ Карбид кальция $\rightarrow$ Ацетилен $\rightarrow$ Оксид углерода (IV) $\rightarrow$ Гидрокарбонат калия $\rightarrow$ Карбонат калия $\rightarrow$ Карбонат бария;
 - в) Уголь $\rightarrow$ Оксид углерода (IV) $\rightarrow$ Оксид углерода (II) $\rightarrow$ Формиат натрия $\rightarrow$ Муравьиная кислота $\rightarrow$ Оксид углерода (II) $\rightarrow$ Оксид углерода (IV);
 - г) Уголь $\rightarrow$ Оксид углерода (IV) $\rightarrow$ Карбонат кальция $\rightarrow$ Гидрокарбонат кальция $\rightarrow$ Карбонат кальция $\rightarrow$ Оксид углерода (IV) $\rightarrow$ Углерод (сажа);
 - д) Метан $\rightarrow$ Оксид углерода (IV) $\rightarrow$ Карбонат натрия $\rightarrow$ Карбонат гидроксомеди (II) $\rightarrow$ Оксид углерода (IV) $\rightarrow$ Гидрокарбонат бария $\rightarrow$ Карбонат бария;
 - е) Углерод (сажа) $\rightarrow$ Карбид бериллия $\rightarrow$ Метан $\rightarrow$ Ацетилен $\rightarrow$ Этан $\rightarrow$ Углерод (сажа);
 - ж) Уголь $\rightarrow$ Сероуглерод $\rightarrow$ Углекислый газ $\rightarrow$ Карбонат аммония $\rightarrow$ Углекислый газ $\rightarrow$ метан $\rightarrow$ Тетрахлорметан;
 - з) Кремний $\rightarrow$ Оксид кремния (IV) $\rightarrow$ Силикат натрия $\rightarrow$ Кремниевая кислота $\rightarrow$ Оксид кремния (IV) $\rightarrow$ Кремний;
 - и) Кремний $\rightarrow$ Силицид магния $\rightarrow$ Силан $\rightarrow$ Оксид кремния (IV) $\rightarrow$ Силикат калия $\rightarrow$ Силикат кальция;
 - к) Кремний $\rightarrow$ Силикат натрия $\rightarrow$ Кремниевая кислота $\rightarrow$ Диоксид кремния $\rightarrow$ Кремний $\rightarrow$ Тетрафторид кремния.
- Для реакций, протекающих в растворах электролитов, составьте полные и сокращенные ионные уравнения. К уравнениям всех окислительно-восстановительных реакций составьте схему электронного баланса и покажите стрелкой переход электронов.
- 7–343.** Из данного перечня веществ выберите те, с которыми реагирует уголь:
- а) натрий, водород, фтор, хлор;
 - б) кислород, кремний, сера, ртуть;

в) серная концентрированная кислота, серная разбавленная кислота, гидроксид натрия, оксид свинца (IV);
г) концентрированная азотная кислота, пары воды, оксид меди (II), железо. В роли окислителя или восстановителя выступает углерод по отношению к данным реагентам (если реакция происходит).

7–344. Часто для получения особо чистого кремния, применяемого в полупроводниковой технике, производят реакции разложения тетраиодида кремния (при 1000 °С на танталовой спирали) или силана (при 700 °С). Напишите уравнения этих реакций.

7–345. Существуют карбиды, которые относят к типу *метанидов*, и существуют карбиды, относимые к типу *ацетиленидов*. На чем основано такое разделение? К какому типу карбидов относят:

- а) карбид алюминия;
- б) карбида кальция;
- в) карбид натрия?

Напишите уравнения реакций гидролиза этих карбидов.

7–346. В четырех цилиндрах находятся газы:

- а) кислород, азот, оксид углерода (II), оксид углерода (IV);
- б) хлороводород, аммиак, оксид углерода (II), оксид углерода (IV);
- в) метан, аммиак, оксид углерода (II), оксид углерода (IV);
- г) хлороводород, силан, оксид углерода (II), оксид углерода (IV);
- д) метан, силан, оксид углерода (II), оксид углерода (IV).

Как распознать, какой газ находится в каждом из цилиндров?

7–347. К песку добавили избыток магния и смесь нагрели. Полученную реакционную смесь обработали избытком раствора соляной кислоты. Напишите уравнения всех возможных реакций, которые могли произойти в ходе такого эксперимента.

7–348. Приведите примеры реакций, в которых:

- а) оксид углерода (II) проявляет себя как восстановитель;
- б) оксид углерода (IV) проявляет себя как окислитель;

Напишите уравнения реакций и обозначьте стрелкой переход электронов.

7–349. Лабораторным способом получения оксида углерода (II) является разложение муравьиной или щавелевой кислот. Каковы условия осуществления этих реакций? Составьте их уравнения. Почему эти реакции проводят в присутствии горячей концентрированной серной кислоты?

7–350. Что такое *силикагель*? Предложите способ получения силикагеля из кремнезема. Где используется силикагель?

7–351. Элементы углерод и кремний являются аналогами и образуют высшие оксиды состава ЭО_2 . Но диоксид углерода и диоксид кремния существенно отличаются по своим свойствам. Почему? Подтвердите конкретными примерами отличия в свойствах этих оксидов.

- 7–352.** С какими из перечисленных веществ реагирует диоксид кремния: вода, гидроксид натрия, магний, фтор, хлор, соляная кислота, фтороводородная кислота, азотная кислота? Напишите уравнения возможных реакций.
- 7–353.** В трех склянках находятся растворы:
- а) карбоната натрия, нитрата натрия и хлорида натрия;
 - б) карбоната натрия, сульфида натрия и нитрата натрия;
 - в) силиката натрия, карбоната натрия и хлорида натрия.
- Как химическим путем идентифицировать, какой раствор находится в каждой из склянок? Напишите уравнения реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.
- 7–354.** В четырех склянках находятся растворы:
- а) ортофосфата калия, карбоната калия, иодида калия и ацетата калия;
 - б) карбоната аммония, карбоната натрия, нитрата аммония и нитрата натрия.
- Как химическим путем идентифицировать раствор, который находится в каждой из склянок? Напишите уравнения реакций.
- 7–355.** В пяти склянках находятся растворы: карбоната аммония, карбоната натрия, силиката натрия, гидроксида натрия и соляной кислоты. Как химическим путем идентифицировать без помощи иных реактивов, какой раствор находится в каждой из склянок? Составьте уравнения реакций.
- 7–356.** Напишите уравнения реакций разложения при нагревании карбоната магния, гидрокарбоната магния, карбоната аммония, карбоната гидроксомеди (II).
- 7–357.** Напишите уравнения реакций гидролиза:
- а) карбоната натрия;
 - б) карбоната аммония.
- Почему по реакции обмена нельзя получить карбонат алюминия?
- 7–358.** Тетрахлорид кремния получают по реакции, схема которой приведена ниже:
$$\text{C} + \text{SiO}_2 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{SiCl}_4 + \text{CO} \quad (\Delta H^\circ > 0)$$

Преобразуйте данную схему реакции в уравнение и определите возможные пути смещения равновесия в сторону образования тетрахлорида кремния.
- 7–359.** Вычислите массу карбоната кальция, который образуется при пропускании через избыток известковой воды углекислого газа, образовавшегося при полном сгорании 6,72 л (н. у.) метана.
- 7–360.** Вычислите массу и объем монооксида углерода, необходимого для восстановления:
- а) меди из 32 г оксида меди(II);
 - б) железа из 32 г оксида железа(III).
- 7–361.** При сгорании 1 кг бурого угля образуется примерно 2,57 кг углекислого газа. Вычислите массовую долю углерода в буром угле.

- 7–362.** При сгорании 1 кг торфа образуется примерно 2,16 кг углекислого газа. Вычислите массовую долю углерода в торфе.
- 7–363.** Вычислите массу диоксида кремния, кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и известняка, содержащего 80 % карбоната кальция, которые потребуются для получения 1 т стекла. (Формула, отражающая состав стекла, — $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.)
- 7–364.** Для полного сгорания 2,8 г смеси угля и серы потребовалось 3,36 л (н. у.) кислорода. Вычислите массовые доли веществ в исходной смеси.
- 7–365.** Смесь угарного и углекислого газа массой 36 г при нормальных условиях занимает объем 22,4 л. Вычислите объемные и массовые доли газов в исходной смеси.
- 7–366.** Массовая доля воды в кристаллогидрате карбоната натрия (кристаллической соде) составляет примерно 62,94 %. Установите формулу кристаллогидрата карбоната натрия.
- 7–367.** Массовая доля воды в кристаллогидрате карбоната натрия-калия (относится к двойным солям) составляет примерно 53,04 %. Установите формулу кристаллогидрата карбоната натрия.
- 7–368.** В 250 г воды растворили 14,3 г кристаллической соды. Вычислите массовую долю карбоната натрия в образовавшемся растворе.
- 7–369.** Вычислите массу кристаллогидрата карбоната натрия (кристаллической соды), необходимого для приготовления 500 г 10 %-го раствора карбоната натрия.
- 7–370.** Вычислите массу кристаллогидрата карбоната натрия (кристаллической соды), который необходимо добавить к 200 г 12 %-го раствора карбоната натрия, чтобы массовая доля раствора стала 20 %.
- 7–371.** Навеску кристаллической соды массой 286 г растворили в 714 г воды. Определите массовую долю и молярную концентрацию соды в образовавшемся растворе.
- 7–372.** Вычислите массу кристаллогидрата карбоната натрия (кристаллической соды), которая выпадет в осадок из насыщенного при 50 °С раствора при охлаждении его до 20 °С. Растворимость карбоната натрия составляет 47,3 г при 50 °С и 21,8 г при 20 °С в 100 г воды.
- 7–373.** Вычислите массу и объем углекислого газа, который необходимо пропустить через раствор гидроксида натрия, чтобы получить:
- 26,5 г карбоната натрия;
 - 21 г гидрокарбоната натрия.
- 7–374.** Через 960 г 25 %-го раствора гидроксида натрия пропустили 89,6 л (н. у.) углекислого газа. Вычислите массовые доли солей в растворе после реакции.

- 7-375.** Через 160 г 10 %-го раствора гидроксида натрия пропустили 6,72 л (н. у.) углекислого газа. Вычислите массовые доли солей в образовавшемся растворе.
- 7-376.** Газ, образовавшийся в результате полного сгорания 179,2 мл (н. у.) этана, пропустили через 740 г 0,1 %-го раствора гидроксида кальция. Вычислите массу образовавшегося осадка и массовую долю вещества, находящегося в растворе после реакции.
- 7-377.** К 100 мл смеси метана и сероводорода добавили 200 мл кислорода и полученную смесь подожгли. После конденсации паров воды и приведения смеси к исходным условиям ее объем составил 140 мл. Вычислите объемные и массовые доли газов в исходной смеси. (Объемы газообразных веществ измерены при одинаковых условиях.)
- 7-378.** К 50 мл смеси пропана и аммиака добавили 100 мл кислорода и полученную смесь подожгли. После конденсации паров воды и приведения смеси к исходным условиям ее объем составил 70 мл. Вычислите объемные и массовые доли газов в исходной смеси. (Объемы газообразных веществ измерены при одинаковых условиях.)
- 7-379.** К 100 мл смеси метана и оксида углерода (II) добавили 100 мл кислорода и полученную смесь подожгли. После конденсации паров воды и приведения смеси к исходным условиям ее объем составил 120 мл. Вычислите объемные и массовые доли газов в исходной смеси. (Объемы газообразных веществ измерены при одинаковых условиях.)
- 7-380.** К 100 мл смеси метана и оксида углерода (II) добавили 100 мл кислорода и полученную смесь подожгли. После конденсации паров воды и приведения смеси к исходным условиям ее объем сократился на 40 % от исходного объема. Вычислите объемные и массовые доли газов в исходной смеси. (Объемы газообразных веществ измерены при одинаковых условиях.)
- 7-381.** Порцию смеси метана и монооксида углерода объемом 11,2 л (н. у.) сожгли в избытке кислорода. Полученную газообразную смесь пропустили через избыток известковой воды, в результате чего образовался осадок массой 50 г. Вычислите объемные и массовые доли газов в исходной смеси.
- 7-382.** Смесь порошков меди и карбоната гидроксомеди (II) прокалили на воздухе. После прокаливания, охлаждения и взвешивания смеси было установлено, что ее масса не изменилась. Вычислите массовые доли исходных веществ в данной навеске.
- 7-383.** Смесь карбоната, хлорида и нитрата натрия массой 12,74 г обработали избытком соляной кислоты. В результате реакции образовалось 1,12 л (н. у.) газа. Столько же смеси растворили в воде и добавили избыток нитрата серебра, в результате чего образовалось 5,74 г осадка. Вычислите массовые доли солей в исходной смеси.

- 7–384.** В результате прокаливания 83 г смеси карбонатов кальция и магния и нитрата магния образовалось 24 г сухого остатка. Газообразные продукты реакции пропустили через избыток известковой воды, после чего было получено 50 г осадка. Вычислите массу каждого из компонентов в исходной смеси.
- 7–385.** Смесь порошков магния и карбоната магния прокалили на воздухе. После прокаливании, охлаждения и взвешивания навески было установлено, что ее масса не изменилась. Вычислите массовые доли исходных веществ в навеске.
- 7–386.** Смесь порошков карбоната свинца и нитрата свинца прокалили на воздухе. После прокаливании, охлаждения и взвешивания навески было установлено, что ее масса уменьшилась на 25 %. Вычислите массовые доли исходных веществ в навеске.
- 7–387.** При растворении кремния в смеси азотной и плавиковой кислот образуется кремнийфтористоводородная кислота H_2SiF_6 . Схема этой реакции:
$$\text{Si} + \text{HNO}_3 + \text{HF} = \text{H}_2\text{SiF}_6 + \text{NO} + \dots$$

Составьте уравнение этой реакции и вычислите массовую долю H_2SiF_6 , образовавшейся в результате взаимодействия 1,4 г кремния в 100 г смеси растворов кислот.
- 7–388.** Как, располагая только диоксидом кремния, водой, поваренной солью и всем необходимым оборудованием, можно было бы получить кремниевую кислоту? Составьте уравнения соответствующих реакций.

Глава 8

Металлы

8.1. Общая характеристика металлов

Вопросы и задания

- 8–1.** Приведите примеры металлов: а) тугоплавких; б) легкоплавких; в) тяжелых; г) легких; д) металлов с высокой электропроводностью. Где применяются перечисленные вами металлы в быту и промышленности?
- 8–2.** С какими из перечисленных неметаллов реагирует магний: сера, кислород, аргон, азот, бром? Напишите уравнения возможных реакций. Стрелкой обозначьте переход электронов.
- 8–3.** Приведите примеры реакций, в которых цинк окисляется кислотой: а) за счет катионов водорода (катионов гидроксония); б) за счет анионов кислотного остатка.
- 8–4.** Приведите примеры реакций, в которых железо окисляется кислотой: а) за счет катионов водорода (катионов гидроксония); б) за счет анионов кислотного остатка.
- 8–5.** Из данного перечня выберите названия металлов, которые реагируют с соляной кислотой: серебро, магний, цинк, медь, олово, алюминий. Напишите уравнения возможных реакций. Стрелкой обозначьте переход электронов.
- 8–6.** Из данного перечня выберите названия металлов, которые реагируют с разбавленной серной кислотой: ртуть, алюминий, никель, марганец, олово, железо. Напишите уравнения возможных реакций. Стрелкой обозначьте переход электронов.
- 8–7.** Из данного перечня выберите названия металлов, которые реагируют с гидроксидом натрия: магний, цинк, алюминий, железо, олово, медь. Напишите уравнения возможных реакций. Стрелкой обозначьте переход электронов.
- 8–8.** Из данного перечня выберите названия металлов, которые реагируют с раствором: а) хлорида меди (II); б) сульфата никеля (II): медь, цинк, олово, алюминий, железо.
Напишите уравнения возможных реакций. Стрелкой обозначьте переход электронов. Составьте полные и сокращенные ионные уравнения возможных реакций.
- 8–9.** Из данного перечня выберите формулы веществ, с которыми реагирует: а) цинк; б) медь: O_2 , S, H_2O , HCl, HNO_3 (конц.), H_2SO_4 (конц.), NaOH, $FeSO_4$, NaCl.
Напишите уравнения реакций. В уравнениях окислительно-восстановительных реакций обозначьте стрелкой переход электронов.

- 8–10.** Из данного перечня — Cl_2 , H_2O , HNO_3 (разб.), H_2SO_4 (разб.), KOH , $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$, NaBr — выберите формулы веществ, с которыми реагирует:
а) магний;
б) серебро.
Напишите уравнения реакций. В уравнениях окислительно-восстановительных реакций обозначьте стрелкой переход электронов.
- 8–11.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ:
а) Сульфид меди (I) → Оксид меди (I) → Медь → Нитрат меди (II) → Оксид меди (II) → Медь → Хлорид меди (II) → Нитрат меди (II) → Медь;
б) Сульфид свинца (II) → Оксид свинца (II) → Свинец → Нитрат свинца (II) → Оксид свинца (II) → Свинец → Сульфид свинца (II) → Оксид свинца (II);
в) Сульфид олова (IV) → Оксид олова (IV) → Олово → Сульфат олова (II) → Гидроксид олова (II) → Оксид олова (II) → Олово → Хлорид олова (IV);
г) Сульфид цинка → Оксид цинка → Цинк → Нитрат цинка → Оксид цинка → Цинкат натрия → Сульфат цинка → Сульфид цинка → Хлорид цинка;
д) Сульфид серебра (I) → Серебро → Нитрат серебра → Серебро → Хлорид серебра → Серебро.
Для реакций в растворах электролитов составьте полные и сокращенные ионные уравнения. К уравнениям всех окислительно-восстановительных реакций составьте схемы электронного баланса или покажите стрелкой переход электронов.
- 8–12.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить:
а) медь из карбоната гидроксомеди (II);
б) цинк из сульфида цинка;
в) железо из дисульфида железа (II);
г) натрий из хлорида натрия;
д) натрий из гидроксида натрия.
- 8–13.** В трех склянках без этикеток находятся образцы металлов: а) магния, цинка и серебра; б) алюминия, железа и марганца. Предложите способ химической идентификации этих металлов.
- 8–14.** Как известно, восстановительная активность металлов уменьшается в ряду напряжений слева направо. Сравните энергию ионизации лития и цезия. Объясните, почему же в ряду напряжений литий расположен левее цезия, хотя энергия ионизации лития выше.
- 8–15.** Опишите процессы, происходящие во время коррозии при условии контакта железа и меди: а) в кислой среде; б) в нейтральной среде в отсутствие кислорода; в) в нейтральной среде в присутствии кислорода.
- 8–16.** Опишите процессы, происходящие во время коррозии при условии контакта олова и железа: а) в кислой среде; б) в нейтральной среде в отсутствие кислорода; в) в нейтральной среде в присутствии кислорода.

- 8–17.** Вспомните, с какими органическими соединениями реагируют металлы? Приведите примеры, запишите уравнения реакций.
- 8–18.** Навеску некоторого металла массой 11,2 г растворили в избытке соляной кислоты. В результате выделился водород объемом 4,48 л (н. у.) и образовался дихлорид металла. О каком металле идет речь?
- 8–19.** Навеску некоторого металла массой 12,0 г растворили в избытке соляной кислоты. В реакции выделился водород объемом 11,2 л (н. у.) и образовался сульфат металла, в котором степень окисления металла равна +2. О каком металле идет речь?
- 8–20.** Навеску некоторого металла массой 14 г сожгли в хлоре. В результате образовался трихлорид этого металла массой 35,3 г. О каком металле идет речь? Что вы знаете об истории открытия этого металла?
- 8–21.** Для утилизации 7,8 г некоторого щелочного металла провели его взаимодействие с водой. Для нейтрализации образовавшейся щелочи был затрачен 10 %-й раствор азотной кислоты массой 126 г. О каком щелочном металле идет речь? Найдите объем такой порции щелочного металла. Какие меры предосторожности надо соблюдать при выполнении такого опыта? Как правильно утилизировать щелочные металлы?
- 8–22.** Пластинку из железа массой m_1 г опустили в раствор сульфата меди (II). Через некоторое время пластинку вынули, высушили и взвесили. Ее масса оказалась равной m_2 г. Вычислите массу железа, перешедшего в раствор, и массу меди, осевшей на пластинке*, если значения m_1 и m_2 соответственно равны: а) 10,0 г и 10,8 г; б) 20 г и 22 г; в) 12 г и 13 г; г) 50 г и 54 г.
- 8–23.** Пластинку из алюминия массой 27,0 г поместили в 240,8 г раствора хлорида меди (II). Через некоторое время пластинку вынули и высушили, осадок на дне сосуда отфильтровали и тоже высушили. Масса пластинки и осадка составила 40,8 г. Вычислите массу алюминия, растворившегося в ходе реакции, массу восстановившейся меди и массовую долю сульфата алюминия в растворе после реакции.
- 8–24.** Цинковую пластинку поместили в 248,2 г раствора сульфата железа (II). Через некоторое время пластинку вынули и высушили, осадок на дне сосуда отфильтровали и тоже высушили. Масса пластинки с осадком по сравнению с исходной массой пластинки уменьшилась на 1,8 г. Вычислите массу цинка, перешедшего в раствор, массу восстановившегося железа и массовую долю сульфата цинка в растворе после реакции.
- 8–25.** Пластинку из некоторого металла массой 50 г опустили в 208 г раствора сульфата железа (II). Через некоторое время пластинку и осадок высушили

* В этой и последующих задачах условно будем считать, что весь восстановленный металл остается на пластинке, если в условии задачи не обозначены другие особенности осаждения металла.

и взвесили. Масса пластинки с осадком оказалась равной 58 г. В растворе появился сульфат металла, в котором степень окисления металла равна +2. Массовая доля сульфата металла равна 15 %. Из какого металла изготовлена пластинка?

- 8–26.** Пластинку из некоторого металла массой 100 г опустили в 515,2 г раствора нитрата серебра. Через некоторое время пластинку и осадок металла высушили и взвесили. Масса пластинки с осадком оказалась равной 115,2 г. В растворе появился нитрат металла, его массовая доля равна 3,76 %. Степень окисления металла в нитрате равна +2. Из какого металла сделана пластинка?
- 8–27.** Железную пластинку массой 20 г поместили в 12 %-й раствор нитрата серебра массой 80 г. Через некоторое время пластинку вынули, высушили и взвесили. Рассчитайте, какова должна быть масса пластинки после реакции, если массовая доля нитрата серебра в растворе уменьшилась до 8 %.

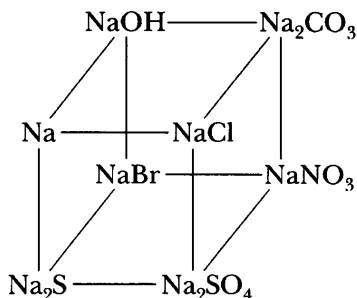
8.2. Щелочные металлы

Вопросы и задания

- 8–28.** С какими из перечисленных веществ реагирует натрий: хлор, аргон, вода, сера, водород, карбонат кальция? Напишите уравнения возможных реакций, стрелкой обозначьте переход электронов.
- 8–29.** С какими из перечисленных веществ реагирует калий: иод, гелий, вода, сера, водород, карбонат лития? Напишите уравнения возможных реакций, стрелкой обозначьте переход электронов.
- 8–30.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ:
- а) Калий → Гидроксид калия → Нитрат калия → Сульфат калия → Хлорид калия → Калий;
 - б) Натрий → Хлорид натрия → Гидроксид натрия → Ортофосфат натрия → Нитрат натрия → Сульфат натрия;
 - в) Натрий → Сульфид натрия → Гидроксид натрия → Хлорат натрия → Хлорид натрия → Нитрат натрия → Нитрит натрия;
 - г) Литий → Оксид лития → Гидроксид лития → Карбонат лития → Хлорид лития → Литий;
 - д) Натрий → Пероксид натрия → Гидроксид натрия → Ацетат натрия → Бромид натрия → Хлорид натрия → Натрий;
 - е) Литий → Нитрид лития → Гидроксид лития → Сульфит лития → Сульфат лития → Гидроксид лития;
 - ж) Натрий → Гидрид натрия → Гидроксид натрия → Формиат натрия → Хлорид натрия → Гидросульфат натрия → Сульфат натрия → Иодид натрия → Гидроксид натрия;

з) Натрий → Этилат натрия → Хлорид натрия → Гидроксид натрия → Фенолят натрия → Хлорид натрия → Натрий → Ацетат натрия → Карбонат натрия. Для реакций в растворах электролитов составьте полные и сокращенные ионные уравнения. К уравнениям всех окислительно-восстановительных реакций составьте схему электронного баланса и покажите стрелкой переход электронов.

8–31. Перед вами схема превращений веществ, выполненная в виде куба:



Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить эти превращения веществ, при этом направления превращений веществ (направления стрелок) выберите сами. Для реакций в растворах электролитов составьте полные и сокращенные ионные уравнения. К уравнениям всех окислительно-восстановительных реакций составьте схему электронного баланса и покажите стрелкой переход электронов.

8–32. С какими из перечисленных ниже органических веществ — этан, этилхлорид, этанол, фенол, бензол, уксусная кислота, этилацетат, α -аминоуксусная кислота — реагирует: а) натрий; б) гидроксид натрия. Составьте уравнения реакций.

8–33. В трех пронумерованных бьюксах без этикеток находятся:

- хлорид натрия, хлорид калия и хлорид лития;
- сульфат натрия, сульфат цезия и сульфат рубидия.

Как, не используя иных реактивов, можно идентифицировать эти вещества?

8–34. В четырех колбах без этикеток находятся растворы: сульфата натрия, сульфата аммония, серной кислоты и нитрата натрия. Как идентифицировать эти вещества? Составьте полные и сокращенные ионные уравнения реакций.

8–35. К раствору хлорида меди (II) добавили кусочек натрия. Напишите уравнения тех реакций, которые могут происходить при этом. Опишите признаки этих реакций.

8–36. В вашем распоряжении только два вещества: вода и литий. У вас есть любое необходимое оборудование. Напишите уравнения всех реакций, которые можно осуществить, используя эти вещества, в целях получения наибольшего числа новых веществ.

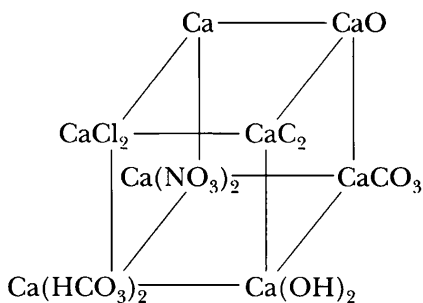
- 8–37.** В вашем распоряжении только два вещества: вода и натрий. У вас есть любое необходимое оборудование. Напишите уравнения всех реакций, которые можно осуществить, используя эти вещества, в целях получения наибольшего числа новых веществ.
- 8–38.** Навеску натрия массой 0,23 г опустили в химический стакан с водой. Вычислите массу и объем (н. у.) выделившегося водорода, массу образовавшейся щелочи.
- 8–39.** Навеску калия массой 0,39 г опустили в химический стакан с водой. Вычислите массу и объем (н. у.) выделившегося водорода, массу образовавшейся щелочи.
- 8–40.** Вычислите массу натрия, который можно получить электролизом 1 кг расплава поваренной соли, если выход натрия составит 75 %.
- 8–41.** Вычислите выход натрия, если в ходе электролиза 500 г расплава поваренной соли удалось получить 100 г натрия.
- 8–42.** Вычислите объем этанола (плотность 0,8 г/см³), который потребуется для утилизации 100 г натрия.
- 8–43.** Сплав натрия и калия массой 6,2 г растворили в избытке воды. При этом выделилось 2,24 л (н. у.) водорода. Вычислите массовые доли натрия и калия в сплаве.
- 8–44.** Сплав натрия и калия массой 8,5 г растворили в избытке воды. При этом образовалось 13,6 г смеси гидроксидов натрия и калия. Вычислите массовые доли натрия и калия в сплаве.
- 8–45.** Навеску натрия массой 2,3 г опустили в химический стакан, в котором находилось 100 г воды. Вычислите массу образовавшейся щелочи и ее массовую долю в растворе.
- 8–46.** Кусочек натрия массой 4,6 г опустили в химический стакан, в котором находилось 250 г 10 %-го раствора гидроксида натрия. Вычислите массовую долю гидроксида натрия в растворе.
- 8–47.** Кусочек натрия массой 4,6 г опустили в химический стакан, в котором находилось 200 г 10 %-го раствора гидроксида калия. Вычислите массовые доли гидроксида натрия и гидроксида калия в растворе после реакции.
- 8–48.** Вычислите массу натрия, который необходимо добавить к 100 г воды, чтобы получить 10 %-й раствор гидроксида натрия.
- 8–49.** Вычислите массу натрия, который необходимо добавить к 50 г 10 %-го раствора гидроксида натрия, чтобы получить 20 %-й раствор гидроксида натрия.
- 8–50.** Вычислите массу натрия и 10 %-го раствора гидроксида натрия, которые потребуются для приготовления 400 г 20 %-го раствора гидроксида натрия.

8.3. Магний. Щелочноземельные металлы

Вопросы и задания

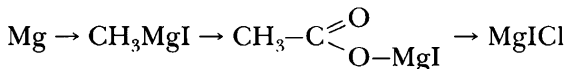
- 8–51.** С какими из перечисленных веществ реагирует магний: Cl_2 , S, N_2 , H_2 , H_2O , SiO_2 , H_2SO_4 , HNO_3 (разб.), NaOH, KCl? Напишите уравнения возможных реакций, стрелкой обозначьте переход электронов.
- 8–52.** С какими из перечисленных веществ реагирует кальций: Br_2 , H_2O , P (красн.), H_2 , C (графит), H_2SO_4 (конц.), Na_2SO_4 ? Напишите уравнения возможных реакций, стрелкой обозначьте переход электронов.
- 8–53.** В периодической системе можно обнаружить примеры не только вертикального и горизонтального, но и диагонального сходства элементов. Так, магний имеет по ряду параметров сходство с литием, и в этом проявляется диагональное сходство $\text{Li} \rightarrow \text{Mg}$. Приведите примеры, подтверждающие факт такого диагонального сходства других элементов.
- 8–54.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ:
- а) Кальций $\rightarrow$ Оксид кальция $\rightarrow$ Гидроксид кальция $\rightarrow$ Нитрат кальция $\rightarrow$ Карбонат кальция $\rightarrow$ Оксид кальция $\rightarrow$ Силикат кальция;
 - б) Магний $\rightarrow$ Оксид магния $\rightarrow$ Хлорид магния $\rightarrow$ Нитрат магния $\rightarrow$ Оксид магния $\rightarrow$ Ортофосфат магния;
 - в) Кальций $\rightarrow$ Гидроксид кальция $\rightarrow$ Карбонат кальция $\rightarrow$ Гидрокарбонат кальция $\rightarrow$ Карбонат кальция $\rightarrow$ Оксид кальция $\rightarrow$ Карбид кальция $\rightarrow$ Гидроксид кальция;
 - г) Магний $\rightarrow$ Нитрат магния $\rightarrow$ Сульфат магния $\rightarrow$ Гидроксид магния $\rightarrow$ Оксид магния $\rightarrow$ Магний;
 - д) Барий $\rightarrow$ Гидроксид бария $\rightarrow$ Карбонат бария $\rightarrow$ Нитрат бария $\rightarrow$ Сульфат бария;
 - е) Карбонат бария $\rightarrow$ Оксид бария $\rightarrow$ Барий $\rightarrow$ Гидрид бария $\rightarrow$ Хлорид бария $\rightarrow$ Хромат бария.
- Для реакций в растворах электролитов составьте полные и сокращенные ионные уравнения. К уравнениям всех окислительно-восстановительных реакций составьте схему электронного баланса и покажите стрелкой переход электронов.
- 8–55.** Что произойдет, если в раствор хлорида меди(II) бросить кусочек бария? Напишите уравнения возможных реакций. Опишите, каковы признаки этих реакций.
- 8–56.** Почему при пропускании углекислого газа через раствор гидроксида кальция осадок образуется, а при пропускании углекислого газа через хлорид или нитрат кальция осадок карбоната кальция не образуется?

8–57. Перед вами схема превращений веществ, выполненная в виде куба:



Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ, при этом направления превращений (направления стрелок) выберите сами. Для реакций в растворах электролитов составьте полные и сокращенные ионные уравнения. К уравнениям всех окислительно-восстановительных реакций составьте схему электронного баланса и покажите стрелкой переход электронов.

- 8–58.** В трех пронумерованных бюксах без этикеток находятся хлорид кальция, хлорид стронция и хлорид бария. Как, не используя иных реактивов, но располагая всем возможным оборудованием, можно идентифицировать вещества?
- 8–59.** Как изменяется растворимость гидроксидов в ряду: $\text{Mg}(\text{OH})_2 - \text{Ca}(\text{OH})_2 - \text{Sr}(\text{OH})_2 - \text{Ba}(\text{OH})_2$? Какое соединение среди перечисленных является более сильным основанием?
- 8–60.** Как и почему изменяется термическая устойчивость в ряду: $\text{MgCO}_3 - \text{CaCO}_3 - \text{SrCO}_3 - \text{BaCO}_3$? Для вычисления тепловых эффектов реакции разложения карбонатов используйте Приложение 1.
- 8–61.** Что такое жесткость воды? Какими способами можно избавиться от карбонатной и некарбонатной жесткости воды? Ответ проиллюстрируйте уравнениями реакций.
- 8–62.** Как идентифицировать растворы гидроксида кальция и гидроксида бария?
- 8–63.** Что такое *реактив Гриньяра*? Какое значение имеет реактив Гриньяра в органическом синтезе? Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



- 8–64.** В вашем распоряжении только два вещества: вода и кальций. У вас есть любое необходимое оборудование. Напишите уравнения всех реакций,

которые можно осуществить, используя эти вещества, в целях получения наибольшего числа новых веществ.

- 8–65.** В организме взрослого человека содержится около 20 г катионов магния, а кальция — 1000 г. Вычислите массовую долю кальция и магния в организме человека, масса которого 75 кг.
- 8–66.** Суточная потребность человеческого организма в кальции 0,7 г. Массовая доля кальция в коровьем молоке приблизительно 0,13%. Какова масса молока, которое следовало бы ввести в суточный рацион для удовлетворения потребности организма в кальции, если бы человек не получал кальций с другими продуктами?
- 8–67.** Одним из способов промышленного получения кальция является нагревание оксида кальция с алюминием в вакууме. Вычислите массу алюминия и негашеной извести с массовой долей оксида кальция 96%, которые потребуются для получения 1 т кальция.
- 8–68.** Навеску кальция массой 1 г растворили в 100 мл воды. Вычислите массовую долю гидроксида кальция в образовавшемся растворе и объем водорода (25 °С, 100 кПа), который при этом образуется. Будет ли раствор насыщенным при 20 °С, если растворимость гидроксида кальция составляет 0,16 г на 100 г воды (при 20 °С)?
- 8–69.** Навеску оксида кальция массой 280 мг растворили в 100 мл воды. Вычислите массовую долю гидроксида кальция в полученном растворе.
- 8–70.** Вычислите массу кальция, который потребуется растворить в 200 г воды, чтобы получить 0,2 %-й раствор гидроксида кальция.
- 8–71.** Вычислите массу оксида кальция и массу воды, которые потребуются для приготовления 100 г насыщенного при 20 °С раствора гидроксида кальция. Растворимость гидроксида кальция составляет 0,16 г на 100 г воды при 20 °С.
- 8–72.** Шарик из магния растворили в избытке соляной кислоты. При этом образовалось a л (н. у.) водорода. Вычислите диаметр этого шарика.
- 8–73.** Кубик из кальция, ребро которого имеет длину 1 см, растворили в 500 г воды. Вычислите молярную концентрацию гидроксида кальция в образовавшемся растворе, если плотность кальция составляет 1,54 г/см³.
- 8–74.** Вычислите массу кристаллогидратов: а) нитрата кальция $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$; б) хлорида кальция $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и массу воды, необходимых для приготовления 100 г насыщенного при 20 °С раствора. Растворимость нитрата кальция при 20 °С составляет 128,8 г на 100 г воды, а растворимость хлорида кальция — 74,5 г на 100 г воды.
- 8–75.** В текст этой задачи помещен портрет одного из основателей электрохимии, ученого, который впервые получил натрий, калий, кальций и магний. Чей это

портрет? Какие еще открытия прославили имя этого ученого? Используя дополнительную литературу и ресурсы сети Интернет, подготовьте сообщение о технике поставленных этим ученым экспериментов по получению магния и кальция.

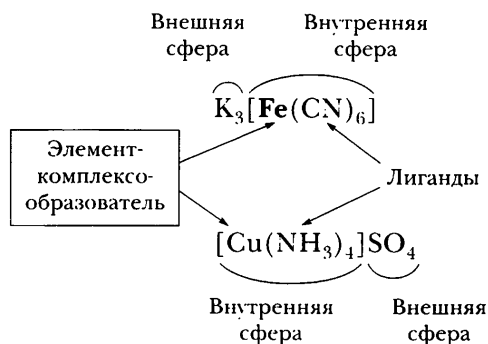


- 8–76. Используя дополнительную литературу и ресурсы сети Интернет, выясните роль магния в следующих биологических процессах: а) поддержании осмотического давления внутри клеток; б) активации ферментов окислительного фосфорилирования; в) репликации ДНК; г) формировании рибосом; д) фотосинтезе; е) сокращении мышц.

8.4. Комплексные соединения

Комплексные соединения — вещества, существующие как в кристаллическом состоянии, так и в растворе, особенностью которых является наличие центрального атома (акцептора электронов), окруженного лигандами (донорами электронов). В растворе лиганды способны ступенчато и обратимо отщепляться от центрального атома по гетеролитическому типу.

Состав комплексного соединения:



Комплексообразователь — центральный атом или ион комплексного соединения, вокруг которого координируются* ионы или нейтральные молекулы — **лиганды**.

Между комплексообразователем и лигандами химические связи ковалентные, образованы по донорно-акцепторному механизму, причем лиганды

* Координация (от лат. *co* — «вместе», *ordinatio* — «упорядочение») — дословно означает «совместное упорядочение». В химии термин «координировать» употребляется в значении «располагать около координационного центра».

являются донорами, а комплексообразователь — акцептором электронных пар.

Чаще всего в роли комплексообразователей выступают ионы *d*-элементов (например, Cu^{2+} , Fe^{3+} , Fe^{2+} , Cr^{3+} , Ni^{2+} и т. д.), ионы *p*-элементов (например, Al^{3+} , Sn^{2+} и т. д.), редко — ионы *s*-элементов (причем это ионы элементов IIA-группы, например, Mg^{2+} , Ca^{2+}).

Координационное число — число связей, которое может образовать комплексообразователь с лигандами. В приведенных выше примерах координационное число Fe^{3+} равно 6, а координационное число иона Cu^{2+} равно 4.

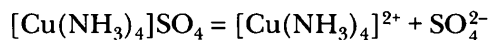
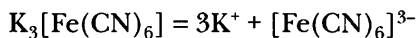
Если каждый из лигандов образует только одну связь с комплексообразователем (*монодентатные* лиганды), то число лигандов равно координационному числу.

Между внешней и внутренней сферами комплексного соединения связь ионная. В приведенных выше примерах во внешней сфере находятся ионы K^+ (в $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$) и ионы SO_4^{2-} (в соединении $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$).

Существуют комплексы без внешней сферы — *внутрисферные* комплексы, например $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$.

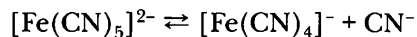
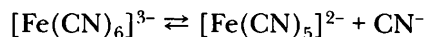
Электrolитическая диссоциация комплексных соединений:

1) Первичная диссоциация. В растворе комплексное соединение распадается на внутреннюю и внешнюю сферы, процесс идет практически необратимо:

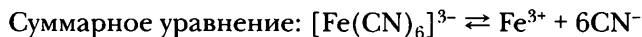
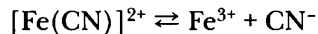


Внутренняя сфера остается стабильным образованием и необратимой диссоциации не подвергается.

2) Вторичная диссоциация. Однако в растворе лиганды могут медленно отщепляться от комплексообразователя (или замещаться молекулами воды). Вторичная диссоциация обратима:



...



Количественно этот процесс характеризуют с помощью константы нестойкости комплексного соединения:

$$K_{\text{нест.}} = \frac{[\text{Fe}^{3+}][\text{CN}^-]^6}{[[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}]}$$

Чем ниже значение константы нестойкости, тем прочнее комплексное соединение.

Константы нестойкости некоторых комплексных ионов при 20 °С

Комплексный ион	$K_{\text{нест.}}$	Комплексный ион	$K_{\text{нест.}}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$7,75 \cdot 10^{-6}$	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$3,6 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$9,31 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,14 \cdot 10^{-13}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,0 \cdot 10^{-36}$

Номенклатура комплексных соединений

При составлении названия комплексного соединения его формула прочитывается справа налево.

Анионные комплексы	Катионные комплексы
$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ гексацианоферрат (III) калия	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ сульфат тетрааммин-меди (II)
$\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ тетрагидроксоалюминат натрия	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ хлорид гексааквахрома (III)
$\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ гексанитрокобальтат (III) натрия	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ гидроксид диаммин-серебра (I)

В названиях комплексных соединений число одинаковых лигандов указывают числовыми приставками, которые пишут слитно с названиями лигандов: 2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса, 7 – гепта, 8 – окта.

Названия отрицательно заряженных лигандов, анионов различных кислот, состоят из полного названия (или корня названия) аниона и окончания с гласной буквой **-о**, например:

I^-	иодо-	S^{2-}	тио-
H^-	гидридо-	CN^-	циано-
CO_3^{2-}	карбонато-	NO_2^-	нитро-
OH^-	гидроксо-	SCN^-	родано- (тиоциано-)

В названиях нейтральных лигандов обычно специальные приставки не используются, например: N_2H_4 – гидразин, C_2H_4 – этилен, $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ – пиридин.

Специальные названия имеют лиганды: H_2O – аква-, NH_3 – аммин, CO – карбонил, NO – нитрозил.

Если элемент, являющийся комплексообразователем, входит в состав комплексного аниона, то к корню названия элемента (русского или латинского) добавляется суффикс **-ат** и в скобках указывается степень окисления элемента-комплексообразователя.

Если элемент, являющийся комплексообразователем, входит в состав комплексного катиона или нейтрального комплекса без внешней сферы, то в названии остается русское название элемента с указанием его степени окисления, например: $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ – тетракарбонилникель (0).

Вопросы и задания

8–77. Из перечисленных ниже веществ выберите формулы комплексных соединений: NH_3 , K_2CrO_4 , $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, $\text{NH}_4\text{Al}(\text{SO}_4)_2$. Укажите в комплексных соединениях элемент-комплексообразователь и вычислите его степень окисления.

8–78. Приведите по три примера комплексных соединений, в молекулах которых в роли лигандов выступают: а) гидроксид-анионы; б) молекулы аммиака; в) молекулы воды.

8–79. Дайте систематические названия следующим комплексным соединениям, формулы и тривиальные названия которых приведены ниже:

- | | |
|---------------------------|--|
| а) первое основание Рейзе | $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ |
| б) соль Чугаева | $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$ |
| в) соль Цейзе | $\text{K}[\text{PtCl}_3(\text{C}_2\text{H}_4)]$ |
| г) пурпуреосоль | $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ |
| д) кроцеосоль | $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{NO}_2)_2]\text{Cl}$ |
| е) соль Клеве | $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$ |
| ж) соль Эрдмана | $\text{K}[\text{Co}(\text{NO}_2)_4(\text{NH}_3)_2]$ |

8–80. Составьте формулы комплексных соединений, названия которых приведены ниже:

- а) гексанитрокобальтат (III) натрия
- б) гидроксид диамминсеребра (I)
- в) тетраиодомеркурат (II) калия*
- г) тетрароданомеркурат (II) аммония

8–81. Составьте уравнения первичной диссоциации комплексных соединений:

- | | |
|---|---|
| а) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ | г) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ |
| б) $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ | д) $(\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$ |
| в) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$ | е) $\text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ |

8–82. Составьте уравнения вторичной диссоциации комплексных ионов:

- | | |
|---------------------------------|--------------------------------------|
| а) $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ | б) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ |
|---------------------------------|--------------------------------------|

Выразите константу нестойкости для приведенных выше комплексных соединений как соотношение равновесных концентраций веществ в растворах.

* Меркураты – комплексные соединения ртути. Алхимики соотносили каждый из известных им металлов с той или иной планетой: Марс – железо, Венера – медь, Меркурий – ртуть и т. д.

- 8–83.** Что такое *хелатные* комплексные соединения? Приведите примеры хелатных комплексных соединений. В чем особенности их строения? Где используются процессы образования хелатных комплексных соединений?
- 8–84.** Запишите уравнения нескольких реакций, в ходе которых образуются гидроксокомплексы: а) тетрагидроксоалюминат натрия; б) тетрагидроксоцинкат калия.
- 8–85.** Приведите примеры комплексных соединений магния. Какие из них имеют важное биологическое значение?
- 8–86.** В текст этой задачи помещен портрет ученого, который выдвинул теорию, объясняющую строение комплексных соединений — *координационную теорию*. Эта теория является одной из важнейших теорий в химии. За объяснение строения комплексов этот ученый был удостоен Нобелевской премии в 1913 г. О ком идет речь? Используя дополнительную литературу и ресурсы сети Интернет, подготовьте сообщение о жизни и научной деятельности этого ученого.



8.5. Алюминий

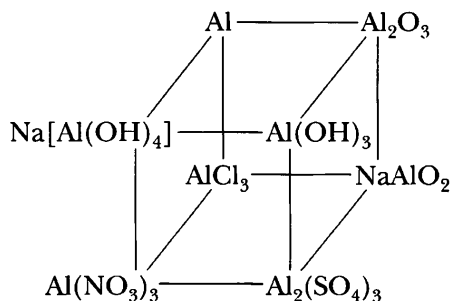
Вопросы и задания

- 8–87.** Укажите области применения алюминия, которые основаны на следующих свойствах: а) высокая электропроводность; б) высокая теплопроводность, коррозионная устойчивость и относительно низкая токсичность его соединений; в) низкое значение плотности и коррозионная устойчивость; г) высокое значение теплоты образования его оксида.
- 8–88.** Укажите, с какими из перечисленных веществ реагирует алюминий: а) Cl_2 , S , H_2O , CuO , H_2SO_4 , KOH , NaCl , CuCl_2 ; б) Br_2 , N_2 , H_2SO_4 (конц.), Na_2SO_4 , HgCl_2 .
Напишите уравнения возможных реакций, стрелкой обозначьте переход электронов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций.
- 8–89.** С какими из перечисленных оксидов реагирует алюминий: оксид меди (II), оксид железа (III), оксид лития, оксид бария, оксид хрома (III), оксид натрия? Напишите уравнения возможных реакций, стрелкой обозначьте переход электронов. Почему при выполнении этого задания не следует руководствоваться электрохимическим рядом напряжений металлов?
- 8–90.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ:

- а) Алюминий → Оксид алюминия → Сульфат алюминия → Гидроксид алюминия → Оксид алюминия → Алюминий;
 б) Алюминий → Хлорид алюминия → Гидроксид алюминия → Оксид алюминия → Метаалюминат натрия → Нитрат алюминия → Оксид алюминия → Алюминий → Гидроксид алюминия;
 в) Оксид алюминия → Алюминий → Нитрат алюминия → Гидроксид алюминия → Метаалюминат калия → Сульфат алюминия → Метаалюминат натрия;
 г) Алюминий → Сульфид алюминия → Хлорид алюминия → Гидроксид алюминия → Тетрагидроксоалюминат натрия → Нитрат алюминия → Оксид алюминия → Алюминий → Тетрагидроксоалюминат калия;
 д) Алюминий → Карбид алюминия → Гидроксид алюминия → Тетрагидроксоалюминат натрия → Гидроксид алюминия → Бромид алюминия → Ортофосфат алюминия.

Для реакций в растворах электролитов составьте полные и сокращенные ионные уравнения. К уравнениям окислительно-восстановительных реакций составьте схему электронного баланса или покажите переход электронов стрелкой.

8–91. Перед вами схема превращений веществ, выполненная в виде куба.



Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ, при этом направления превращений веществ (направления стрелок) выберите сами. Для реакций в растворах электролитов составьте полные и сокращенные ионные уравнения.

К уравнениям всех окислительно-восстановительных реакций составьте схему электронного баланса или покажите стрелкой переход электронов.

8–92. Опишите, что происходит, если пластинку из алюминия опустить:

- в соляную кислоту;
- в серную концентрированную кислоту;
- в азотную концентрированную кислоту;
- в азотную разбавленную кислоту;
- в раствор гидроксида калия.

Составьте уравнения возможных реакций. Определите окислитель и восстановитель.

- 8–93.** Почему алюминий легко окисляется в растворе хлорида меди (II) и практически не окисляется в растворе сульфата меди (II)? Ответ мотивируйте. Что будет происходить, если к раствору сульфата меди (II), в который опустили гранулы алюминия, добавить хлорид натрия?
- 8–94.** Сравните алюминий и кремний по следующим параметрам: а) взаимодействие с кислотами; б) взаимодействие со щелочами; в) взаимодействие с растворами солей.
- 8–95.** Как получить гидроксид алюминия и доказать его амфотерность? Напишите уравнения реакций.
- 8–96.** Напишите уравнения реакций гидролиза: а) нитрата алюминия; б) сульфата алюминия.
- 8–97.** В трех колбах без этикеток находятся растворы сульфата натрия, сульфата алюминия и сульфата марганца (II). Как идентифицировать эти вещества? Составьте полные и сокращенные ионные уравнения реакций.
- 8–98.** В двух склянках без этикеток находятся растворы гидроксида калия и хлорида алюминия. Как без помощи других реактивов идентифицировать вещества? Составьте полные и сокращенные ионные уравнения реакций.
- 8–99.** В четырех склянках без этикеток находятся растворы: гидроксида натрия, сульфата алюминия, сульфата меди (II) и нитрата бария. Как без помощи других реактивов идентифицировать вещества? Составьте полные и сокращенные ионные уравнения реакций.
- 8–100.** К раствору хлорида алюминия добавили раствор карбоната натрия. Опишите предполагаемые признаки этой реакции. Составьте уравнение реакции.
- 8–101.** В периодической системе можно обнаружить не только примеры вертикального и горизонтального, но и диагонального сходства элементов. Так, по ряду параметров алюминий имеет сходство с бериллием, и в этом проявляется диагональное сходство $\text{Be} \rightarrow \text{Al}$. Приведите примеры, подтверждающие факт такого диагонального сходства других элементов.
- 8–102.** Вычислите массу алюминия, который потребуется растворить в избытке раствора гидроксида натрия, чтобы получить 1 л (20°C , 101,3 кПа) водорода.
- 8–103.** Электролитическим методом из 2 т глинозема Al_2O_3 удастся получить 1 т алюминия. Вычислите выход алюминия.
- 8–104.** Состав сплава дюралюмина приблизительно следующий: Al — 94 %; Cu — 4 %; Mg — 1 %; Mn — 1 %. Вычислите массу металлов, которые потребуются для приготовления 20 г дюралюмина.
- 8–105.** Массовая доля оксида алюминия в природном боксите составляет 49 %. Какую массу алюминия, массовая доля примесей в котором составляет 1,5 %, можно получить из 1 т боксита?

- 8–106.** Какая масса 10 %-го раствора гидроксида натрия потребуется для полного извлечения алюминия из 1 кг смеси алюминия и меди, если известно, что при действии соляной кислоты на 10 г такой смеси выделился газ, объем которого составил 6,72 л (н. у.)?

8.6. Железо

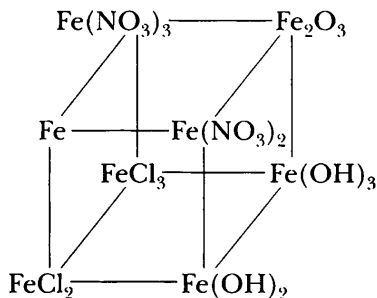
Вопросы и задания

- 8–107.** Какие комплексные соединения железа имеют важное биологическое значение? Приведите примеры ферментов, содержащих железо. В виде какого соединения находится большая часть (70 %) железа в организме?
- 8–108.** Укажите с какими из перечисленных веществ реагирует железо:
а) Cl_2 , S, H_2O , HCl , H_2SO_4 , NaOH , NaCl , CuSO_4 , CH_3COOH ;
б) Br_2 , H_2 , H_2SO_4 (конц.), HNO_3 (разб.), $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$?
Напишите уравнения возможных реакций, стрелкой обозначьте переход электронов.
- 8–109.** Напишите уравнения реакций окисления железа:
а) хлором, бромом, иодом;
б) хлором, соляной кислотой, кислородом, серой.
Стрелкой обозначьте переход электронов.
Объясните, почему в одних случаях степень окисления железа в продуктах реакции равна +2, а в других равна +3.
- 8–110.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ:
а) Железо → Хлорид железа (II) → Гидроксид железа (II) → Гидроксид железа (III) → Оксид железа (III) → Железо;
б) Железо → Хлорид железа (III) → Гидроксид железа (III) → Сульфат железа (III) → Железо → Оксид дижелеза (III)-железа (II) Fe_3O_4 → Железо → Карбид трижелеза Fe_3C ;
в) Нитрат железа (III) → Оксид железа (III) → Оксид железа (II) → Железо → Сульфид железа (II) → Оксид железа (III) → Хлорид железа (III) → Роданид железа (III);
г) Железо → Сульфид железа (II) → Хлорид железа (II) → Хлорид железа (III) → Гексацианоферрат (II) железа (III);
д) Дисульфид железа (II) → Оксид железа (III) → Железо → Хлорид железа (III) → Хлорид железа (II) → Гексацианоферрат (III) железа (II);
е) Оксид железа (II) → Диоксоферрат (III) натрия NaFeO_2 → Хлорид железа (III) → Гидроксид железа (III) → Феррат калия → Сульфат железа (III) → Оксид железа (III) → Сульфат железа (III) → Гексацианоферрат (II) железа (III).

Для реакций в растворах электролитов составьте полные и сокращенные ионные уравнения.

К уравнениям всех окислительно-восстановительных реакций составьте схему электронного баланса и покажите стрелкой переход электронов.

8–111. Перед вами схема превращений веществ, выполненная в виде куба.



Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ, при этом направления превращений веществ (направления стрелок) выберите сами. Для реакций в растворах электролитов составьте полные и сокращенные ионные уравнения.

К уравнениям всех окислительно-восстановительных реакций составьте схему электронного баланса или покажите стрелкой переход электронов.

8–112. В четырех колбах без этикеток находятся растворы:

- а) сульфата железа (III), сульфата железа (II), сульфата натрия, нитрат натрия;
 - б) хлорида железа (III), хлорида алюминия, хлорида железа (II), ацетат натрия.
- Как идентифицировать эти вещества? Составьте ионные полные и сокращенные уравнения реакций.

8–113. В пяти склянках без этикеток находятся растворы: NaOH , FeSO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2S , Na_2SO_4 . Как без помощи других реактивов идентифицировать эти вещества?

Составьте полные и сокращенные ионные уравнения реакций.

8–114. Смешали растворы: а) хлорида железа (III) и иодида калия; б) хлорида железа (III) и сульфида натрия. Что происходит при смешивании растворов? Запишите уравнение реакции в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме.

8–115. Преобразуйте эти схемы в уравнения реакций:

- а) $\text{FeCl}_3 + \dots \rightarrow \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \dots$
- б) $\text{FeSO}_4 + \dots \rightarrow \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \dots$
- в) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \dots + \dots \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
- г) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \dots \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
- д) $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{HCl} \rightarrow \dots + \dots + \text{H}_2\text{O}$

Для реакций в растворах электролитов составьте полные и сокращенные ионные уравнения. К уравнениям всех окислительно-восстановительных реакций составьте схемы электронного баланса или покажите стрелкой переход электронов.

- 8–116.** В вашем распоряжении только два вещества: вода и железо. У вас есть любое необходимое оборудование. Напишите уравнения всех реакций, которые можно осуществить, используя эти вещества, в целях получения наибольшего числа новых веществ.
- 8–117.** Ежедневная суточная норма железа для человека составляет 1 мг, но поскольку из пищи в организм поступает только 10–20 % железа, в продуктах питания железо должно составлять 5–10 мг/сут. Продуктами с высоким содержанием железа являются шпинат (3,5 мг на 100 г продукта), яблоки (2,5 мг на 100 г), шиповник (11,5 мг на 100 г). Рассчитайте, в какой массе этих продуктов содержится суточная норма потребления железа.
- 8–118.** Какую массу чугуна с массовой долей железа 92 % можно получить из окатышей, которые производит в течение 30 дней установка мощностью 2500 т в сутки? Массовая доля Fe_3O_4 в окатышах составляет 85 %.
- 8–119.** Определите массу стали с массовой долей железа 99 %, которую можно получить методом прямого восстановления в электропечах из металлургических окатышей массой 4000 т с массовой долей железа в сырье 72 %.
- 8–120.** Какой объем оксида углерода (II) (н. у.) вступит в реакцию с оксидом железа (III) массой 6400 т? Определите массу кокса, необходимую для образования такого объема оксида углерода, если массовая доля углерода в коксе 92 %.
- 8–121.** Из 1492 т железной руды, массовая доля железа в которой 62 %, получили 1000 т передельного чугуна. Вычислите массовую долю железа в чугуне.
- 8–122.** Какая масса красного железняка с массовой долей оксида железа (III) 81 % потребуется для выплавки 8000 т передельного чугуна, массовая доля железа в котором 98 %?
- 8–123.** Определите массу красного железняка с массовой долей железа 60 %, кокса и флюса (карбоната кальция), необходимых для выплавки 3000 т литейного чугуна, если массовая доля железа в чугуне 95 %. Массовая доля руды в шихте составляет 62,5 %, кокса — 25 % и флюса — 12,5 %.
- 8–124.** Доменная печь выплавляет в сутки 4500 т чугуна. Вычислите массовую долю компонентов в шихте, если расход железной руды на производство 1 т чугуна составляет 2120 кг, кокса — 850 кг, флюса — 450 кг.
- 8–125.** Домна с полезным объемом 5000 м³ расходует на производство 1 т чугуна 374 кг кокса, 127 м³ природного газа и 146 м³ кислорода. Производительность домны 4,6 млн т чугуна в год. Какая масса кокса, объем природного газа и кислорода расходуется на производство такой массы чугуна?

- 8–126.** Мартеновский цех производит примерно 1345 тыс. т стали в год. Массовая доля чугуна в шихте мартеновских печей составляет 64 %. Массовая доля выхода стали из шихты 90 %. Вычислите годовой расход металлолома и руды, если их массовое соотношение в шихте 2 : 1.
- 8–127.** Кислородный конвертер выдает одну плавку стали массой 250 т за 0,75 ч и работает 320 суток в год. На производство 1 т конвертерной стали расходуется 0,95 т чугуна. Определите массу чугуна, расходуемую на производство стали в таком конвертере за год.
- 8–128.** Определите массовую долю железа в 1488,5 т чугуна, который выплавлен из 2500 т красного железняка с массовой долей пустой породы 20 %.
- 8–129.** Смесь порошков железа и меди массой 12 г растворили в соляной кислоте. В результате образовался газ объемом 2,24 л (н. у.). Вычислите массовые доли металлов в смеси.
- 8–130.** Смесь порошков железа, меди и алюминия массой 25,5 г растворили в соляной кислоте. В результате образовался газ объемом 19,04 л (н. у.). Если растворить точно такую же порцию смеси в растворе гидроксида натрия, выделяется 16,8 л (н. у.) газа. Вычислите массовые доли металлов в смеси.
- 8–131.** Смесь порошков железа, цинка и алюминия массой 24 г растворили в разбавленном растворе серной кислоты. В результате образовался газ объемом 13,44 л (н. у.). Если растворить точно такую же порцию смеси в растворе гидроксида калия, выделяется 11,2 л (н. у.) газа. Вычислите массовые доли металлов в смеси.

8.7. Хром, марганец, медь, цинк

Вопросы и задания

- 8–132.** Объясните, что подразумевают под термином «провал электрона». Перечислите *d*-элементы, для которых характерно это явление.
- 8–133.** Элементы хром, марганец, цинк и медь имеют большое биологическое значение. Приведите примеры ферментов, в состав которых входят ионы данных элементов, и укажите их роль в организме.
- 8–134.** Используя Приложение 3, проследите, как изменяется в первой декаде (последовательности *d*-элементов 4 периода) значение: а) первого потенциала ионизации; б) второго потенциала ионизации. Объясните, почему значение первого потенциала ионизации у цинка выше, чем у меди, а в электрохимическом ряду напряжений металлов медь расположена левее цинка.
- Указание.* Для объяснения используйте значение энергии атомизации, ионизации и гидратации ионов.

8–135. Каковы тенденции изменения в декадах (последовательности *d*-элементов 4 периода) значения: а) температуры плавления; б) плотности; в) значения электропроводности; г) стандартного электродного потенциала?

8–136. Какие степени окисления характерны для перечисленных далее в таблице *d*-элементов? Приведите примеры соединений данных *d*-элементов в соответствующей степени окисления (если она проявляется элементом).

Химические элементы	Степени окисления						
	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
Cr							
Mn							
Fe							
Cu							
Zn	—	ZnCl ₂	—	—	—	—	—
Ag							
Hg							

8–137. Какие из перечисленных металлов растворимы: а) в соляной кислоте; б) в растворе гидроксида натрия: V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn? Составьте соответствующие уравнения реакций.

8–138. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов *d*-элементов: а) с ростом порядкового номера элемента в одной группе; б) с ростом степени окисления *d*-элемента; в) с ростом порядкового номера элемента в декаде (по периоду)?

8–139. Какие из перечисленных гидроксидов растворимы в растворе аммиака: Cr(OH)₃, Mn(OH)₂, Fe(OH)₂, Fe(OH)₃, Cu(OH)₂, Zn(OH)₂? Составьте уравнения осуществимых реакций.

8–140. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочку превращений веществ:

а) Хром → Хлорид хрома (II) → Хлорид хрома (III) → Гидроксид хрома (III) → Гексагидроксохромат (III) калия → Хромат калия → Дихромат калия → Сульфат хрома (III) → Хром;

б) Марганец → Хлорид марганца (II) → Гидроксид марганца (II) → Оксид марганца (IV) → Манганат калия → Перманганат калия → Сульфат марганца (II) → Сульфид марганца (II);

- в) Марганец $\rightarrow$ Нитрат марганца (II) $\rightarrow$ Перманганат калия $\rightarrow$ Оксид марганца (IV);
- г) Медь $\rightarrow$ Хлорид меди (II) $\rightarrow$ Гидроксид меди (II) $\rightarrow$ Гидроксид тетраамминмеди (II) $\rightarrow$ Сульфат меди (II) $\rightarrow$ Хлорид меди (II) $\rightarrow$ Медь;
- д) Медь $\rightarrow$ Сульфат меди (II) $\rightarrow$ Нитрат меди (II) $\rightarrow$ Оксид меди (II) $\rightarrow$ Медь;
- е) Медь $\rightarrow$ Нитрат меди (II) $\rightarrow$ Карбонат гидроксомеди (II) $\rightarrow$ Оксид меди (II) $\rightarrow$ Сульфат меди (II) $\rightarrow$ Сульфат тетраамминмеди (II) $\rightarrow$ Гидроксид меди (II) $\rightarrow$ Тетрагидроксокупрат меди (II) $\rightarrow$ Хлорид меди (II) $\rightarrow$ Медь;
- ж) Цинк $\rightarrow$ Хлорид цинка $\rightarrow$ Гидроксид цинка $\rightarrow$ Тетрагидроксоцинкат натрия $\rightarrow$ Сульфат цинка $\rightarrow$ Нитрат цинка $\rightarrow$ Оксид цинка $\rightarrow$ Цинк;
- з) Дихромат аммония $\rightarrow$ Оксид хрома (III) $\rightarrow$ Хром $\rightarrow$ Оксид хрома (III) $\rightarrow$ Хромат калия $\rightarrow$ Дихромат калия $\rightarrow$ Хромат калия $\rightarrow$ Гидроксид хрома (III);
- и) Дихромат калия $\rightarrow$ Оксид хрома (VI) $\rightarrow$ Хромат натрия $\rightarrow$ Дихромат натрия $\rightarrow$ Хлорид хрома (III);
- к) Сульфат хрома (III) $\rightarrow$ Нитрат хрома (III) $\rightarrow$ Оксид хрома (III) $\rightarrow$ Хром $\rightarrow$ Фторид хрома (IV);
- л) Хром $\rightarrow$ Сульфат хрома (II) $\rightarrow$ Гидроксид хрома (II) $\rightarrow$ Гидроксид хрома (III) $\rightarrow$ Гексагидроксохромат (III) калия $\rightarrow$ Хромат калия $\rightarrow$ Хромат бария.

8-141. Заполните таблицу, вписав в ячейки формулы продуктов реакций перечисленных металлов с обозначенными в таблице реагентами.

Металлы	Реагенты				
	O ₂	Cl ₂	S	H ₂ O	HCl
Cr					
Mn					
Fe					
Cu					
Zn					
Ag					

8–142. Заполните таблицу, вписав в ячейки формулы продуктов реакций перечисленных металлов с обозначенными в таблице кислотами.

Металлы	Реагенты				
	HCl	H ₂ SO ₄ (разб.)	H ₂ SO ₄ (конц.)	HNO ₃ (разб.)	HNO ₃ (конц.)
Cr					
Mn					
Fe					
Cu					
Zn					
Ag					

8–143. Заполните таблицу, вписав в ячейки формулы продуктов реакций перечисленных металлов с обозначенными в таблице реагентами.

Металлы	Реагенты		
	NaOH	HCl	CuCl ₂
Cr			
Mn			
Fe			
Cu			
Zn			
Ag			

8–144. Как разделить химическим путем смесь порошков оксидов меди и цинка? Составьте соответствующие уравнения реакций.

8–145. В некотором растворе находятся ионы: Cr³⁺, Mn²⁺, Fe³⁺, Cu²⁺, Zn²⁺. Предложите химический способ разделения этих ионов с их последующей идентификацией.

8–146. Заполните таблицу, вписав в ячейки формулы продуктов реакций перечисленных ионов металлов с ионами-реагентами.

Ионы	Реагенты				
	OH^-	OH^- (изб.)	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (изб.)	S^{2-}
Cr^{3+}					
Mn^{2+}					
Fe^{2+}					
Fe^{3+}					
Cu^{2+}					
Zn^{2+}					

8–147. К раствору: а) сульфата меди (II); б) нитрата серебра — по каплям добавляют раствор аммиака. Опишите явления, которые при этом происходят. Составьте уравнения соответствующих реакций.

8–148. К раствору: а) нитрата меди (II); б) хлорида железа (III) — добавили раствор желтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Опишите признаки реакций. Составьте уравнения соответствующих реакций.

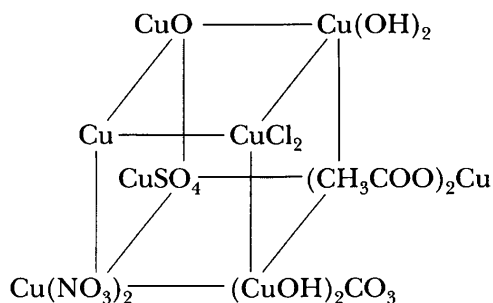
8–149. К раствору: а) хлорида меди (II); б) хлорида железа (III) — добавили раствор иодида калия. Опишите признаки реакций. Составьте уравнения соответствующих реакций.

8–150. В качественном анализе для обнаружения ионов Co^{2+} , Cu^{2+} и Zn^{2+} используют реактив тетратиоцианомеркурат (II) аммония. Так, для обнаружения ионов Co^{2+} на предметное стекло помещают каплю раствора соли кобальта (II) и сверху наносят каплю реагента. Образующиеся ярко-синие кристаллы тетратиоцианомеркурата (II) кобальта (II) рассматривают под микроскопом. Составьте уравнение этой реакции.

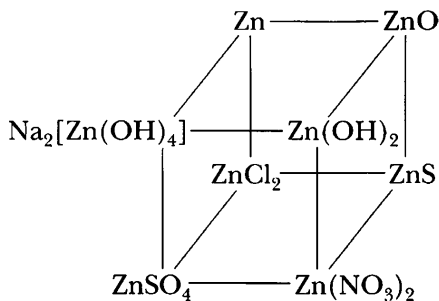
8–151. В качественном анализе для обнаружения иона Mn^{2+} используют реактив висмутат натрия NaBiO_3 . В пробирке к 3–4 каплям раствора соли марганца (II) добавляют 5–6 капель 3 М раствора HNO_3 , перемешивают и на кончике шпателя вносят несколько крупинок NaBiO_3 (он нерастворим в воде), смесь перемешивают. В присутствии ионов марганца раствор приобретает малиновый цвет вследствие окисления марганца (II) до марганца (VII). Составьте уравнение соответствующей реакции.

- 8–152. Используя справочную литературу, выясните, какой из ионов является более сильным окислителем: перманганат MnO_4^- , пертехнетат TcO_4^- или перренат ReO_4^- . Ответ мотивируйте.
- 8–153. Составьте уравнения реакций термического разложения нитратов хрома (III), марганца (II), железа (III), меди (II), цинка и серебра.
- 8–154. Как получить ацетилениды меди и серебра исходя из нитратов соответствующих металлов? Составьте уравнения реакций. С какой целью используются данные реакции?
- 8–155. Перед вами схемы превращений веществ, выполненные в виде куба.

1)

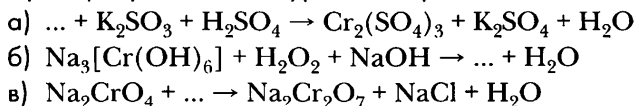


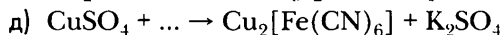
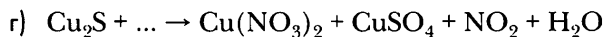
2)



Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить схему превращений веществ, при этом направления превращений (направления стрелок) выберите сами. Для реакций в растворах электролитов составьте полные и сокращенные ионные уравнения. К уравнениям всех окислительно-восстановительных реакций составьте схему электронного баланса или покажите переход электронов стрелкой.

- 8–156. Преобразуйте схемы в уравнения реакций:

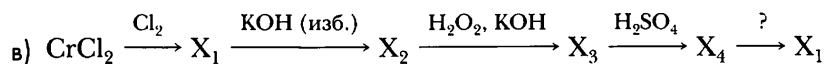
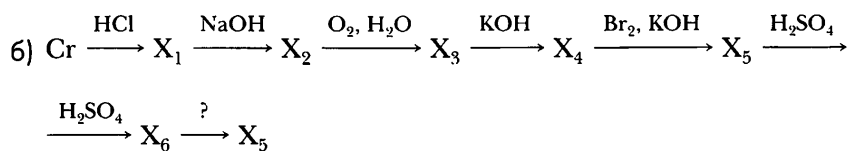
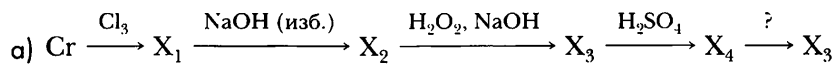




Какие из представленных здесь реакций являются окислительно-восстановительными? Составьте для них схемы электронного баланса или электронно-ионные уравнения.

- 8–157.** Смесь порошков цинка и меди массой 10 г растворили в избытке раствора гидроксида натрия. В результате реакции выделился водород объемом 15 л (101,3 кПа, 17,4 °С). Вычислите массовые доли цинка и меди в исходной смеси. Какой сплав можно получить в результате сплавления порошков этих металлов?
- 8–158.** Навеску смеси: а) цинка и нитрата цинка; б) меди и нитрата меди (II) — прокалили на воздухе. Смесь привели к исходным условиям. Обнаружено, что масса навески не изменилась. Вычислите массовые доли цинка и нитрата цинка в смеси.
- 8–159.** Сплав *нихром* (Ni, Fe, Cr, Mn) в ряде случаев заменяют более дешевым сплавом *фехралем* (Fe, Cr, Al), который обладает большим электрическим сопротивлением при высокой жаропрочности. Если приготовить смесь порошков металлов в пропорции для получения фехраля, то при действии избытка щелочи на 10 г смеси выделится 498 мл (н. у.) газа, а при растворении остатка сплава в соляной кислоте выделится 3,88 л (н. у.) газа. Определите состав фехраля.
- 8–160.** Соль А — кристаллы оранжевого цвета. При нагревании А разлагается с образованием вещества Б — порошка зеленого цвета. При добавлении к раствору А раствора В смесь приобретает желтую окраску и появляется характерный запах вещества Г, усиливающийся при нагревании. При выпаривании раствора В появляются белые кристаллы, при внесении этих кристаллов в пламя спиртовки оно окрашивается в желтый цвет. При добавлении к подкисленному раствору А раствора Д раствор приобретает зеленое окрашивание. Если к полученному зеленому раствору прибавлять раствор В или раствор Г, то выпадает серый осадок, растворимый в избытке раствора В. При добавлении к веществу Д сильной кислоты появляется характерный резкий запах, а кристаллы Д окрашивают пламя спиртовки также в желтый цвет.
О каких веществах идет речь? Запишите уравнения всех реакций, упомянутых в тексте задачи.
- 8–161.** Как, располагая только муравьиной и серной кислотами, железным купоросом и всем необходимым оборудованием, можно получить железо? Составьте уравнения соответствующих реакций.
- 8–162.** Как, используя поваренную соль, хром и воду и располагая всем необходимым оборудованием, можно было бы получить хромат натрия? Составьте уравнения соответствующих реакций.

8–163. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочки превращений веществ:



Глава 9

Задания в тестовой форме

В этой главе приведены задания в тестовой форме, которые могут быть использованы для подготовки к единому государственному экзамену (ЕГЭ). Решение каждого из вариантов этих заданий рассчитано примерно на 45–90 минут. В части А приведены задания, к которым дается четыре варианта ответов, из них верным является только один. В части Б приведены задания более сложного характера, которые составлены по материалам разных тем школьного курса химии. В этой части используются задания на установление соответствия, на выбор нескольких правильных ответов из числа предложенных, а также расчетные задачи. Часть С содержит самые сложные задания, которые требуют полного (развернутого) ответа.

Вариант 1

Часть А

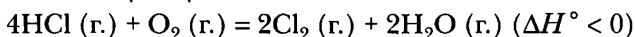
- A1.** Электронная конфигурация валентного слоя атома $3d^5 4s^2$. Этот элемент
1) Cl 2) Mn 3) Br 4) Cr
- A2.** В периодической системе в периоде с увеличением порядкового номера у атомов элементов
1) энергия ионизации уменьшается, электроотрицательность уменьшается
2) энергия ионизации увеличивается, электроотрицательность увеличивается
3) энергия ионизации увеличивается, электроотрицательность уменьшается
4) энергия ионизации уменьшается, электроотрицательность увеличивается
- A3.** Формуле $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ соответствует название
1) гидроксодиаминосеребро (I)
2) гидроксодиаминоаргентат (I)
3) амминогидроксид серебра (I)
4) гидроксид диаминсеребра (I)
- A4.** Окислительно-восстановительной **не является** реакция
1) $\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{NaClO} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
2) $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} = \text{Cu}^0 + \text{Zn}^{2+}$
3) $\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$
4) $2\text{NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$
- A5.** Массовая доля гидроксида калия в его 0,5 М растворе (плотность 1 г/см³) составляет
1) 2,8 % 2) 5,6 % 3) 0,28 % 4) 28 %
- A6.** Реакция между сильным основанием и сильной кислотой является
1) экзотермической, обратимой, каталитической

- 2) эндотермической, обратимой, некаталитической
- 3) экзотермической, необратимой, некаталитической
- 4) эндотермической, необратимой, некаталитической

A7. С водой реагирует каждое из двух веществ:

- 1) оксид серы (VI), пропан
- 2) хлорид цинка, нитрат бария
- 3) ацетилен, оксид фосфора (V)
- 4) этилен, оксид цинка

A8. Выход хлора в реакции



повышается при одновременном

- 1) повышении температуры, понижении давления
- 2) повышении давления, понижении температуры
- 3) повышении и температуры и давления
- 4) понижении и температуры и давления

A9. В схеме превращений



веществами А и Б являются

- 1) CH_3COONa , NaOH
- 2) CH_3COOH , NaCl
- 3) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, NaOH
- 4) CH_3COOH , NaOH

A10. Бромоводород реагирует с каждым из двух веществ:

- 1) пропаном, пропенем
- 2) пропенем, пропанолом-1
- 3) пропенем, бензолом
- 4) пропионовой кислотой, фенолом

A11. Аммиачный раствор оксида серебра — гидроксид диамминсеребра (II) — может послужить для распознавания каждого из двух веществ:

- 1) пропина, этанала
- 2) пропена, уксусной кислоты
- 3) *n*-гексана, ацетилена
- 4) формальдегида, этанола

A12. Для получения ацетилена в лаборатории необходимы

- 1) карбид алюминия, соляная кислота
- 2) карбид алюминия, вода
- 3) карбид кальция, вода
- 4) этан, серная кислота

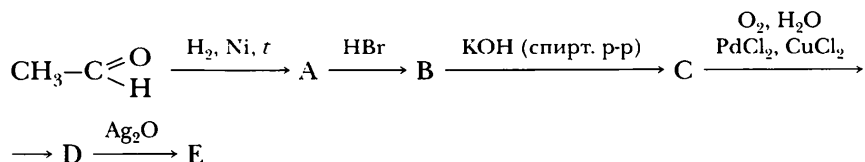
- A13.** Первый из перечисленных элементов входит в состав хлорофилла, а второй — в состав гемоглобина:
- 1) железо, кобальт
 - 2) кальций, магний
 - 3) магний, железо
 - 4) никель, железо

Часть В

- B1.** Расположите перечисленные вещества в порядке возрастания кислотных свойств:
 А) Уксусная кислота; Б) хлоруксусная кислота; В) бромуксусная кислота; Г) фенол; Д) азотная кислота.
- B2.** Установите соответствие между веществом и реагентом, с которым это вещество взаимодействует.
- | Вещество | Реагент |
|---------------------|---------------------|
| А) этилбромид | 1) гидроксид натрия |
| Б) этилен | 2) натрий |
| В) уксусная кислота | 3) бромоводород |
| Г) пропанол-1 | 4) этанол |
- B3.** Для присоединения брома к 5,6 л (н. у.) углеводорода потребовалось 40 г реагента. Выведите молекулярную формулу углеводорода.

Часть С

- C1.** Преобразуйте схему реакции в химическое уравнение, используя метод электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.
 $\text{Cu} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow \dots$
- C2.** Даны вещества: алюминий, серная кислота, гидроксид натрия, хлорид меди (II).
 Напишите уравнения возможных реакций между этими веществами.
- C3.** Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ:



Назовите вещества А, В, С, D, E.

- C4.** В 4 %-й раствор хлорида калия массой 149 г погрузили инертные электроды и пропустили постоянный электрический ток. Через некоторое время объем выделившихся на электродах газов составил 1,12 л (н. у.). Рассчитайте массовые доли веществ в растворе к данному моменту и долю разложившегося хлорида калия.
- C5.** В результате присоединения хлора к порции алкена образовался дихлорид массой 12,7 г, а при бромировании точно такой же порции алкена — дибромид массой 21,6 г. Выведите молекулярную формулу алкена и составьте структурные формулы изомеров.

Вариант 2

Часть А

- A1.** Электронная конфигурация валентного слоя атома элемента $4d^{10}5s^1$. Этот элемент
1) Cu 2) Ag 3) Rb 4) Cd
- A2.** В периодической системе в главных подгруппах с увеличением порядкового номера элементов
1) энергия ионизации уменьшается, электроотрицательность уменьшается
2) энергия ионизации увеличивается, электроотрицательность увеличивается
3) энергия ионизации увеличивается, электроотрицательность уменьшается
4) энергия ионизации уменьшается, электроотрицательность увеличивается
- A3.** Формуле $K_4[Fe(CN)_6]$ соответствует название
1) цианид калия-железа (II)
2) гексацианоферрат (III) калия
3) гексацианоферрат (IV) калия
4) гексацианожелезо (II)-калий
- A4.** Из представленных ниже реакций окислительно-восстановительной **не является**
1) $3Cl_2 + 6NaOH = 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$
2) $Fe^0 + 2H^+ = Fe^{2+} + H_2 \uparrow$
3) $2SO_3^{2-} + O_2 = 2SO_4^{2-}$
4) $(CuOH)_2CO_3 \xrightarrow{t} 2CuO + CO_2 \uparrow + H_2O$
- A5.** Массовая доля азотной кислоты в ее 0,1 М растворе (плотность 1 г/см³) составляет
1) 0,63 % 2) 1,26 % 3) 63 % 4) 6,3 %
- A6.** Реакция синтеза оксида азота (II) из азота и водорода является
1) экзотермической, обратимой, каталитической
2) эндотермической, обратимой, некаталитической

- 3) экзотермической, необратимой, каталитической
 4) эндотермической, необратимой, каталитической
- A7.** Вода реагирует с каждым из двух веществ:
 1) оксида натрия, метана
 2) оксида фосфора (V), толуола
 3) оксида хрома (VI), пропена
 4) карбида алюминия, диметилового эфира
- A8.** Выход водорода в реакции
 $\text{CH}_4 (\text{г.}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{г.}) = \text{CO}_2 (\text{г.}) + 4\text{H}_2 (\text{г.}) \quad (\Delta H^\circ > 0)$
 повышается при одновременном
 1) повышении температуры, понижении давления
 2) повышении давления, понижении температуры
 3) повышении и температуры и давления
 4) понижении и температуры и давления
- A9.** В схеме превращений

$$\text{A} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}, \text{H}^+} \text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{Б}} \text{CH}_3\text{CH}(\text{OK})\text{CH}_3$$

 веществами А и Б являются
 1) пропан и калий
 2) пропен и гидроксид калия
 3) пропен и калий
 4) пропин и хлорид калия
- A10.** В присутствии катализатора реагирует с водородом каждое из двух веществ:
 1) этилен, этанол
 2) этаналь, ацетилен
 3) этилбромид, этилен
 4) этан, бензол
- A11.** Нитрат серебра может послужить реагентом для распознавания каждого из двух веществ:
 1) хлорида натрия, нитрата натрия
 2) хлорида калия, ортофосфата калия
 3) иодида натрия, ацетата свинца (II)
 4) хлорида меди (II), формальдегида
- A12.** Для получения аммиака в лаборатории необходимы
 1) сульфат аммония и гидроксид кальция
 2) хлорид аммония и серная кислота
 3) азот и водород
 4) нитрат натрия и серная кислота
- A13.** Молекула ДНК образована
 1) азотистыми основаниями, аминокислотами и остатками ортофосфорной кислоты

- 2) азотистыми основаниями, дезоксирибозой и остатками ортофосфорной кислоты
- 3) аминокислотами, рибозой и остатками ортофосфорной кислоты
- 4) аминокислотами, дезоксирибозой и остатками ортофосфорной кислоты

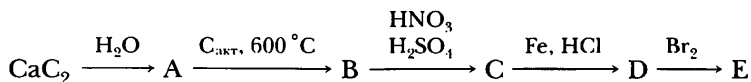
Часть В

- В1.** Расположите перечисленные вещества в порядке возрастания основных свойств:
А) аммиак; Б) бутиламин; В) анилин; Г) трет-бутиламин; Д) *n*-нитроанилин.
- В2.** Установите соответствие между веществом и реагентом.
- | Вещество | Реагент |
|---------------------|------------------------|
| А) метанол | 1) гидроксид калия |
| Б) фенол | 2) бромоводород |
| В) глицерин | 3) натрий |
| Г) уксусная кислота | 4) гидроксид меди (II) |
- В3.** Для присоединения 7,3 г хлороводорода к некоторому углеводороду потребовалась его порция массой 8,4 г. Выведите молекулярную формулу углеводорода.

Часть С

- С1.** Преобразуйте схему в уравнение окислительно-восстановительной реакции, пользуясь методом электронного баланса:

$$\text{Zn} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) = \text{NH}_4\text{NO}_3 + \dots + \dots$$
 Укажите окислитель и восстановитель.
- С2.** Даны вещества: магний, хлор, уксусная кислота, вода. Напишите уравнения всех возможных реакций между веществами.
- С3.** Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ:



Назовите вещества А, В, С, D, Е.

- С4.** В 10 %-й раствор сульфата меди (II) массой 200 г погрузили инертные электроды и пропустили постоянный электрический ток. Через некоторое время объем газа, выделившегося на аноде, составил 1,12 л (н. у.). Рассчитайте массовые доли веществ в растворе к данному моменту и долю разложившегося сульфата меди (II).

- C5.** В результате присоединения брома к порции алкена образовался дибромид массой 20,2 г, а при гидратации точно такой же порции алкена — спирт массой 6,0 г. Выведите молекулярную формулу алкена и запишите уравнения реакций, упомянутых в задаче.

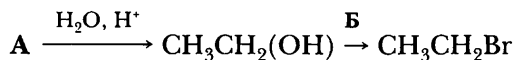
Вариант 3

Часть А

- A1.** Электронная конфигурация валентного слоя атома $3d^5 4s^1$. Этот элемент
1) Cr 2) V 3) Se 4) Mn
- A2.** В периодической системе в периоде с увеличением порядкового номера элементов
1) радиус атома увеличивается, энергия ионизации уменьшается
2) радиус атома уменьшается, энергия ионизации увеличивается
3) радиус атома увеличивается, энергия ионизации увеличивается
4) радиус атома уменьшается, энергия ионизации уменьшается
- A3.** Формуле $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ соответствует название
1) дихлоротетраамминмедь (II)
2) хлорид тетраамминмеди (II)
3) тетраамминкупрат (II) хлора
4) хлорид тетраамминмеди (I)
- A4.** Окислительно-восстановительной **не является** реакция
1) $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$
2) $\text{Zn}^0 + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$
3) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 2\text{OH}^- = 2\text{CrO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
4) $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2 \uparrow$
- A5.** Массовая доля гидроксида натрия в его 0,1 М растворе (плотность 1 г/см³) составляет
1) 0,004 % 2) 0,4 % 3) 4 % 4) 0,1 %
- A6.** Реакция синтеза аммиака является
1) экзотермической, обратимой, каталитической
2) эндотермической, обратимой, некаталитической
3) экзотермической, необратимой, каталитической
4) эндотермической, необратимой, каталитической
- A7.** С водой реагирует каждое из двух веществ:
1) оксида фосфора (V), пропана
2) ацетата натрия, нитрата натрия
3) этилена, оксида кальция
4) ацетилена, оксида меди (II)

- A8.** Выход метана в реакции
 $\text{CO (г.)} + 3\text{H}_2 \text{ (г.)} = \text{CH}_4 \text{ (г.)} + \text{H}_2\text{O (г.)}$ ($\Delta H^\circ > 0$)
повышается при одновременном
1) повышении температуры, понижении давления
2) повышении давления, понижении температуры
3) повышении и температуры и давления
4) понижении и температуры и давления

- A9.** В схеме превращений



веществами А и Б являются

- 1) CH_3CH_3 и HBr
 - 2) C_2H_4 и HBr
 - 3) C_2H_4 и NaBr
 - 4) C_2H_2 и NaBr
- A10.** С гидроксидом натрия реагирует каждое из двух веществ:
1) CH_3OH , $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$
2) CH_3COOH , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$
3) $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$, CH_3COCH_3
4) C_2H_4 , $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$
- A11.** Гидроксид меди (II) является реагентом для распознавания каждого из двух веществ:
1) глицерина, этанола
2) глицерина, этанала
3) уксусной кислоты, этилена
4) этиленгликоля, толуола
- A12.** Для получения этилена в лаборатории необходимы:
1) этилхлорид, серная концентрированная кислота
2) этанол, спиртовой раствор гидроксида калия
3) ацетилен, вода, серная кислота
4) этанол, серная концентрированная кислота
- A13.** Важнейший биогенный микроэлемент:
1) ртуть 2) цинк 3) висмут 4) олово

Часть В

- B1.** Расположите перечисленные вещества в порядке возрастания кислотных свойств:
А) уксусная кислота; Б) этанол; В) фенол; Г) вода; Д) серная кислота.

B2. Установите соответствие между веществом и реагентом.

Вещество

Реагент

А) глицин

1) гидроксид натрия

Б) анилин

2) соляная кислота

В) фенол

3) бромная вода

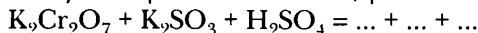
Г) уксусная кислота

4) этанол

B3. При сгорании 4,6 г органического вещества образовался углекислый газ объемом 4,48 л (н. у.) и вода массой 5,4 г. Плотность паров органического вещества по водороду составляет 23. Выведите молекулярную формулу органического вещества и запишите ее в ответе.

Часть С

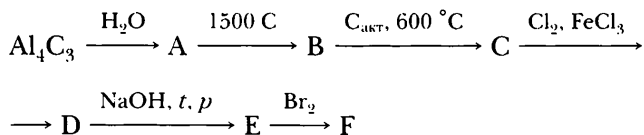
C1. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции, составьте схему электронного баланса, расставьте коэффициенты:



Укажите окислитель и восстановитель.

C2. Составьте уравнения всех возможных реакций, которые могут происходить между перечисленными веществами: алюминий, хлор, гидроксид натрия, пропен.

C3. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ:



Назовите вещества А, В, С, D, E, F.

C4. Сернистый газ, полученный в результате обжига 8 г пирита, содержащего 75 % FeS_2 , пропустили через 5 %-й раствор гидроксида натрия массой 120 г. Вычислите массовые доли солей в растворе после пропускания сернистого газа.

C5. При окислении некоторого альдегида массой 4,35 г аммиачным раствором оксида серебра образовалось серебро массой 32,4 г. Определите, какой альдегид был взят для реакции.

Вариант 4

Часть А

- A1.** Электронная конфигурация валентного слоя атома $3d^{10}4s^1$. Этот элемент
1) Cu 2) Zn 3) Rb 4) Ni
- A2.** В периодической системе в группе с увеличением порядкового номера элементов
1) радиус атома увеличивается, энергия ионизации уменьшается
2) радиус атома уменьшается, энергия ионизации увеличивается
3) радиус атома увеличивается, энергия ионизации увеличивается
4) радиус атома уменьшается, энергия ионизации уменьшается
- A3.** Формуле $K_3[Fe(CN)_6]$ соответствует название
1) цианид калия-железа (III)
2) гексацианоферрат (III) калия
3) гексацианоферрат (II) калия
4) гексацианожелезо (III)-калий
- A4.** Окислительно-восстановительной **не является** реакция
1) $NO_2 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$
2) $2NaNO_3 = 2NaNO_2 + O_2 \uparrow$
3) $2CrO_4^{2-} + 2H^+ = Cr_2O_7^{2-} + H_2O$
4) $Mg^0 + 2H^+ = Mg^{2+} + H_2 \uparrow$
- A5.** Массовая доля серной кислоты в ее 0,05 М растворе (плотность 1 г/см³) составляет
1) 0,0049 % 2) 0,05 % 3) 4,9 % 4) 0,49 %
- A6.** Реакция окисления оксида серы (IV) в оксид серы (VI) кислородом является
1) экзотермической, обратимой, каталитической
2) эндотермической, обратимой, некаталитической
3) экзотермической, необратимой, каталитической
4) эндотермической, необратимой, каталитической
- A7.** С водой реагирует каждое из двух веществ:
1) оксид марганца (II), ацетилен
2) оксид серы (VI), бензол
3) оксид марганца (VII), этилацетат
4) карбид кальция, диметиловый эфир
- A8.** Выход метанола в реакции
 $CO (г.) + 3H_2 (г.) \rightleftharpoons CH_3OH (ж.)$ ($\Delta H^\circ < 0$)
повышается при одновременном
1) повышении температуры, понижении давления
2) повышении давления, понижении температуры
3) повышении и температуры и давления
4) понижении и температуры и давления

A9. В схеме превращений



веществами А и Б являются

- 1) CH_3CH_3 , KMnO_4
- 2) C_2H_4 , $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$
- 3) C_2H_2 , KMnO_4
- 4) C_2H_2 , H_2O

A10. С натрием реагирует каждое из двух веществ:

- 1) этан, этанол
- 2) ацетон, диэтиловый эфир
- 3) этилбромид, этанол
- 4) этилен, фенол

A11. Бромная вода может служить реагентом для распознавания каждого из двух веществ:

- 1) бензола, фенола
- 2) этилена, анилина
- 3) этилена, толуола
- 4) анилина, этанола

A12. Для получения этилацетата в лаборатории необходим

- 1) этилхлорид и ацетат натрия
- 2) этилхлорид и уксусная кислота
- 3) этанол и уксусная кислота
- 4) этанол и ацетат натрия

A13. Важнейший биогенный микроэлемент

- 1) сурьма 2) олово 3) сера 4) ртуть

Часть В

B1. Расположите вещества, перечисленные ниже, в порядке возрастания основных свойств:

- А) аммиак Г) изопропиламин
Б) этиламин Д) пропиламин
В) анилин

B2. Установите соответствие между веществом и реагентом.

Вещество

Реагент

- | | |
|------------------|------------------------|
| А) этанол | 1) гидроксид калия |
| Б) фенол | 2) бромоводород |
| В) этиленгликоль | 3) натрий |
| Г) этилбромид | 4) гидроксид меди (II) |

- В3.** При сгорании 6 г органического вещества образовался углекислый газ объемом 4,48 л (н. у.) и вода массой 3,6 г. Плотность паров органического вещества по водороду составляет 30. Выведите молекулярную формулу органического вещества и запишите ее в ответе.

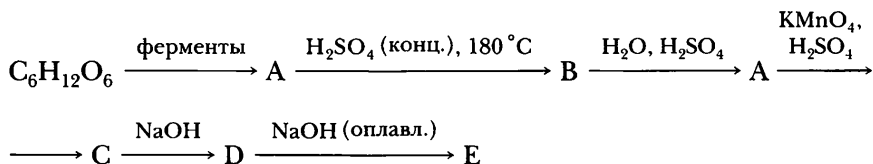
Часть С

- С1.** Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции, составьте схему электронного баланса, расставьте коэффициенты:



Укажите окислитель и восстановитель.

- С2.** Составьте уравнения всех возможных реакций, которые могут происходить между перечисленными веществами: цинк, гидроксид калия, хлор, уксусная кислота.
- С3.** Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочку превращений веществ:



Назовите вещества А, В, С, D, Е.

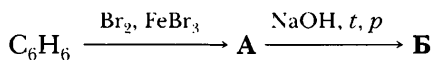
- С4.** Газ, образовавшийся в результате полного сгорания этана C_2H_6 объемом 179,2 мл (н. у.), пропустили через 0,1 %-й раствор гидроксида кальция массой 740 г. Вычислите массу образовавшегося осадка и массовую долю вещества, находящегося в растворе после реакции.
- С5.** При сгорании 12 г органического вещества образовались углекислый газ объемом 13,44 л (н. у.) и вода массой 14,4 г. Пары этого вещества в два раза тяжелее этана. Найдите молекулярную формулу органического вещества и составьте формулы изомеров, соответствующих условию задачи. Дайте изомерам названия.

Вариант 5

Часть А

- А1.** Электронная конфигурация валентного слоя в атоме железа
- 1) $3d^5 4s^2$ 2) $3d^6 4s^2$ 3) $3d^7 4s^1$ 4) $4s^2 4p^6$

- A2.** В ряду элементов $\text{Al} \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{S}$
- 1) энергия ионизации уменьшается, электроотрицательность уменьшается
 - 2) энергия ионизации увеличивается, электроотрицательность увеличивается
 - 3) энергия ионизации увеличивается, электроотрицательность уменьшается
 - 4) энергия ионизации уменьшается, электроотрицательность увеличивается
- A3.** Формуле $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ соответствует название
- 1) гидроксотетраамминкупрат (II)
 - 2) дигидроксотетраамминмедь (II)
 - 3) тетраамминдигидроксид меди (II)
 - 4) гидроксид тетраамминмеди (II)
- A4.** Окислительно-восстановительной **не является** реакция
- 1) $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$
 - 2) $\text{CuO} + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{Cl}_2 + 2\text{KI} = \text{I}_2 + 2\text{KCl}$
 - 4) $4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{HNO}_3$
- A5.** Массовая доля уксусной кислоты в ее 0,2 М растворе (плотность 1 г/см³) составляет
- 1) 12 %
 - 2) 1,2 %
 - 3) 6 %
 - 4) 0,2 %
- A6.** Взаимодействие оксида кальция с водой является реакцией
- 1) экзотермической, обратимой, каталитической
 - 2) эндотермической, обратимой, некаталитической
 - 3) эндотермической, необратимой, некаталитической
 - 4) экзотермической, необратимой, некаталитической
- A7.** Гидролизу подвергается каждое из двух веществ:
- 1) метилацетат, сульфат натрия
 - 2) этилбутират, хлорид алюминия
 - 3) карбид кальция, карбид железа
 - 4) этилен, ацетилен
- A8.** Для усиления гидролиза хлорида цинка в растворе требуется
- 1) повысить температуру и понизить давление
 - 2) повысить давление и понизить температуру
 - 3) нагреть или разбавить раствор
 - 4) охладить или слегка подкислить раствор соляной кислотой
- A9.** В схеме превращений



веществами А и Б являются

- 1) бромбензол, бензиловый спирт
- 2) бромбензол, фенол

- 3) бромциклогексан, циклогексанол
- 4) гексабромбензол, глюкоза

A10. Может полимеризоваться каждое из двух веществ:

- 1) бутадиен-1,3, уксусная кислота
- 2) стирол, акрилонитрил
- 3) этан, винилхлорид
- 4) бензол, этилен

A11. Для распознавания фенола можно использовать каждый из двух реагентов:

- 1) бромную воду, раствор FeCl_3
- 2) бромную воду, гидроксид меди (II)
- 3) спиртовой раствор гидроксида калия, оксид меди (II)
- 4) раствор FeCl_3 , аммиачный раствор оксида серебра (I)

A12. Для оптимального лабораторного способа получения аммиака необходимы:

- 1) сульфат аммония, соляная кислота
- 2) сульфат аммония, вода
- 3) азот, водород, катализатор Fe
- 4) сульфат аммония, гидроксид кальция

A13. Раствор вещества, который используют для промывания ран и ссадин благодаря его кровоостанавливающему и дезинфицирующему эффекту

- 1) CuSO_4
- 2) KI
- 3) H_2O_2
- 4) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$

Часть В

B1. Расположите перечисленные вещества в порядке возрастания основных свойств

- | | |
|-----------------|--------------------------|
| А) метиламин | Г) анилин |
| Б) аммиак | Д) <i>n</i> -нитроанилин |
| В) триметиламин | |

Ответ запишите в виде последовательности букв без пробелов.

B2. Установите соответствие между веществами и реагентами.

- | Вещество | Реагент |
|-----------|------------------------------|
| А) анилин | 1) NaOH |
| Б) фенол | 2) Br_2 (водн. р-р) |
| В) бензол | 3) HCl |
| Г) пропен | 4) H_2 , Pt |

B3. Предельный одноатомный спирт массой 37 г обработали избытком натрия. В результате реакции выделился газ, объем которого составил 5,6 л (н. у.). Выведите молекулярную формулу спирта.

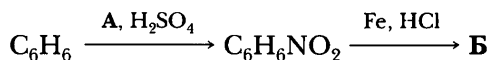
Вариант 6

Часть А

- A1.** Электронная конфигурация валентного слоя атома $3d^{10}4s^2$. Этот элемент
1) Cu 2) Sr 3) Zn 4) Ca
- A2.** В ряду элементов $O \rightarrow S \rightarrow Se \rightarrow Te$
1) энергия ионизации уменьшается, электроотрицательность уменьшается
2) энергия ионизации увеличивается, электроотрицательность увеличивается
3) энергия ионизации увеличивается, электроотрицательность уменьшается
4) энергия ионизации уменьшается, электроотрицательность увеличивается
- A3.** Формуле $K_3[Cr(OH)_6]$ соответствует название
1) гексагидроксохромат (III) калия
2) гидроксид калия-хрома (III)
3) хромат калия
4) гексагидроксид хрома (III)-калия
- A4.** Степень окисления серы понижается в ходе реакции
1) $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$
2) $2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$
3) $Cu + 2H_2SO_4 \text{ (конц.)} = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$
4) $NaOH + SO_2 = NaHSO_3$
- A5.** Молярная концентрация сульфата меди (II) в его 16 %-м растворе (плотность 1 г/см^3)
1) 0,1 моль/л
2) 0,01 моль/л
3) 0,5 моль/л
4) 1 моль/л
- A6.** К реакциям замещения в органической химии относят
1) бромирование этилена
2) бромирование бензола
3) полимеризацию дивинила
4) дегидратацию пропанола-1
- A7.** С уксусной кислотой реагирует каждое из двух веществ:
1) оксид магния, этанол
2) карбонат натрия, бензол
3) хлорид натрия, хлор
4) оксид фосфора (V), *n*-гексан
- A8.** Для повышения выхода эфира в реакции этерификации надо
1) добавить в реакционную смесь щелочь
2) добавить в реакционную смесь воду

- 3) по возможности отгонять образовавшийся эфир
- 4) повысить давление

A9. В схеме превращений



веществами А и Б являются

- 1) азотистая кислота и анилин
 - 2) азотная кислота и нитробензол
 - 3) азотная кислота и анилин
 - 4) оксид азота (IV) и фениламин
- A10.** Вещества, которые реагируют с водородом в присутствии катализатора:
- 1) этилен, этанол
 - 2) этаналь, ацетилен
 - 3) этилбромид, этилен
 - 4) этан, бензол
- A11.** Свежеприготовленный гидроксид меди (II) может послужить реагентом для распознавания каждого из двух веществ:
- 1) этиленгликоль, глюкоза
 - 2) формальдегид, фенол
 - 3) этанол, этилацетат
 - 4) глицерин, бензол
- A12.** Чтобы получить $\text{Al}(\text{OH})_3$ и доказать его амфотерность, требуются следующие реагенты (соли, кислоты и щелочи — в растворах):
- 1) сульфат алюминия, соляная кислота, раствор аммиака
 - 2) оксид алюминия, вода, соляная кислота
 - 3) хлорид алюминия, гидроксид калия, серная кислота
 - 4) алюминий, гидроксид натрия, раствор аммиака
- A13.** Для «умягчения» воды можно
- 1) добавить сильную кислоту (подкислить)
 - 2) добавить карбонат натрия и отфильтровать осадок
 - 3) добавить растворимую соль кальция или магния
 - 4) хлорировать воду

Часть В

B1. Расположите вещества в порядке возрастания основных свойств:

- | | |
|--------------|--------------------------|
| А) аммиак | Г) трет-бутиламин |
| Б) бутиламин | Д) <i>n</i> -нитроанилин |
| В) анилин | |

В2. Установите соответствие между веществами и реагентами.

Вещество

Реагент

А) пропан

1) хлор

Б) пропен

2) хлороводород

В) пропилен

3) водород

Г) бензол

4) гидроксид натрия

В3. Уксусную кислоту массой 6,0 г смешали с избытком этанола, добавили несколько капель концентрированной серной кислоты и нагрели на водяной бане. В результате реакции образовался эфир массой 6,6 г. Вычислите выход эфира.

Приложение 1

Стандартная энтальпия образования $\Delta_f H^\circ_{298}$,
энтропия S°_{298} и энергия Гиббса $\Delta_f G^\circ_{298}$
образования некоторых веществ при 298 К

№ п/п	Вещество	$\Delta_f H^\circ_{298}$, кДж/моль	S°_{298} , Дж/(моль · К)	$\Delta_f G^\circ_{298}$, кДж/моль
1	Al ₂ O ₃ (кр.)	-1676,0	50,9	-1582,0
2	C (графит)	0	5,7	0
3	CCl ₄ (ж.)	-135,4	214,4	-64,6
4	CH ₄ (г.)	-74,9	186,2	-50,8
5	C ₂ H ₂ (г.)	226,8	200,8	209,2
6	C ₂ H ₄ (г.)	52,3	219,4	68,1
7	C ₂ H ₆ (г.)	-89,7	229,5	32,9
8	C ₆ H ₆ (ж.)	82,9	269,2	129,7
9	C ₂ H ₅ OH (ж.)	277,6	160,7	174,8
10	C ₆ H ₁₂ O ₆	-1273,0	–	919,5
11	CO (г.)	-110,5	197,5	137,1
12	CO ₂ (г.)	-393,5	213,7	394,4
13	CaCO ₃ (кр.)	-1207,0	88,7	1127,7
14	CaF ₂ (кр.)	-1214,6	68,9	1161,9
15	Ca ₃ N ₂ (кр.)	-431,8	105	368,6
16	CaO (кр.)	-635,5	39,7	604,2
17	Ca(OH) ₂ (кр.)	-986,6	76,1	896,8
18	Cl ₂ (г.)	0	222,9	0
19	Cl ₂ O (г.)	76,6	266,2	94,2
20	ClO ₂ (г.)	105,0	257,0	122,3
21	Cl ₂ O ₇ (ж.)	251,0	–	–
22	Cr ₂ O ₃ (кр.)	-1440,6	81,2	1050,0

№ п/п	Вещество	$\Delta_f H^\circ_{298}$, кДж/моль	S°_{298} , Дж/(моль · К)	$\Delta_f G^\circ_{298}$, кДж/моль
23	CuO (кр.)	-162,0	42,6	-129,9
24	FeO (кр.)	-264,8	60,8	-244,3
25	Fe ₂ O ₃ (кр.)	-822,2	87,4	740,3
26	Fe ₃ O ₄ (кр.)	-1117,1	146,2	-1014,2
27	H ₂ (г.)	0	130,5	0
28	HBr (г.)	-36,3	198,6	-53,3
29	HCN (г.)	135,0	113,1	125,5
30	HCl (г.)	-92,3	186,8	-95,2
31	HF (г.)	-270,7	178,7	-272,8
32	HI (г.)	26,6	206,5	1,8
33	HN ₃ (ж.)	294,0	328,0	238,8
34	H ₂ O (г.)	-241,8	188,7	228,6
35	H ₂ O (ж.)	-285,8	70,1	237,3
36	H ₂ S (г.)	-21,0	205,7	33,8
37	KCl (кр.)	-435,9	82,6	408,0
38	KClO ₃ (кр.)	-391,2	143,0	289,9
39	MgCl ₂ (кр.)	-641,1	89,9	591,6
40	Mg ₃ N ₂ (кр.)	-461,1	87,9	400,9
41	MgO (кр.)	-601,8	26,9	-569,6
42	N ₂ (г.)	0	191,5	0
43	NH ₃ (г.)	-46,2	192,6	-16,7
44	NH ₄ NO ₂	256	–	–
45	NH ₄ NO ₃	-365,4	151	-183,8
46	N ₂ O (г.)	82,0	219,9	104,1

№ п/п	Вещество	$\Delta_f H^\circ_{298}$, кДж/моль	S°_{298} , Дж/(моль · К)	$\Delta_f G^\circ_{298}$, кДж/моль
47	NO (г.)	90,3	210,6	86,6
48	N ₂ O ₃ (г.)	83,3	307,0	140,5
49	NO ₂ (г.)	33,5	240,2	51,5
50	N ₂ O ₄ (г.)	9,6	303,8	98,4
51	N ₂ O ₅ (кр.)	-42,7	178	114,1
52	NiO (кр.)	-239,7	38,0	-211,6
53	O ₂ (г.)	0	205,0	0
54	OF ₂ (г.)	25,1	247,0	42,5
55	P ₂ O ₃ (кр.)	-820	173,5	-
56	P ₂ O ₅ (кр.)	-1492	114,5	-1348,8
57	PbO (кр.)	-219,3	66,1	-189,1
58	PbO ₂ (кр.)	-276,6	74,9	-218,3
59	SO ₂ (г.)	-296,9	248,1	-300,2
60	SO ₃ (г.)	-395,8	256,7	371,2
61	SiCl ₄ (ж.)	-687,8	239,7	-
62	SiH ₄ (г.)	34,7	204,6	57,2
63	SiO ₂ (кр.)	-910,9	41,8	-856,7
64	SnO (кр.)	-286,0	56,5	-256,9
65	SnO ₂ (кр.)	-580,8	52,3	-519,3
66	Ti (кр.)	0	30,6	0
67	TiCl ₄ (ж.)	-804,2	252,4	-737,4
68	TiO ₂ (кр.)	-943,9	50,3	-888,6
69	WO ₃ (кр.)	-842,7	75,9	-763,9
70	ZnO (кр.)	-350,6	43,6	-320,7

Приложение 2

Константы диссоциации некоторых электролитов
в водных растворах при 25 °С

Электролит	K_1 или K_2	K	$pK = -\lg K$
Азотистая кислота HNO_2		$4 \cdot 10^{-4}$	3,40
Аммиака гидрат $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$		$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,75
Ортоборная кислота H_3BO_3	K_1	$5,8 \cdot 10^{-10}$	9,24
Бромноватистая кислота HBrO		$2,1 \cdot 10^{-9}$	8,68
Водорода пероксид H_2O_2	K_1	$2,6 \cdot 10^{-12}$	11,58
Кальция гидроксид	K_2	$4,3 \cdot 10^{-2}$	1,37
Лития гидроксид		$6,75 \cdot 10^{-1}$	0,17
Муравьиная кислота HCOOH		$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,74
Серная кислота H_2SO_4	K_2	$1,2 \cdot 10^{-2}$	1,92
Сернистая кислота H_2SO_3	K_1	$1,6 \cdot 10^{-2}$	1,8
	K_2	$6,3 \cdot 10^{-8}$	7,21
Угольная кислота H_2CO_3	K_1	$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35
	K_2	$4,7 \cdot 10^{-11}$	10,33
Уксусная кислота CH_3COOH		$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,75
Хлорноватистая кислота HClO		$5,0 \cdot 10^{-8}$	7,30
Хлоруксусная кислота ClCH_2COOH		$1,4 \cdot 10^{-3}$	2,85
Ортофосфорная кислота H_3PO_4	K_1	$7,5 \cdot 10^{-3}$	2,12
	K_2	$6,3 \cdot 10^{-8}$	7,20
	K_3	$1,3 \cdot 10^{-12}$	11,89
Фтороводородная кислота HF		$6,6 \cdot 10^{-1}$	3,18
Хромовая кислота H_2CrO_4	K_1	$1 \cdot 10$	-1
	K_2	$3,16 \cdot 10^{-7}$	6,50

Электролит	K_1 или K_2	K	$pK = -\lg K$
Циановодородная кислота HCN		$7,9 \cdot 10^{-10}$	9,10
Щавелевая кислота HOOC–COOH	K_1	$5,4 \cdot 10^{-2}$	1,27
	K_2	$5,4 \cdot 10^{-5}$	4,27

Приложение 3

Электрохимический ряд напряжений металлов (стандартные электродные потенциалы)

Процесс	E° , В	Процесс	E° , В	Процесс	E° , В
Li^+/Li	-3,045	Be^{2+}/Be	-1,847	H^+/H_2	0,000
Rb^+/Rb	-2,925	Al^{3+}/Al	-1,700	$\text{Sb(III)}/\text{Sb}$	0,240
K^+/K	-2,924	Ti^{3+}/Ti	-1,208	$\text{Re(III)}/\text{Re}$	0,300
Cs^+/Cs	-2,923	Mn^{2+}/Mn	-1,192	$\text{Bi(III)}/\text{Bi}$	0,317
Ra^{2+}/Ra	-2,916	Cr^{2+}/Cr	-0,852	Cu^{2+}/Cu	0,338
Ba^{2+}/Ba	-2,905	Zn^{2+}/Zn	-0,763	Ru^{2+}/Ru	0,450
Sr^{2+}/Sr	-2,888	Ga^{3+}/Ga	-0,560	$\text{Hg}_2^{2+}/\text{Hg}$	0,798
Ca^{2+}/Ca	-2,864	Fe^{2+}/Fe	-0,441	Ag^+/Ag	0,799
Na^+/Na	-2,711	Cd^{2+}/Cd	-0,404	Rh^{3+}/Rh	0,800
Ac^{3+}/Ac	-2,600	In^{3+}/In	-0,338	Hg^{2+}/Hg	0,852
La^{3+}/La	-2,522	Co^{2+}/Co	-0,277	Pd^{2+}/Pd	0,915
Y^{3+}/Y	-2,372	Ni^{2+}/Ni	-0,234	$\text{Pt(II)}/\text{Pt}$	0,963
Mg^{2+}/Mg	-2,370	Sn^{2+}/Sn	-0,141	Au^+/Au	1,691
Sc^{3+}/Sc	-2,077	Pb^{2+}/Pb	-0,126	Pu^{3+}/Pu	2,03

Приложение 4

Стандартные электродные потенциалы окислительно-восстановительных пар в водном растворе при 25 °C

Переход (обозначены элементы и степени окисления)	Окисленная форма	Восстановленная форма	E° , В
$F^0 \rightarrow F^{-1}$	F_2, H^+	HF, H_2O	+3,090
$F^0 \rightarrow F^{-1}$	F_2	F^-	+2,866
$O^0 \rightarrow O^{-2}$	O_3, H^+	H_2O, O_2	+2,075
$O^{-1} \rightarrow O^{-2}$	$S_2O_8^{2-}$	SO_4^{2-}	+1,961
$Fe^{+6} \rightarrow Fe^{+3}$	FeO_4^{2-}, H^+	Fe^{3+}, H_2O	+1,900
$Bi^{+5} \rightarrow Bi^{+3}$	$NaBiO_3, H^+$	$Bi(III), Na^+, H_2O$	+1,808
$O^{-1} \rightarrow O^{-2}$	H_2O_2, H^+	H_2O	+1,764
$Cl^{+1} \rightarrow Cl^0$	$HClO, H^+$	Cl_2, H_2O	+1,630
$Br^{+1} \rightarrow Br^0$	$HBrO, H^+$	Br_2, H_2O	+1,574
$Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+2}$	MnO_4^-, H^+	Mn^{2+}, H_2O	+1,531
$Br^{+5} \rightarrow Br^0$	BrO_3^-, H^+	Br_2, H_2O	+1,511
$Cl^{+5} \rightarrow Cl^0$	ClO_3^-, H^+	Cl_2, H_2O	+1,470
$Pb^{+4} \rightarrow Pb^{+2}$	PbO_2, H^+	Pb^{2+}, H_2O	+1,455
$Cl^0 \rightarrow Cl^{-1}$	Cl_2	Cl^-	+1,358
$Cr^{+6} \rightarrow Cr^{+3}$	$Cr_2O_7^{2-}, H^+$	Cr^{3+}, H_2O	+1,333
$O^0 \rightarrow O^{-2}$	O_3, H_2O	OH^-, O_2	+1,247
$Mn^{+4} \rightarrow Mn^{+2}$	MnO_2, H^+	Mn^{+2}	+1,239
$O^0 \rightarrow O^{-2}$	O_2, H^+	H_2O	+1,229
$O^{-1} \rightarrow O^{-2}$	Na_2O_2, H_2O	OH^-, Na^+	+1,204

Переход (обозначены элементы и степени окисления)	Окисленная форма	Восстановленная форма	E° , В
$N^{+3} \rightarrow N^{+2}$	NO_2^-, H^+	NO, H_2O	+1,203
$I^{+5} \rightarrow I^0$	IO_3^-, H^+	I_2, H_2O	+1,190
$Br^0 \rightarrow Br^{-1}$	Br_2	Br^-	+1,087
$N^{+5} \rightarrow N^{+2}$	NO_3^-, H^+	NO, H_2O	+0,955
$Cl^{+1} \rightarrow Cl^{-1}$	ClO^-, H_2O	Cl^-, OH^-	+0,920
$N^{+5} \rightarrow N^{-3}$	NO_3^-, H^+	NH_4^+, H_2O	+0,880
$N^{+5} \rightarrow N^{+3}$	NO_3^-, H^+	NO_2^-, H_2O	+0,838
$Ni^{3+} \rightarrow Ni^{2+}$	$NiO(OH)$	$Ni(OH)_2, OH^-$	+0,784
$N^{+5} \rightarrow N^{+1}$	NO_3^-, H^+	NO_2, H_2O	+0,772

Приложение 5

Значения относительной электроотрицательности элементов
(по Л. Полингу)

Период	Группы элементов									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 2,20						(H)	He		
2	Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 4,0	Ne		
3	Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar		
4	K 0,82	Ca 1,00	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91
	Cu 1,90	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr		
5	Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 2,16	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,28	Pd 2,20
	Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,1	I 2,66	Xe 2,6		
6	Cs 0,79	Ba 0,89	La 1,10	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,36	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,20	Pt 2,28
	Au 2,54	Hg 2,00	Tl 1,62	Pb 2,33	Bi 2,02	Po 2,0	At 2,2	Rn		

Приложение 6

Качественные реакции на некоторые ионы

Определяемый ион	Реагент	Уравнение реакции	Признак реакции
Качественные реакции на катионы			
NH_4^+	OH^-	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Появление запаха аммиака
Cu^{2+}	OH^-	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$	Выпадение синего студенистого осадка $\text{Cu}(\text{OH})_2$, чернеющего при нагревании (CuO – черный)
Fe^{3+}	CNS^-	$2\text{Fe}^{3+} + 6\text{CNS}^- = \text{Fe}[\text{Fe}(\text{CNS})_6]$	Появление кроваво-красной окраски
Fe^{2+}	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$\text{Fe}^{2+} + \text{K}^+ + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$	Выпадение осадка синего цвета
Качественные реакции на анионы			
Cl^-	Ag^+	$\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgCl} \downarrow$	Выпадение белого творожистого осадка AgCl
Br^-	Ag^+	$\text{Br}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgBr} \downarrow$	Выпадение светло-желтого осадка AgBr
I^-	Ag^+	$\text{I}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgI} \downarrow$	Выпадение светло-желтого осадка AgI
	Pb^{2+}	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- = \text{PbI}_2 \downarrow$	Выпадение желтого кристаллического осадка PbI_2 *

* Осадок PbI_2 растворяется в воде при нагревании, при охлаждении раствора выпадает вновь в виде золотистых чешуек.

Определяемый ион	Реагент	Уравнение реакции	Признак реакции
Качественные реакции на анионы			
S^{2-}	Pb^{2+}	$S^{2-} + Pb^{2+} = PbS \downarrow$	Выпадение черного осадка PbS
SO_3^{2-}	$H^+ (H_3O^+)$	$SO_3^{2-} + 2H^+ = SO_2 \uparrow + H_2O$	Появление запаха сернистого газа SO_2
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	$SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4 \downarrow$	Выпадение белого кристаллического осадка $BaSO_4$
CO_3^{2-}	$H^+ (H_3O^+)$, $Ca(OH)_2$ (р-р, известковая вода)	а) $CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2 \uparrow + H_2O$ б) $CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 \downarrow + H_2O$	При действии сильных кислот – выделение газа, вызывающего помутнение известковой воды
SiO_3^{2-}	$H^+ (H_3O^+)$	$SiO_3^{2-} + 2H^+ = H_2SiO_3 \downarrow *$	Выпадение гелеобразного осадка кремниевой кислоты
PO_4^{3-}	Ag^+	$PO_4^{3-} + 3Ag^+ = Ag_3PO_4 \downarrow$	Выпадение желтого осадка Ag_3PO_4 , растворимого в азотной кислоте
CH_3COO^-	$H^+ (H_3O^+)$	$CH_3COO^- + H^+ = CH_3COOH$	Появление характерного запаха уксусной кислоты

* Осаждение кремниевой кислоты приводит к образованию геля (студня) переменного состава $SiO_2 \cdot nH_2O$ ($n > 2$). Над осадком в разбавленном растворе существует мономерная слабая ортокремниевая кислота H_4SiO_4 . Соединение мономерного состава H_2SiO_3 не выделено.

Ответы к задачам

Глава 1

- 1-2. 56 г.
1-3. 19,5 г.
1-4. 3 г.
1-5. а) $6,02 \cdot 10^{24}$;
б) $6,02 \cdot 10^{22}$;
в) $6,02 \cdot 10^{25}$;
г) $1,3a \cdot 10^{22}$.
1-6. а) 78 г;
б) 138 г;
в) 282 г;
г) 930 г;
д) 615 г;
е) 530 мг;
ж) $7,34 \cdot 10^{25}$ г.
1-7. а) $3,82 \cdot 10^{-23}$ г;
б) $5,31 \cdot 10^{-23}$ г.
1-8. 4.
1-9. а) 200;
б) 400;
в) 143,75.
1-13. Хлороформ.
1-14. $C_2F_3Cl_3$.
1-16. $BaCl_2 \cdot 2H_2O$.
1-17. Олово.
1-18. Красная и желтая кровяные соли.
1-19. Сульфат бария.
1-21. а) 0,55;
б) 1,59;
в) 1,71.
1-22. а) 15;
б) 14;
в) 10,45.
1-23. Фосфин.
1-24. Пропан.
1-25. Оксид азота (I).
1-26. Кислород.
1-27. Азот.
1-28. Метан.
1-29. 0,74, 75 % и 25 %.
1-30. 1,06; 57 % и 43 %.

- 1-31. 25 л.
- 1-32. 26 л.
- 1-33. По 50 %.
- 1-34. 60 % и 40 %.
- 1-38. 3,6 г и 1,7 г.
- 1-39. 17,2 мл.
- 1-40. Свинец.
- 1-41. Магний.
- 1-42. 0,25 моль/л; 4 %.
- 1-43. 0,2 моль/л; 3,25 %.
- 1-44. 2,5 л.
- 1-45. 22,4 г.
- 1-46. 0,16 г.
- 1-47. 2,4 л.
- 1-48. 1,2 л.
- 1-50. а) 1,96 кг/м³;
б) 0,09 кг/м³;
в) 1,16 кг/м³.
- 1-51. 1,43 кг/м³.
- 1-52. 1,43 кг/м³; 10 % и 90 %.
- 1-53. По 50 %.

Глава 3

- 3-6. 7,5 %.
- 3-7. 16,7 %.
- 3-8. 10 %.
- 3-9. 12,5 %.
- 3-10. 6,25 %.
- 3-11. 28,8 %.
- 3-12. 60 г.
- 3-13. 9,6 % и 10,4 %.
- 3-14. 5 % и 7,5 %.
- 3-15. 10 г и 190 г.
- 3-16. 20 г и 30 г.
- 3-17. 1,7 г и 198,3 г.
- 3-18. 90 г и 910 г.
- 3-19. 76,8 г.
- 3-20. 5 г.
- 3-21. 20 г.
- 3-22. 59,8 л (н. у.).
- 3-23. 1,1 мл.
- 3-24. 16 %.
- 3-25. 6,7 %.

- 3-26. 28,8 %.
- 3-27. 5,7 %.
- 3-28. 4500 г.
- 3-29. 300 г.
- 3-30. 20 г и 30 г.
- 3-31. 10 г и 90 г.
- 3-32. 30 г.
- 3-33. на 2,6 %.
- 3-34. на 0,2 %.
- 3-35. 20 %.
- 3-36. 17,2 %.
- 3-37. 9,1 % и 9,5 %.
- 3-38. 500 г.
- 3-39. 11,4 г.
- 3-40. 710 г.
- 3-41. 160 г.
- 3-42. 250 г.
- 3-43. 25 г.
- 3-44. 6,8 %.
- 3-45. 13,3 %.
- 3-46. 10,2 %.
- 3-47. 17,7 %.
- 3-48. 4,2 %.
- 3-49. 8 % и 0,95 %.
- 3-50. 1,6 %; 1 %; 3,9 %.
- 3-51. 244,4 г.
- 3-52. 37,5 г.
- 3-53. 30 г и 10 г.
- 3-54. 120 г и 80 г.
- 3-55. 25 г и 75 г.
- 3-56. 4,7 %.
- 3-57. 9,5 %.
- 3-58. 7,5 %.
- 3-59. 13,7 %.
- 3-60. 46,4 %.
- 3-61. 2,0 %.
- 3-62. 13,9 %.
- 3-63. 0,74 %.
- 3-64. 19,5 г.
- 3-65. 32,7 г.
- 3-66. 15,6 г.
- 3-67. 30,8 г.
- 3-68. 12,2 г.
- 3-69. 3,5 г.

- 3-70. 19,4 г.
3-71. 11,7 г.
3-72. 52 г.
3-73. 12,6 г.
3-74. 11,6 %.
3-75. 5,0 %.
3-76. 812,3 г.
3-77. 201,5 г.
3-78. 49,7 г; 150,3 г.
3-79. 326,1 г; 73,9 г.
3-80. 154,2 г; 45,8 г.
3-81. 12,8 %.
3-82. 17,8 %.
3-83. 29 %.
3-84. 10,2 % Na_2CO_3 , 1,9 % NaOH .
3-85. 6,8 % KNO_3 , 5,7 % KNO_2 , 1,9 % KOH .
3-86. 0,14 % HBr , 0,7 % фенол.
3-87. 9,8 %.
3-88. 17 %.
3-89. 37,3 %.
3-90. 35,8 %.
3-91. 17,6 %, 12,7 %, 22,5 %.
3-92. 13,9 %.
3-93. 22,8 %.
3-94. 17,9 %.
3-95. 83,9 %.
3-96. 7,3 г на 100 г воды.
3-97. 7,3 г на 100 г воды.
3-98. 358 г, 974 г; 105,6 г.
3-99. 97,2 г, 9,4 г.
3-100. 130 г, 370 г.
3-101. 9,3 %.
3-102. Нет.
3-103. Да.
3-104. 178,9 г.
3-105. 69,7 г.
3-106. 37,8 г.
3-107. 14 г.
3-108. 5 г.
3-109. 40,4 г.
3-110. 15,7 %.
3-111. 17,8 %.
3-112. 3,5 моль/л.
3-113. 5,2 моль/л.

- 3-114.** 67,9 %.
- 3-115.** 16,2 моль/л.
- 3-116.** 1,7 моль/л.
- 3-117.** 0,9 моль/л.
- 3-118.** 3,9 %.
- 3-119.** 2,5 %.
- 3-120.** 16,8 %.
- 3-121.** 9 %.
- 3-122.** 15,7 %.
- 3-123.** 22,2 г, 177,8 г.
- 3-124.** 22,9 г.
- 3-125.** 278 г и 1242 г.
- 3-126.** 281 г и 1269 г.
- 3-127.** 100 г.
- 3-128.** 168,75 г и 31,25 г.
- 3-129.** 352,9 г и 147,1 г.
- 3-130.** $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
- 3-131.** $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.
- 3-132.** $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.
- 3-133.** 158 г.
- 3-134.** 232 г.

Глава 4

- 4-9.** а) -392,5 кДж;
б) 15,7 кДж;
в) 1570 кДж.
- 4-10.** а) - 2257 кДж;
б) 602 кДж;
в) 37 625 кДж.
- 4-11.** а) 20 г;
б) 50 г;
в) 2 кг.
- 4-12.** а) 3,4 г;
б) 12,4 г;
в) 1,86 кг;
- 4-13.** а) 130,5 кДж;
б) 3 262 кДж.
- 4-14.** а) 280 кДж;
б) 6300 кДж.
- 4-15.** а) 6,5 г; 5,6 л (н. у.);
б) 130 г; 112 л (н. у.).
- 4-16.** а) 49 г; 39,2 л (н. у.);
б) 35 г; 28 л (н. у.).

- 4-17. C; Al; Mg; P; Fe.
4-18. ... + 822,2 кДж.
4-19. ... + 370,3 кДж.
4-20. ... + 1026,8 кДж.
4-21. ... + 890 кДж.
4-22. ... + 1123,4 кДж.
4-23. 279,6 кДж; 280 кДж.
4-24. 761,6 кДж.
4-25. 3109,4 кДж.
4-26. 14,1 мл.
4-27. 66,23 л.
4-28. а) -853,8 кДж;
б) 149,9 кДж;
в) -1422,7 кДж;
г) -1255,6 кДж;
д) 571,6 кДж;
е) -109,3 кДж;
ж) -104,2 кДж.
4-29. а) -397,7 кДж;
б) -281,1 кДж;
в) -277,8 кДж.
4-30. -44,1 кДж; -107 кДж; -53,3 кДж.
4-35. а) 46,5 Дж/(моль · К);
б) 171,9 Дж/(моль · К);
в) 534,2 Дж/(моль · К);
г) 219,9 Дж/(моль · К).
4-40. а) 87,9 кДж;
б) 120,2 кДж;
в) -70,2 кДж.
4-43. а) 194 °С;
б) 230 °С;
в) 7221 °С;
г) 614 °С.

Глава 5

- 5-1. 6 моль/(л · с).
5-2. 0,09 моль/л.
5-3. 8 моль/л.
5-4. 0,8 и 2,3 моль/л.
5-5. $6,25 \cdot 10^{-2}$ моль/(л · с).
5-6. 2,5 л · моль⁻¹ · с⁻¹.
5-7. 0,8 моль/л.
5-11. 3.

- 5-12. $0,125 \text{ моль} / (\text{л} \cdot \text{с})$.
 5-13. 5,32 ч.
 5-14. а) $0,7 \text{ моль} / (\text{л} \cdot \text{с})$;
 б) $0,35 \text{ моль} / (\text{л} \cdot \text{с})$.
 5-15. а) $40 \text{ моль} / (\text{л} \cdot \text{с})$;
 б) $2,5 \text{ моль} / (\text{л} \cdot \text{с})$.
 5-16. а) в 9 раз;
 б) в 2,13 раза.
 5-17. 7,5 мин.
 5-18. $24 \text{ моль} / (\text{л} \cdot \text{с})$.
 5-19. 3.
 5-20. $0,125 \text{ моль} / (\text{л} \cdot \text{с})$.
 5-21. Примерно в 15,6 раза.
 5-22. а) 3;
 б) 4.
 5-23. а) 10 с;
 б) 13,5 мин.
 5-27. Примерно в e^{17} раз.
 5-58. $1,7 \text{ моль/л}$; $1,9 \text{ моль/л}$; 4,05.
 5-59. 0,5 и $1,4 \text{ моль/л}$.
 5-60. $0,8 \text{ моль/л}$; $2,8 \text{ моль/л}$; $1,2 \text{ моль/л}$.
 5-61. $0,73 \text{ моль/л}$; $0,27 \text{ моль/л}$; $1,27 \text{ моль/л}$.
 5-64. 0,05.
 5-66. $5 \cdot 10^{-5}$.
 5-67. $0,01 \text{ моль/л}$.

Глава 6

- 6-12. По 1 моль/л .
 6-13. $0,2 \text{ моль/л}$ и $0,1 \text{ моль/л}$.
 6-14. $0,03 \text{ моль/л}$ и $0,01 \text{ моль/л}$.
 6-15. По $1,26 \text{ моль/л}$.
 6-16. По $1,56 \text{ моль/л}$.
 6-17. 0,7 и 1 моль/л .
 6-50. По $6,3 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$.
 6-51. По $4,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$.
 6-52. $0,01 \text{ моль/л}$.
 6-53. $1,8 \cdot 10^{-4}$.
 6-54. $3,9 \text{ моль/л}$.
 6-56. $5,7 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$.
 6-57. $5,7 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$.
 6-58. $4,5 \text{ моль}$.
 6-59. $2,25 \text{ моль}$.
 6-60. 3 моль , 40 г.

- 6-61.** 1060 г, 168 г.
- 6-62.** 5,6 г.
- 6-63.** 4,25 г.
- 6-64.** 10 г.
- 6-65.** 5 г.
- 6-66.** 13,6 г.
- 6-67.** 13,6 г.
- 6-68.** 47,8 г.
- 6-69.** 47,8 г.
- 6-70.** 27,25 г.
- 6-71.** 16,4 г, 12 г.
- 6-72.** 166,5 г, 182,5 г.
- 6-73.** 14,2 г.
- 6-74.** 322 г, 44,8 л.
- 6-75.** 466 г.
- 6-76.** 8 г.
- 6-77.** 29,6 г.
- 6-78.** 54,4 г.
- 6-79.** 17 г.
- 6-80.** 19 г, 12,3 %.
- 6-81.** 4 %.
- 6-82.** 12,5 г.
- 6-83.** 8 г.
- 6-84.** 18,64 г.
- 6-85.** 0,8 г.
- 6-86.** 2,4 г.
- 6-87.** 11,65 г.
- 6-88.** 20 г.
- 6-89.** 1,4 % и 3,5 %.
- 6-90.** 8,8 %, 3,3 %.
- 6-91.** 1,2 %, 1,6 % и 4,9 %.

Глава 7

- 7-22.** 0,6 г, 6,72 л.
- 7-23.** 162,5 г.
- 7-24.** 160 г, 112 л.
- 7-25.** 5 г, 56 л.
- 7-26.** 187,5 кг, 80,4 кг.
- 7-27.** 12 г, 0,81 г.
- 7-28.** 0,5 г, 5,6 л, 20 г.
- 7-29.** 2 мг, 22,4 мл, 122 мг.
- 7-30.** 7 г.
- 7-31.** 1,1 кг.

- 7-32. 0,47 т, 1,45 т, 2,19 т.
- 7-33. 26 г.
- 7-34. 50 л, 25 л, 50 л.
- 7-35. 90 г, 0,5 моль.
- 7-36. 10 л, 3 л.
- 7-37. 90 г, 16 г.
- 7-41. 11,1 %, 88,9 %; 50 % и 50 %.
- 7-42. 108 г, 32 г, 22,4 л.
- 7-62. 3,9 %, 1,0 моль/л.
- 7-63. 0,15 %.
- 7-76. 30 г.
- 7-77. 5,67 кг.
- 7-78. 12 г, 8,4 л.
- 7-106. 44,8 г, 26,88 л.
- 7-107. 1,65 т.
- 7-108. 114,25 г; 53,25 г, 16,8 л.
- 7-109. 8 г.
- 7-110. По 12,5 л.
- 7-111. 217,5 г, 1217 г.
- 7-112. 179,25 г, 438 г.
- 7-115. 3,32 г; 0,71 г, 224 мл.
- 7-116. 5,15 г; 1,78 г, 560 мл.
- 7-117. 133,5 г.
- 7-131. 58,4 г, 35,8 л.
- 7-132. 15,4 %.
- 7-133. 10 %.
- 7-134. 20 %.
- 7-135. 73 г, 44,8 л.
- 7-136. 6,8 %.
- 7-137. 2,8 %.
- 7-138. 4,8 %.
- 7-139. 24 г.
- 7-140. 56 % и 46 %.
- 7-170. 18 г.
- 7-171. 17 г.
- 7-172. а) 7,5 л, 5 л;
б) 1,5а л, а л.
- 7-174. 97 кг.
- 7-178. 19,2 г.
- 7-179. 26,9 г.
- 7-180. 24,3 г.
- 7-181. 20 %.
- 7-182. 48,5 г.
- 7-183. 86 л.

- 7-184.** 4 %.
- 7-185.** 51 г, 33,6 л.
- 7-186.** 75 %.
- 7-187.** 36 % и 64 %.
- 7-188.** 43 % и 57 %.

Оглавление

Предисловие	3
Глава 1. Основные понятия, законы и теории химии	4
Глава 2. Строение вещества	16
Глава 3. Вещества и их системы	47
Понижение концентрации растворенного вещества	51
Повышение концентрации растворенного вещества ...	52
Смешивание растворов	53
Растворяемое вещество реагирует с растворителем	54
Получение олеума	55
Химические реакции в растворах	55
Глава 4. Основы химической термодинамики	64
Глава 5. Кинетические понятия и закономерности протекания химических реакций	75
Глава 6. Растворы электролитов. Реакции в растворах электролитов	89
Глава 7. Неметаллы	130
Глава 8. Металлы	173
Глава 9. Задания в тестовой форме	200
<i>Приложение 1.</i> Стандартная энтальпия образования $\Delta_f H^\circ_{298}$, энтропия S°_{298} и энергия Гиббса $\Delta_f G^\circ_{298}$ образования некоторых веществ при 298 К	217
<i>Приложение 2.</i> Константы диссоциации некоторых электролитов в водных растворах при 25 °С	220
<i>Приложение 3.</i> Электрохимический ряд напряжений металлов (стандартные электродные потенциалы)	222
<i>Приложение 4.</i> Стандартные электродные потенциалы окислительно-восстановительных пар в водном растворе при 25 °С	223
<i>Приложение 5.</i> Значения относительной электроотрицательности элементов (по Л. Полингу)	225
<i>Приложение 6.</i> Качественные реакции на некоторые ионы	226
Ответы к задачам	228

Учебное издание

Лёвкин Антон Николаевич

Кузнецова Нинель Евгеньевна

Задачник по химии

11 класс

Редактор *О.М. Нечаева*

Внешнее оформление *Н.И. Рашиной*

Художественный редактор *Н.И. Рашикина*

Компьютерная верстка *А.В. Голубева*

Технический редактор *Л.Е. Пухова*

Корректоры *А.С. Цибулина, И.С. Дмитриева*

Подписано в печать 04.05.11. Формат 70×90/16
Бумага офсетная № 1. Печать офсетная
Гарнитура NewBaskervilleС. Печ. л. 15.0
Тираж 2000 экз. Заказ №1591

ООО «Издательский центр «Вентана-Граф»
127422, Москва, ул. Тимирязевская, д. 1, корп. 3
Тел./факс: (495) 611-15-74, 611-21-56
E-mail: info@vgf.ru, <http://www.vgf.ru>

Отпечатано в ОАО «Кострома»
156010, г. Кострома, ул. Самоковская, д. 10