

Т.В. Ступко

**ОСНОВЫ ОБЩЕЙ
И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

ЧАСТЬ 3

*Примеры решения задач, задания
для самостоятельной работы*

Красноярск 2016

Министерство сельского хозяйства Российской Федерации
ФГБОУ ВО «Красноярский государственный аграрный университет»

Т.В. Ступко

ОСНОВЫ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

ЧАСТЬ 3

*Примеры решения задач, задания
для самостоятельной работы*

Рекомендовано научно-методическим советом федерального государственного бюджетного образовательного учреждения высшего профессионального образования «Красноярский государственный аграрный университет» для внутривузовского использования в качестве учебно-методического пособия для студентов Института пищевых производств

Красноярск 2016

ББК 24.1
С 88

Рецензенты:

*Г.В. Бурмакина, д-р хим. наук, главный научный
сотрудник ИХХТ СО РАН*

*А.С. Казаченко, канд. хим. наук, доцент кафедры физической
и неорганической химии ИЦМиМ Сибирского федерального
университета*

С 88 *Ступко, Т.В. Основы общей и неорганической химии. Ч. 3. Примеры решения задач, задания для самостоятельной работы / Т.В. Ступко; Краснояр. гос. аграр. ун-т. – Красноярск, 2015. – 244 с.*

Третья часть учебно-методического пособия «Основы общей и неорганической химии» содержит примеры решения задач, задания для самостоятельной работы, тесты, справочные материалы, которые помогут студентам лучше усвоить учебный материал и успешно подготовиться к зачету и экзамену.

Предназначено для студентов Института пищевых производств, обучающихся по направлениям подготовки 9.03.03 «Продукты питания животного происхождения», 19.03.02 «Продукты питания из растительного сырья», 38.03.06 «Торговое дело».

ББК 24.1

© Ступко Т.В., 2016

© ФГБОУ ВО «Красноярский государственный аграрный университет», 2016

ВВЕДЕНИЕ

Учебно-методическое пособие «Основы общей и неорганической химии» состоит из трех частей. В третьей части представлены примеры решения задач и задания для самостоятельной работы. В частности, задачи и упражнения по основным законам химии, строению вещества, основам химической кинетики и термодинамики, представлениям о процессах в растворах, а также по химии основных элементов и их соединений. Курс «Основы общей и неорганической химии» является основополагающим при изучении дисциплин естественно-научного цикла, а именно на знании основных закономерностей химии студенты должны опираться при освоении таких дисциплин, как «Аналитическая химия и физико-химические методы анализа», «Органическая химия», «Физическая и коллоидная химия», «Биологическая химия», а также учебных предметов профессионального цикла.

Каждый студент выполняет самостоятельные задания того варианта, который задает преподаватель. Задания подобраны таким образом, чтобы на примерах можно было лучше закрепить теоретический материал и приобрести навыки решения конкретных химических закономерностей. Издание будет полезно при подготовке к практическим занятиям и выполнению проверочных контрольных мероприятий – тестов, контрольных работ, а также при сдаче зачета и экзамена.

1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ¹

Примеры решения задач

Вывод простейшей формулы вещества

Для вывода простейшей формулы вещества необходимо знать массовые доли элементов W (%) и относительные атомные массы (A_r) элементов, входящих в его состав.

Пример 1. В состав химического соединения входят элементы натрия, фосфор и кислород. Массовые доли элементов (%) составляют: натрия – 22,54, фосфора – 30,39, кислорода – 47,05. Определить простейшую формулу соединения.

Решение. Предположим, что в состав молекул данного соединения входит x атомов натрия, y атомов фосфора и z атомов кислорода. Тогда задача сводится к нахождению x , y и z в формуле $\text{Na}_x\text{P}_y\text{O}_z$.

Из таблицы Менделеева находим: $A_r(\text{Na}) = 23$, $A_r(\text{P}) = 31$, $A_r(\text{O}) = 16$. Предположим, что вещества 100 г, тогда отношение моль элементов в этом веществе равны ($n = m/A_r$):

$$x : y : z = \frac{22,54}{23} : \frac{30,39}{31} : \frac{47,05}{16} = 0,98 : 0,98 : 2,94 = 1 : 1 : 3.$$

Следовательно, в молекуле соединения на 1 атом натрия приходится 1 атом фосфора и 3 атома кислорода. Этому условию удовлетворяет ряд формул: $\text{Na}_2\text{P}_2\text{O}_6$, $\text{Na}_3\text{P}_3\text{O}_9$ и т.д. Принимая для x , y и z наименьшие значения ($x=1$, $y=1$ и $z=3$), получаем простейшую формулу соединения NaPO_3 (метафосфат натрия).

Вывод истинной формулы вещества

Для нахождения истинной химической формулы соединения необходимо знать: 1) относительную молекулярную массу (M_r) вещества; 2) массовые доли (%) элементов, W ; 3) относительные атомные массы (A_r) элементов, входящих в его состав.

Ступко Т.В. Основы общей и неорганической химии. Красноярск, 2016. Ч. 1 . С. 6–29.

Пример 2. В некотором газе массовые доли (%) элементов составляют: углерода – 80, водорода – 20. Плотность паров газа по водороду (D_{H_2}) = 15. Определить формулу газа.

Решение. Находим простейшую формулу соединения:

$$x:y=80/12 : 20/1 = 6,67:20 = 1:3.$$

Простейшая формула вещества – CH_3 . M_r по этой формуле 15.

Находим молекулярную массу вещества:

$$M_r = D_{H_2} \cdot M_r(H_2) \quad M_r = 15 \cdot 2=30.$$

Истинная M_r газа вдвое больше. Таким образом, нужно принять удвоенную простейшую формулу C_2H_6 .

Расчеты по химическим формулам

Химическая формула показывает состав вещества, его количество и массу. По химической формуле можно судить об отношении масс элементов, входящих в состав сложных веществ.

Так, формула H_2SO_4 показывает: 1) одну молекулу вещества; 2) один моль вещества; 3) качественный и количественный состав молекулы, который состоит из двух атомов элемента водорода, одного атома элемента серы, четырех атомов элемента кислорода; 4) относительную молекулярную массу вещества: $M_r=98$; 5) молярную массу вещества: $M=98$ г/моль; 6) отношение масс элементов: $2:32:64=1:16:32$.

По химическим формулам можно сделать ряд необходимых для практики количественных расчетов.

а) Вычисление массовой доли элемента в сложном веществе

Массовая доля (W) элемента в сложном веществе – отношение массы данного элемента к массе 1 моль вещества. Массовые доли элементов выражают в процентах или в долях единицы.

Пример 3. Определить массовые доли $W(\%)$ водорода, азота и кислорода в азотной кислоте HNO_3 .

Решение. Относительная молекулярная масса M_r азотной кислоты равна сумме относительных атомных масс A_r :

$$M_r(HNO_3) = 1 + 14 + 16 \cdot 3=63.$$

Молярная масса (M) азотной кислоты численно равна M_r : 63 г/моль.

Масса 1 моль HNO_3 равна: $m=M \cdot 1 \text{ моль}=63 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль}=63 \text{ г}$.
Масса 1 моль элемента водорода соответственно равна 1 г; масса 1 моль элемента азота – 14 г; масса 3 моль элемента кислорода – 48 г.

Вычисляем массовые доли элементов водорода $W(H)$, азота $W(N)$ и кислорода $W(O)$:

$$W(H) = \frac{1}{63} \cdot 100 = 1,59 \%$$

$$W(N) = \frac{14}{63} \cdot 100 = 22,22 \%$$

$$W(O) = \frac{48}{63} \cdot 100 = 76,19 \%$$

б) Вычисление массы элемента в сложном веществе

Пример 4. Вычислить массу бария и массу кислорода в 10 г сульфата бария.

Решение. $M_r(\text{BaSO}_4) = 233,40$; $M(\text{BaSO}_4) = 233,40$ г/моль.

Можем записать пропорцию:

233,40 г BaSO_4 содержат 137,34 г Ba;

10 г BaSO_4 содержат x г Ba.

Искомую массу бария вычисляем из пропорции:

$$x = \frac{10 \cdot 137,34}{233,40} = 5,88 \quad x = 5,88 \text{ г.}$$

Для вычисления массы кислорода записываем:

233,40 г BaSO_4 содержат 64 г O ;

10 г BaSO_4 содержат x г.

Искомую массу кислорода вычисляем из пропорции: $x = 2,74$ г.

Расчеты по химическим уравнениям

Расчеты по химическим уравнениям (стехиометрические расчеты) основаны на законе сохранения массы вещества. Химическое уравнение показывает, в каких количественных отношениях реагируют и образуются вещества; в каких отношениях масс реагируют и образуются вещества. Если в реакции участвуют газообразные или парообразные вещества, то химическое уравнение показывает, в каких объемных отношениях реагируют и образуются вещества.

а) Нахождение количества, массы или объема одного вещества по известному количеству, массе или объему другого вещества

Пример 5. Какая масса алюминия потребуется для полного замещения водорода в 25 г серной кислоты?

Решение. Записываем уравнение реакции:



Находим количество вещества H_2SO_4 $n = m/M$ $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль $n = 25$ г/98 г/моль = 0,255 моль. По уравнению реакции 2 моль Al реагирует с 3 моль H_2SO_4 , составляем пропорцию:

2 моль Al реагирует с 3 моль H_2SO_4 ;

x моль Al реагирует с 0,255 моль H_2SO_4 ;

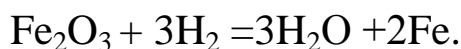
$x = 2 \cdot 0,255 / 3 = 0,17$ (моль).

Находим массу Al:

$m = A \cdot n$ $A(\text{Al}) = 27$ г/моль $m = 27$ г/моль $\cdot 0,17$ моль = 4,59 г.

Пример 6. Вычислить объем водорода (при н. у.), необходимого для восстановления 4 моль оксида железа (III).

Решение. Записываем уравнение реакции:



Из уравнения следует, что на восстановление 1 моль железа (III) требуется 3 моль водорода. Находим объем водорода, вступающего в реакцию согласно уравнению:

$V(\text{H}_2) = V_M \cdot n = 22,4$ л/моль $\cdot 3$ моль = 67,2 л.

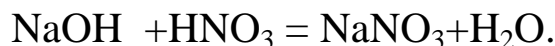
Следовательно, для восстановления 1 моль Fe_2O_3 требуется 67,2 л H_2 , для восстановления 4 моль Fe_2O_3 требуется x л H_2 .

Из пропорции находим $x = 268,8$ л.

б) Нахождение массы, количества или объема продукта реакции, если известны массы, количества или объемы двух или более веществ, вступающих в реакцию

Пример 7. Какая масса нитрата натрия получится при взаимодействии 50 г гидроксида натрия с 70 г азотной кислоты?

Решение. Составляем уравнение реакции:



Прежде всего нужно выяснить, в эквивалентных ли количествах смешаны реагирующие вещества, или одно из них взято в избытке.

Из уравнения реакции следует, что 1 моль гидроксида натрия реагирует с 1 моль азотной кислоты, и при этом получается 1 моль нитрата натрия:

$M_r(\text{NaOH}) = 40$; $M_r(\text{HNO}_3) = 63$;

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

Находим, сколько моль NaOH и HNO_3 введено в реакцию:

$n(\text{NaOH}) = m/M = 50/40 = 1,25$ моль;

$n(\text{HNO}_3) = m/M = 70/63 = 1,11$ моль.

Следовательно, NaOH взят в избытке.

Далее задачу надо решать, учитывая массу (или количество) вещества, которое полностью вступило в реакцию, то есть взятого в недостатке. В данном случае в недостатке находится азотная кислота:

$n(\text{HNO}_3) = 1,11$ моль; $n(\text{NaNO}_3)$ также получится 1,11 моль;
 $M(\text{NaNO}_3) = 85$ г/моль; $m(\text{NaNO}_3) = 85 \cdot 1,11 = 94,35$ г.

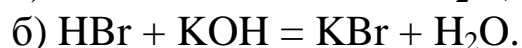
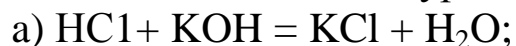
в) Определение состава смесей

Состав смесей выражают в единицах количества вещества, массы или объема (для газов); в массовых или объемных (для газов) долях. Массовая доля W вещества в смеси – отношение массы данного вещества к массе всей смеси. Объемная доля Φ газообразного вещества – отношение объема данного вещества к объему всей газовой смеси. Массовые и объемные доли обычно выражают в долях единицы или в процентах.

Задачи на определение состава смесей, как правило, решают алгебраическим способом, вводя одно или два неизвестных.

Пример 8. Смесь хлороводорода и бромоводорода массой 5,51 г растворена в воде. На нейтрализацию полученного раствора затрачено 5,04 г гидроксида калия. Определить массовые $W(\%)$ и объемные $\Phi(\%)$ доли галогеноводородов в исходной смеси.

Решение. Записываем уравнения реакций:



Задача решается алгебраическим способом. Введем соответствующие обозначения: обозначим через x г массу HCl в смеси, тогда масса HBr составит $(5,51 - x)$ г; обозначим через y г массу KOH на нейтрализацию HCl (согласно уравнению (а)), тогда масса KOH по уравнению (б) составит $(5,04 - y)$ г.

Согласно уравнениям реакций (а) и (б), 1 моль галогеноводорода взаимодействует с 1 моль гидроксида калия.



Из уравнения (а) следует, что на нейтрализацию 36,5 г HCl требуется 56 г KOH, на нейтрализацию x г HCl требуется y г KOH.

Из уравнения (б) следует, что на нейтрализацию 81 г HBr требуется 56 г KOH, на нейтрализацию $(5,51 - x)$ г HBr требуется $(5,04 - y)$ г KOH.

На основании полученных соотношений составим систему из двух уравнений с двумя неизвестными:

$$1) \frac{x}{36,5} = \frac{y}{56}; \quad 2) \frac{5,51-x}{81} = \frac{5,04-y}{56}.$$

Решая систему уравнений методом подстановки, находим $x=1,46$ г. Таким образом, $m(\text{HCl}) = 1,46$ г; $m(\text{HBr})$ в смеси составит $5,51 - 1,46 = 4,05$ (г).

Находим массовые доли HCl и HBr в смеси:

$$W(\text{HCl}) = \frac{1,46 \cdot 100}{5,51} = 26,5\% \quad W(\text{HBr}) = 100 - 26,5 = 73,5 \%$$

Для определения объемных долей HCl и HBr в смеси находим объемы HCl и HBr:

$$V(\text{HCl}) = \frac{1,46 \cdot 22,4}{36,5} = 0,90 \text{ (л)}, \quad V(\text{HBr}) = \frac{4,05 \cdot 22,4}{81} = 1,12 \text{ (л)}.$$

Общий объем газовой смеси равен $0,90 \text{ л} + 1,12 \text{ л} = 2,02 \text{ л}$. Находим объемные доли галогеноводородов (Φ):

$$\Phi(\text{HCl}) = \frac{0,90}{2,02} \cdot 100 = 45 \quad \Phi(\text{HCl}) = 45 \%$$

$$\Phi(\text{HBr}) = \frac{1,12}{2,02} \cdot 100 = 55 \quad \Phi(\text{HBr}) = 55 \%$$

г) Закон эквивалентов

Пример 9. Металл образует два хлорида, содержащих соответственно 73,86 и 84,96 % металла. Вычислите молярные массы эквивалентов металла в каждом соединении.

Решение. Вычислим содержание хлора в первом хлориде, приняв массу хлорида за 100 %: $100 - 73,86 = 26,14$ %, то есть на 73,86 частей массы металла приходится 26,14 частей массы хлора, или на 73,86 г металла приходится 26,14 г хлора. Молярная масса эквивалента хлора (m_3) равна $M/1 = 35,5$ г/моль, определим молярную массу эквивалента металла в первом хлориде по закону эквивалентов:

$$m(\text{Me})/m(\text{Cl}) = m_3(\text{Me})/m_3(\text{Cl});$$

$$m_3(\text{Me}) = m_3(\text{Cl}) \cdot m(\text{Me})/m(\text{Cl});$$

$$m_3(\text{Me}) = 35,5 \cdot 73,86/26,14 = 100,3 \text{ г/моль}.$$

Аналогично для второго хлорида:

$$m(\text{Cl}) = 100 - 84,96 = 15,4 \text{ г};$$

$$m_3(\text{Me}) = 35,5 \cdot 84,96/15,4 = 200,5 \text{ г/моль}.$$

Пример 10. При сгорании металла образуется 9,43 г его оксида. Масса эквивалента оксида металла равна 17 г/моль. Какая масса металла вступила в реакцию?

Решение. Учитывая, что $m_3(\text{оксида}) = m_3(\text{кислорода}) + m_3(\text{металла})$, найдем массу эквивалента металла:

$$m_3(\text{металла}) = m_3(\text{оксида металла}) - m_3(\text{кислорода}) = 17 - 8 = 9 \text{ г/моль.}$$

По закону эквивалентов найдем количество металла, вступившего в реакцию:

$$m(\text{оксида металла}) / m_3(\text{оксида металла}) = m(\text{металла}) / m_3(\text{металла});$$

$$m(\text{металла}) = 9,43 \cdot 9 / 17 = 4,99 \text{ г.}$$

Пример 11. Идентифицируйте металл, если 0,24 г его вытеснили из кислоты 221 мл водорода (н.у.²) с образованием иона со степенью окисления +2.

Решение. 1 моль эквивалентов водорода равен 1 г/моль и равен 11,2 дм³ (н.у.). Тогда по закону эквивалентов:

$$m(\text{металла}) / m_3(\text{металла}) = V_0(\text{H}_2) / V_3(\text{H}_2);$$

$$m_3(\text{металла}) = 0,24 \cdot 11,2 / 0,221 = 12,16 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{металла}) = m_3(\text{металла}) \cdot \nu = 12,16 \cdot 2 = 24,3 \text{ г/моль.}$$

Следовательно, искомым металлом – магний.

Газовые законы

Пример 12. Вычислите молярную массу газа (M_r) и массу его молекулы, если масса 600 мл этого газа при нормальных условиях равна (н.у.) 1,714 г.

Решение. 1) 1 моль любого газа при н.у. занимает объем: $V_M = 22,4$ л/моль. Следовательно, $M_r = V_M \cdot m/V$. $M_r = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 1,714 \text{ г} / 0,6 \text{ л} = 64 \text{ г/моль.}$

2) 1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ (число Авогадро) структурных единиц, в данном случае молекул. Поэтому масса одной молекулы газа равна: $64 / 6,02 \cdot 10^{23} = 1,06 \cdot 10^{-22} \text{ г.}$

Пример 13. Какой объем займут при нормальных условиях 120 мл азота, собранного над водой при 20 °С и давлении 100 кПа? Давление насыщенного пара воды при 20 °С равно 2,3 кПа.

Решение. Парциальное давление азота в его смеси с насыщенным водяным паром равно разности общего давления и давления паров воды:

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

² н.у. – нормальные условия.

Далее, используя уравнение Клапейрона, находим искомый объем газа при н.у.:

$$V_0 = \frac{P_1 V_1 T_0}{T_1 P_0}; \quad V_0 = \frac{97,7 \cdot 120 \cdot 273}{293 \cdot 101,3} = 108 \text{ мл.}$$

Пример 14. Определить молярную массу газа, если 0,903 г его занимают при н.у. объем 250 мл.

Решение 1. Примем молярную массу воздуха равной 29. По закону Авогадро найдем массу 0,25 л воздуха.

$$m(\text{воздуха}) = 0,25 \cdot 29/22,4 = 0,324 \text{ г.}$$

Находим плотность газа по воздуху:

$$D_{\text{возд}} = m(\text{газа})/m(\text{воздуха}) = 0,903/0,324 = 2,79.$$

Вычисляем молярную массу газа:

$$M_r = 29V_M; \quad M_r = 29 \cdot 2,79 = 80,91.$$

Решение 2. Находим массу 1 л газа при нормальных условиях (то есть плотность – ρ):

$$\rho = 0,903 \cdot 1/0,25 = 3,61 \text{ г.}$$

Вычисляем молярную массу:

$$M_r = \rho V_M; \quad M_r = 3,61 \cdot 22,4 = 80,91.$$

Пример 15. Неизвестное вещество массой 1,215 г, будучи переведенным в газообразное состояние при температуре 300 К и давлении $0,99 \cdot 10^5$ Па, занимает объем 375 мл. Определите его молярную массу.

Решение. По уравнению Клапейрона-Менделеева $PV = nRT$ получим: $M = \frac{mRT}{PV}$.

$$M = \frac{1,215 \cdot 10^{-3} \text{ кг} \cdot 8,3 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1} \cdot 300 \text{ К}}{0,99 \cdot 10^5 \text{ Па} \cdot 375 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3} = 0,0815 \text{ кг/моль} = 81,5 \text{ г/моль.}$$

Пример 16. Вычислите парциальные давления кислорода и азота в воздухе, если их объемные доли составляют 21 % O_2 и 78 % N_2 . Давление воздуха принять равным $1,013 \cdot 10^5$ Па.

Решение. Парциальное давление газа в смеси газов – это то давление, которое бы он производил, если бы занимал объем смеси при данных условиях. Следовательно:

$$p(O_2) = 0,21P = 0,21 \cdot 1,013 \cdot 10^5 = 0,213 \cdot 10^5 \text{ Па;}$$

$$p(N_2) = 0,78P = 0,78 \cdot 1,013 \cdot 10^5 = 0,79 \cdot 10^5 \text{ Па.}$$

Задачи для решения на занятиях

1. Дефолиантами называются вещества, вызывающие искусственный листопад. Их применение облегчает машинную уборку урожая. В составе одного из дефолиантов обнаружено 21,6 % натрия, 33,3 % хлора и 45,1 % кислорода. Определите химическую формулу этого вещества.
2. Некоторое соединение содержит 90,3 % кремния и 9,7 % водорода. Плотность его пара по водороду составляет 31,9. Найдите истинную формулу соединения.
3. Первая стадия получения серной кислоты в промышленности, дающая наибольшее количество вредных выбросов в атмосферу, – обжиг пирита (FeS_2). Определите массовые доли железа и серы в пирите. Рассчитайте массу серы, которая содержится в 1 т пирита.
4. Если считать, что атмосферный воздух содержит только два газа – азот и кислород, то масса 100 л воздуха (н.у.) окажется равной 129,5 г. Определите количество вещества и массу кислорода и азота в 100 л воздуха.
5. Оконные стекла и дверцы вытяжных шкафов в химической лаборатории часто бывают покрыты белым налетом, состоящим из кристаллов хлорида аммония. Причина этого явления – постоянное присутствие в воздухе лабораторий аммиака и хлороводорода. Рассчитайте количество и объем (при н.у.) этих газов, если образовалось 5 г хлорида аммония.
6. Толщи известняка на земной поверхности и под землей медленно «размываются» под действием почвенных вод, где растворен диоксид углерода. Какую массу карбоната кальция CaCO_3 может перевести в растворимый гидрокарбонат кальция состава $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ вода, в которой растворено 10 моль CO_2 ? Практический выход для реакции химического растворения считайте равным 90 %.
7. Коррозия железа на воздухе в присутствии большого количества воды приводит к образованию метгидроксида железа состава $\text{FeO}(\text{OH})$. Рассчитайте, какая масса железа подверглась коррозии, если количество полученного в результате этого процесса $\text{FeO}(\text{OH})$ составило 11,5 моль. Определите также объем (при н.у.) кислорода, участвовавшего в реакции.

8. При выпечке печенья в качестве разрыхлителя теста используют пищевую соду (гидрокарбонат натрия) с добавкой уксусной кислоты. Эта смесь при нагревании разлагается, выделяя углекислый газ. Рассчитайте объем (при н.у.) CO_2 , который выделится при использовании 1 чайной ложки (5 г) NaHCO_3 и избытка CH_3COOH .
9. Рассчитайте объем, который занимает (при н.у.) порция газа, необходимого для дыхания, если в этой порции содержится $2,69 \cdot 10^{22}$ молекул этого газа. Какой это газ?
10. При 20°C и давлении 106 кПа газ занимает объем 720 мл. Какой объем займет это количество газа при той же температуре и нормальном давлении?
11. Найдите молекулярную массу газа, если масса 5 л его при 75°C и давлении 115 кПа равна 4,3 г.
12. Хлорат калия KClO_3 при нагревании разлагается с образованием KCl и O_2 . Сколько литров кислорода при 15°C и давлении 105 кПа можно получить из 50 г KClO_3 ?
13. Сколько моль эквивалентов содержится в 100 г карбоната кальция?
14. На нейтрализацию 0,336 г кислоты расходуется 0,292 г гидроксида натрия. Вычислить эквивалент кислоты.
15. При взаимодействии кислорода и неметалла израсходовано 1,12 л кислорода (н.у.). Определите количество моль эквивалентов полученного оксида неметалла (IV).

Задачи для самостоятельного решения³

Вариант №1

1. Определите простейшую химическую формулу соединения, содержащего 29,1 % натрия, 40,5 % серы и 30,4 % кислорода.
2. Некоторое количество металла, эквивалентная масса которого равна 28 г/моль, вытесняет из кислоты 0,7 л водорода, измеренного при н.у. Определить массу металла.
3. Смешаны 10 л CO_2 и 15 л CO . Выразите состав газовой смеси в объемных процентах.
4. Назовите соединения, укажите, к какому классу они относятся: FeHPO_7 ; MoO_3 ; KNO_2 ; H_2SeO_3 ; $\text{LaPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$; $\text{Au}(\text{OH})_3$.

³ При выполнении заданий используйте данные таблиц 2–5 приложения.

5. Напишите эмпирические и структурно-графические формулы веществ: сульфат натрия; гидроортованадат лития; оксид хлора (VII); метаоловянная кислота; гидроксоарсенат калия.
6. Закончите уравнения реакций, назовите исходные вещества и продукты реакций: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{сплавление}}$; $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} =$.

Вариант №2

1. Определите простейшую химическую формулу соединения, содержащего 24,39 % Ca, 17,07 % N и 58,54 % O.
2. Определите количество моль эквивалентов сульфата алюминия, образующееся при взаимодействии 78 г гидроксида алюминия с избытком серной кислоты.
3. Карбонат кальция разлагается при нагревании на CO_2 и CaO. Какая масса природного известняка, содержащего 90 % CaCO_3 , потребуется для получения 7 г негашеной извести (CaO)?
4. Назовите соединения: $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$; $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$; NaKSO_3 ; $\text{ZrCO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; H_2MnO_4 ; Ag_2O . К какому классу они относятся?
5. Напишите эмпирические и структурно-графические формулы веществ: гидроксид германия (IV); дигидроксобромид хрома (III); ортосурьмянистая кислота; оксид азота (V).
6. Закончите уравнения реакций, назовите исходные вещества и продукты реакций: $\text{CaI}_2 + \text{Cl}_2 =$; $\text{BaO} + \text{H}_3\text{PO}_4 =$.

Вариант №3

1. При полном сжигании 3,8 г вещества образовалось 2,2 г оксида углерода (IV) и 6,4 г оксида серы (IV). Найти простейшую формулу вещества.
2. При сгорании металла массой 5 г образуется 9,44 г оксида металла. Вычислите эквивалентную массу металла.
3. Определите массовые доли элементов (%) в серной кислоте, оксиде калия, нитрате кальция.
4. К какому классу относятся соединения NaHCr_2O_7 ; $(\text{CaOH})\text{SO}_4$; H_2O_3 ; $\text{HfCO}_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$; H_2WO_4 ; NaOH ? Назовите их.
5. Напишите эмпирические и структурно-графические формулы веществ: карбонат никеля (II); оксид хлора (I); гидроарсенат железа (III); метагерманиевая кислота.
6. Закончите уравнения реакций, назовите исходные вещества и продукты реакций: $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} =$; $\text{Mg} + \text{O}_2 =$.

Вариант №4

1. Найдите простейшую формулу вещества, содержащего только углерод и водород, если при полном сжигании 2 г этого вещества образуется 4,5 г воды.
2. Определите массу металла, вступившего в реакцию с кислотой, если при этом выделился водород объемом 260 мл при н.у. Эквивалентная масса металла $m_3(\text{Me}) = 9$ г/моль.
3. Смешаны 4 г CH_4 и 24 г O_2 . Выразите состав газовой смеси в процентах по объему.
4. Назовите соединения CaNaPO_4 ; CdOHNO_2 ; Cl_2O_7 ; NaHSO_5 ; $\text{CrAsO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; $\text{Fe}(\text{CNS})_3$. К какому классу они относятся?
5. Напишите эмпирические и структурно-графические формулы веществ: арсенат натрия; хлорид аммония; гидроселенит кальция; гидроксид гольмия (III).
6. Закончите уравнения реакций, назовите исходные вещества и продукты реакций: $\text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S} =$; $\text{Fe}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t}$.

Вариант №5

1. Самый главный металл нашей цивилизации – железо. Однако человечество терпит огромные потери из-за того, что железо подвергается коррозии, то есть разрушается под действием кислорода и атмосферных осадков. Определите формулу кислородного соединения железа, которое образуется при коррозии, если оно содержит 72,4 % железа и 27,6 % кислорода.
2. Какой объем оксида углерода (II) получится из 2 т кокса с массовой долей углерода 97 %?
3. Металл, эквивалентная масса которого 29,355 г/моль, вытеснил из кислоты водород объемом 105 мл (н.у.). Определите массу металла.
4. Назовите соединения H_3VO_4 ; $\text{Be}(\text{OH})_2$; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; MgO ; NaF ; $\text{Sm}_2(\text{CO}_3)_3 \cdot 11\text{H}_2\text{O}$. К какому классу они относятся?
5. Напишите эмпирические и структурно-графические формулы веществ: дихромат калия; оксид хрома (III); дигидрофосфат лития; гидроксонитрит бария.
6. Закончите уравнения реакций, назовите исходные вещества и продукты реакций: $\text{KHSO}_4 + \text{KOH} =$; $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$.

Вариант №6

1. Соединение содержит 82,64 % углерода и 17,36 % водорода. Плотность его по водороду 28,8. Найти истинную формулу соединения.
2. Имеется газовая смесь, массовые доли газов в которой равны: водорода – 35 %, азота – 65. Определить объемные доли газов в смеси.
3. Вычислите молярную массу эквивалента металла, если из $2,69 \cdot 10^{-2}$ кг хлорида металла получено $1,95 \cdot 10^{-2}$ кг гидроксида металла.
4. Назовите соединения K_2ReO_3 ; H_2TeO_3 ; $UO_2S_2O_3$; RhO_3 ; $BaSO_4 \cdot 9H_2O$; $PtCl_2$. К какому классу они относятся?
5. Напишите эмпирические и структурно-графические формулы веществ: фосфит калия; оксид брома (V); хлорид ванадия (III); метаарсенат калия; гидроксид аммония.
6. Закончите уравнения реакций, назовите исходные вещества и продукты реакций: $Cr(OH)_3 + NaOH \xrightarrow{\text{сплавление}}$; $Cl_2 + H_2 =$.

Вариант №7

1. Некоторое соединение содержит 90,3 % кремния и 9,7 % водорода. Плотность его пара по водороду составляет 31,9. Найдите истинную формулу соединения.
2. При растворении в соляной кислоте 50 г сплава магния с алюминием выделилось 48,25 л водорода. Определить массовые доли (%) металлов в сплаве.
3. При 25 °С и давлении 101325 Па газ занимает объем 1 м³. Какой объем займет этот газ при той же температуре и давлении 303975 Па?
4. Назовите соединения CrO_3 ; H_2WO_4 ; $ZrCO_3 \cdot 5H_2O$; $Co(CNS)_2$; $NaLiSO_4$; Na_3HPbO_4 . К какому классу они относятся?
5. Напишите эмпирические и структурно-графические формулы веществ: гидросульфат лития; метасурьмянистая кислота; гидроксоортофосфат бария; гидроксид диртути.
6. Закончите уравнения реакций, назовите исходные вещества и продукты реакций: $Zn(OH)_2 + KOH \xrightarrow{\text{раствор}}$; $P_2O_5 + H_2O =$.

Вариант №8

1. Укажите формулу оксида азота, отвечающую следующей массовой доле элементов: азот – 36,84 %, кислород – 63,16.

2. Вычислите относительную молекулярную массу вещества, если его пары массой $8,56 \cdot 10^{-4}$ кг при 42°C и 102925 Па занимают объем $3,44 \cdot 10^{-4}$ м³.
3. Найдите массу CO_2 , находящегося в сосуде вместимостью 10^{-2} м³ при давлении $151987,5$ Па и температуре 0°C .
4. Назовите соединения K_2O_2 ; $(\text{BaOH})_3\text{PO}_4$; H_4SnO_4 ; NaHCr_2O_7 ; $\text{TiCO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; CuCl_2 . К какому классу они относятся?
5. Напишите эмпирические и структурно-графические формулы веществ: германат натрия; иодноватистая кислота, гидрид селена; гидроксонитрит молибдена (III); гидрофосфит кальция.
6. Закончите уравнения реакций, назовите исходные вещества и продукты реакций: $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \xrightarrow{\text{раствор}}$; $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl} =$.

Вариант №9

1. Минерал изумруд содержит элементы Be, Al, Si, O, массовые доли которых равны 5, 10, 31, 54 %. (Зеленую окраску придает примесь хрома.) Найти простейшую формулу изумруда.
2. Определите давление (кПа) в сосуде вместимостью $5,6 \cdot 10^{-3}$ м³ (н. у.), содержащем $5 \cdot 10^{-4}$ кг водорода, $1,825 \cdot 10^{-2}$ кг хлороводорода и $3,55 \cdot 10^{-2}$ кг хлора.
3. Какое давление водорода будет при 100°C в сосуде вместимостью 1 м³, если в него ввести 1 кг газа?
4. Назовите соединения по рациональной и систематической номенклатуре: NaHMoO_4 ; H_2TeO_3 ; IrO_2 ; $\text{Y}(\text{OH})\text{I}_2$; HIO_3 ; CoCl_3 .
5. Напишите эмпирические и структурно-графические формулы веществ: хромат алюминия; гидроксонитрит бария; мышьяковистая кислота; оксид астата (VII); гидроксид стронция.
6. Закончите уравнения реакций, назовите исходные вещества и продукты реакций: $\text{AgCl} + \text{Zn} =$; $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} =$.

Вариант №10

1. При сжигании некоторого соединения азота с водородом получено из $0,24$ г вещества $0,27$ г H_2O и 168 мл азота (при 0°C и $101,3$ кПа). Плотность пара азотсодержащего вещества по воздуху $1,1$. Какова истинная формула вещества?
2. Определите молярную массу эквивалента металла (г/моль), если на растворение $1,686 \cdot 10^{-2}$ кг металла потребовалось $1,47 \cdot 10^{-2}$ кг

серной кислоты (молярная масса эквивалента серной кислоты равна 49 г/моль).

3. Какой объем (м^3) (при н.у.) занимает молекулярный кислород массой $1,6 \cdot 10^{-2}$ кг?
4. Назовите соединения PtCl_4 ; Na_2TcO_3 ; H_2SeO_4 ; UO_2SO_4 ; RuO_3 ; $\text{ZrSO}_4 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$. К какому классу они относятся?
5. Напишите эмпирические и структурно-графические формулы веществ: гипобромид натрия; хромат аммония; гидроксид аммония; метагерманиевая кислота; гидроксохлорид бария.
6. Закончите уравнения реакций, назовите исходные вещества и продукты реакций: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Sr}(\text{OH})_2 =$; $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{HCl} =$.

Вариант №11

1. Соединение содержит 46,15 % С, остальное – N. Плотность по воздуху равна 1,79. Найдите истинную формулу соединения.
2. Какую массу воды (кг) надо подвергнуть разложению, чтобы получить 4 кг кислорода?
3. Какова молярная масса эквивалента (г/моль) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ в реакции взаимодействия с эквимолекулярным количеством хлороводорода?
4. Назовите соединения Cl_2O_7 ; CaNaPO_4 ; CdOHNO_2 ; NaHSO_5 ; $\text{CrAsO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; $\text{Fe}(\text{CNS})_3$. К какому классу они относятся?
5. Напишите эмпирические и структурно-графические формулы веществ: сульфит натрия; гидроселенит кальция; гидроксид гольмия (III); ниобиевая кислота; дигидроксоарсенат аммония.
6. Закончите уравнения реакций, назовите исходные вещества и продукты реакций: $\text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S} =$; $\text{Fe}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t}$.

Вариант №12

1. Соединение содержит 11,2 % водорода и 88,8 % углерода. Плотность по воздуху 1,87. Найдите истинную формулу соединения.
2. Какой объем при нормальных условиях займут $3 \cdot 10^{-4}$ м^3 водорода, собранного над водой при 23 °С и 99992 Па?
3. При восстановлении водородом 5 кг оксида металла получено 1,225 кг H_2O . Определите молярную массу эквивалента металла.
4. Назовите соединения BaO_2 ; $\text{Al}(\text{OH})_2\text{I}$; NaH_2SbO_4 ; NaIO_4 ; OF_2 ; $\text{Ga}_2(\text{CO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; K_2MnO_4 . К какому классу они относятся?

5. Напишите эмпирические и структурно-графические формулы веществ: дигидрокарбонат меди (II); метаборная кислота; иодная кислота; гидроортоарсенит железа (III); оксид кобальта (III); хлорат меди (I).
6. Закончите уравнения реакций, назовите исходные вещества и продукты реакций: $\text{MgCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$; $\text{H}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{t}$.

Вариант №13

1. Соединение бора с водородом содержит 78,18 % бора, остальное – водород. Плотность по водороду 13,71. Найдите его истинную формулу.
2. Какой объем оксида углерода (II) получится из 2 т кокса с массовой долей углерода 97 % ?
3. Четырехвалентный металл массой 1 кг присоединяет кислород массой 0,27 кг. Определите, какой это металл.
4. Назовите соединения NaHCr_2O_7 ; $(\text{CaOH})\text{SO}_4$; H_2O_3 ; H_2WO_4 ; $\text{HfCO}_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$. К какому классу они относятся?
5. Напишите эмпирические и структурно-графические формулы веществ: цианид никеля; хлорат аммония; гидроарсенат железа (III); метагерманиевая кислота.
6. Закончите уравнения реакций, назовите исходные вещества и продукты реакций: $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} =$; $\text{Mg} + \text{O}_2 =$.

Вариант №14

1. Соединение бора с фтором содержит 84,04 % F. Плотность по воздуху 2,34. Найдите истинную формулу.
2. Какую реакцию на лакмус (индикатор лакмус имеет красную окраску в кислой среде и синюю в щелочной) будет показывать раствор, содержащий 30 г азотной кислоты, после добавления к нему 20 г гидроксида калия? Какова масса образующейся соли?
3. Какой объем займут 0,12 г кислорода, если собрать газ над водой при 14 °С и 102,4 кПа? Давление пара воды при той же температуре составляет 1,6 кПа.
4. Назовите соединения MgSe ; KO_2 ; PbCrO_2 ; CaOHBr ; $\text{ZnSO}_3 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$; $\text{Co}(\text{CN})_2$. К какому классу они относятся?
5. Напишите эмпирические и структурно-графические формулы веществ: метасиликат бария; тиоцианат хрома (III); мезобромная кислота; гидроксид индия (III).

6. Закончите уравнения реакций, назовите исходные вещества и продукты реакций: $\text{ZnO} + \text{K}_2\text{O} \xrightarrow{\text{сплавление}}$; $\text{AuCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$.

Вариант №15

1. Соединение водорода с мышьяком содержит 3,85 % H. Плотность по воздуху 2,7. Найдите истинную формулу.
2. Какая масса хлорида серебра получится при взаимодействии 10 г хлорида натрия и 17 г нитрата серебра? Какие вещества будут находиться в растворе по окончании реакции? Какова их масса?
3. Вычислите массу 70 мл O_2 , собранного над водой при 7 °C и 102,3 кПа. Давление пара H_2O равно 1 кПа.
4. Назовите соединения OsO_4 ; $\text{NH}_4\text{S}_2\text{O}_3$; H_2MnO_2 ; $(\text{FeOH})_3(\text{PO}_4)_2$; OsO_4 ; $\text{CaCO}_3 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$; NdCl_3 . К какому классу они относятся?
5. Напишите эмпирические и структурно-графические формулы веществ: перхлорат меди (II); оксид олова (IV); ортосернистая кислота; гидроксид хрома (III); теллуриводородная кислота.
6. Закончите уравнения реакций, назовите исходные вещества и продукты реакций: $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t}$; $\text{CdO} + \text{SO}_3 =$.

Вариант №16

1. Фторид водорода содержит 95 % F. При некоторой температуре плотность его пара по водороду равна 20. Какова истинная формула фторида водорода? Каков будет состав молекулы, если плотность при повышении температуры достигнет 10?
2. Какой объем воздуха нужен для полного сжигания $10 \text{ м}^3 \text{ H}_2\text{S}$?
3. 150 мл водорода собраны над водой при 27 °C и 98,64 кПа. Давление пара воды при 27 °C составляет 3,56 кПа. Вычислите объем сухого газа при нормальных условиях. Вычислите массу водорода в миллиграммах.
4. Назовите соединения MoO_3 ; FeHP_2O_7 ; KNO_2 ; H_2SeO_3 ; $\text{Pd}(\text{OH})_2$; $\text{LaPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$; $\text{Au}(\text{OH})_2\text{I}$. К какому классу они относятся?
5. Напишите эмпирические и структурно-графические формулы веществ: нитрит серебра; гидроортованадат лития; оксид иода (III); метаоловянная кислота; гидроксоарсенит аммония.
6. Закончите уравнения реакций, назовите исходные вещества и продукты реакций: $\text{FeOHCl}_2 + \text{HCl} =$; $\text{ZnO} + \text{HCl} =$.

Вариант №17

1. Соединение содержит 53,3 % С, 15,7 % Н и 31,1 % N. Плотность его по воздуху 1,55. Найдите истинную формулу.
2. При действии Na на воду выделился H_2 , который при 20 °С и 94 кПа занял объем 10 л. Какая масса Na прореагировала с H_2O ?
3. В закрытом сосуде вместимостью 5,6 л находится при 0 °С смесь, состоящая из 2,2 г оксида углерода (IV), 4 г кислорода и 1,2 г метана. Вычислите: а) общее давление газовой смеси; б) парциальное давление каждого из газов; в) процентный состав смеси по объему.
4. Назовите соединения $Fe(ClO)_2$; $LiHCO_3$; $NiOHMnO_4$; OsO_4 ; $FePO_4 \cdot 12H_2O$; H_2SeO_3 ; $NaCN$. К какому классу они относятся?
5. Напишите эмпирические и структурно-графические формулы веществ: хромат аммония; фторид сульфония; дифосфат натрия; гексахлоромолибдат (III) лития; гремучая кислота.
6. Закончите уравнения реакций, назовите исходные вещества и продукты реакций: $CrCl_3 + NaOH =$; $Zn(OH)_2 + 2HNO_3 =$.

Вариант № 18

1. Соединение содержит 40,3 % бора, 7,5 % водорода и 52,2 % азота. 2,3 л этого соединения при 60 °С и 101,3 кПа имеют массу 6,78 г. Какова истинная формула соединения?
2. Какой объем кислорода получится при разложении 40 кг бертолетовой соли ($KClO_3$)?
3. Вычислите процентное содержание кислорода и азота в воздухе по массе. Масса 1 л воздуха (0 °С, 101,3 кПа) составляет 1,293 г.
4. Назовите соединения по рациональной и систематической номенклатуре: $NaNMoO_4$; H_2TeO_3 ; IrO_2 ; $Y(OH)I_2$; $HI O_3$; $SrCO_3 \cdot 8H_2O$; $CoCl_3$.
5. Напишите эмпирические и структурно-графические формулы веществ: хромат алюминия; гидроксонитрит бария; селенистая кислота; оксид астата (VII); гидросульфат кальция.
6. Закончите уравнения реакций, назовите исходные вещества и продукты реакций: $AgCl + Zn =$; $Al(OH)_3 + HCl =$.

Вариант №19

1. Соединение серы с фтором содержит 62,8 % S и 37,2 % F. Масса 118 мл данного соединения в форме газа, измеренного при 7 °С и 98,64 кПа, равна 0,51 г. Какова истинная формула соединения?

- При действии натрия на воду выделился водород, который при 20 °С и 94 кПа занял объем 10 л. Какая масса натрия прореагировала с водой?
- Вычислите парциальные давления азота и кислорода в воздухе, приняв давление воздуха 101,3 кПа (воздух содержит 21 % O₂ и 78 % N₂ по объему).
- Назовите соединения H₄V₂O₇; HIO₃; NaLiSO₄; K₂S₂O₈; Cu(ClO₃)₂·4H₂O; Al(OH)Cl₂. К какому классу они относятся?
- Напишите эмпирические и структурно-графические формулы веществ: нитрат ванадия (III); метаарсенат натрия; теллуровая кислота; гидросульфит натрия; оксид таллия (III).
- Закончите уравнения реакций, назовите исходные вещества и продукты реакций: CaCO₃ + HNO₃ = ; Ni(OH)₂ + HCl = .

Вариант №20

- При термическом разложении некоторого вещества (температура 500 °С, давление 101325 Па) выделилось 127 мл углекислого газа и 112 г оксида кальция. Определите формулу разложившегося вещества и его массу.
- Какое количество оксида ртути (II) потребуется для получения 25 л кислорода?
- Смешаны при нормальных условиях 6 л CH₄ и 12 л O₂. Выразите состав газовой смеси в процентах по массе.
- Назовите соединения Fe(ClO)₂; LiHCO₃; NiOHMnO₄; OsO₄; FePO₄·12H₂O; H₂SeO₃; NaCN. К какому классу они относятся?
- Напишите эмпирические и структурно-графические формулы веществ: хромат аммония; фторид сульфония; дифосфат калия; гидроксонитрат бария; хлорная кислота.
- Закончите уравнения реакций, назовите исходные вещества и продукты реакций: CrCl₃+NaOH= ; Zn(OH)₂ + 2HNO₃ = .

Тестовые задания⁴

№	Задание	Вариант ответа
1	Количество молекул водорода, содержащееся при нормальных условиях в объеме 10 ⁻⁶ м ³ :	1) 27·10 ¹⁹ ; 2) 27·10 ²¹ ; 3) 27·10 ²¹ ; 4) 27·10 ¹⁸ .

⁴ Представлен один вариант теста.

№	Задание	Вариант ответа
2	Соотнести формулу соединения и класс, к которому оно относится:	1) $MgCO_3$; а) кислота; 2) $CuOHCl$; б) основание; 3) CO ; в) средняя соль; 4) H_3PO_4 ; г) кислая соль; 5) $LiHSO_3$; д) основная соль; 6) CaO ; е) кислотный оксид; 7) $Ba(OH)_2$; ж) основной оксид; 8) NO_2 . з) несолеобразующий оксид.
3	Объем молекулярного кислорода массой $1,6 \cdot 10^{-2}$ кг (н.у.), (л):	1) 5,6; 2) 11,2; 3) 44,8; 4) 22,4.
4	Соотнесите тип оксида и его формулу:	1) амфотерный; А) NO ; 2) кислотный; Б) Na_2O ; 3) основной; В) SO_3 ; 4) несолеобразующий. Г) Al_2O_3 .
5	Количество молекул, содержащихся в 10 г натрия:	1) $6,02 \cdot 10^{23}$; 2) $2,62 \cdot 10^{23}$; 3) $5,06 \cdot 10^{27}$; 4) $2,62 \cdot 10^{-23}$.
6	Соотнесите класс соединения и его формулу:	1) соль; а) H_2SO_4 ; 2) кислота; б) Na_2SO_4 ; 3) основание; в) SO_3 ; 4) оксид. г) $NaOH$.
7	Масса (г) 1 л водорода при $10^0 C$ и давлении 96 кПа:	1) 0,041; 2) 0,082; 3) 2,343; 4) 81,740.
8	Соотнесите тип соли и ее формулу:	1) средняя; а) $NaHSO_4$; 2) кислая; б) $NaKSO_4$; 3) основная; в) Na_2SO_4 ; 4) двойная. г) $CaOHCl$.
9	Абсолютная масса атома ртути (г) равна:	1) $1,2 \cdot 10^{-24}$; 2) $1,2 \cdot 10^{-23}$; 3) $1,5 \cdot 10^{-22}$; 4) $3,3 \cdot 10^{-22}$.
10	Моль любого вещества содержит число частиц:	1) $6,02 \cdot 10^2$; 2) $6,02 \cdot 10^{23}$; 3) $6,02 \cdot 10^{38}$; 4) $6,02 \cdot 10^{10}$.

№	Задание	Вариант ответа
11	Относительная молекулярная масса газа с плотностью по воздуху ($D_{\text{возд}}$), равной 0,138:	1) 4; 2) 12; 3) 20; 4) 16.
12	Двухосновная кислота:	1) HClO_2 ; 2) HPO_3 ; 3) H_2CO_3 ; 4) H_3BO_3 .
13	Постоянная Авогадро (N_A) (моль ⁻¹):	1) $5,08 \cdot 10^{25}$; 2) $4,02 \cdot 10^{21}$; 3) $6,02 \cdot 10^{23}$; 4) $7,25 \cdot 10^{27}$.
14	Соотнесите название вещества и его формулу:	1) серная кислота; а) Na_2SO_4 ; 2) сернистая кислота; б) Na_2S ; 3) сероводородная в) H_2SO_3 ; кислота; 4) сульфат натрия; г) Na_2SO_3 ; 5) сульфит натрия; д) H_2S ; 6) сульфид натрия. е) H_2SO_4 .
24	Соединение, относительная плотность которого по воздуху ($D_{\text{возд}}$) равна 1,586:	1) N_2O ; 2) NO ; 3) N_2O_3 ; 4) NO_2 .

2. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА⁵

Примеры решения задач

Пример 1. Вычислите массу фотона, отвечающего длине волны $589 \cdot 10^{-9}$ м. Выразите энергию этого фотона в джоулях. Какова его энергия в килоджоулях на моль?

Решение. Уравнение де Бройля связывает длину волны частицы с его массой и скоростью: $\lambda = \frac{h}{mv}$, тогда масса фотона $m = \frac{h}{\lambda v}$.
 v – скорость фотона (скорость света); h – постоянная Планка равна $6,625 \cdot 10^{-34}$ Дж·с.

$$m = \frac{h}{\lambda v} = \frac{6,625 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}}{589 \cdot 10^{-9} \text{ м} \cdot 2,997925 \cdot 10^8 \text{ м/с}} = 0,00375 \cdot 10^{-33} \text{ кг.}$$

Уравнение Планка связывает длину волны фотона и его энергию $E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$.

Энергия 1 фотона равна:

$$E = \frac{6,625 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с} \cdot 2,997925 \cdot 10^8 \text{ м/с}}{589 \cdot 10^{-9} \text{ м}} = 0,0337 \cdot 10^{-17} \text{ Дж.}$$

Для пересчета на моль фотонов умножаем это значение на число Авогадро ($N_0 = 6 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹).

$$0,0337 \cdot 10^{-17} \text{ Дж} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 0,202 \cdot 10^5 \text{ Дж/моль} = 20,2 \text{ кДж/моль.}$$

Пример 2. Какова погрешность в определении координаты электрона Δx , движущегося в атоме со скоростью $v_x = 2,0 \cdot 10^7$ м/с, если погрешность в определении его скорости Δv_x составляет 2 %? Сравните полученный результат с размерами атомов и радиусом электрона ($r_e = 2,82 \cdot 10^{-15}$ м).

Решение. Запишем соотношение неопределенности Гейзенберга: $\Delta p_x \cdot \Delta x \geq h/4\pi$. Так как $\Delta p_x = m_e \Delta v_x$, где $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31}$ кг – масса электрона. Отсюда получаем: $\Delta x \geq \frac{h}{4\pi m_e \Delta v_x}$.

$$\Delta x \geq \frac{6,625 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}}{4 \cdot 3,14 \cdot 9,11 \cdot 10^{-31} \cdot 0,02 \cdot 2,0 \cdot 10^7 \frac{\text{м}}{\text{с}}} = 1,45 \cdot 10^{-10} \text{ м.}$$

⁵ Ступко Т.В. Основы общей и неорганической химии. Красноярск, 2016. Ч. 1 С. 31–83.

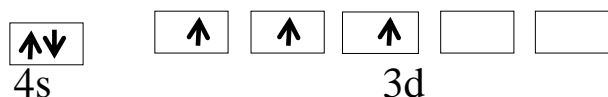
Неопределенность в координате электрона Δx больше размера самого электрона и радиусов ядер на 4–5 порядков! При высокой точности определения скорости неопределенность в координате электрона сравнима с размерами атомов. Следовательно, нахождение электрона в атоме имеет вероятностный характер.

Пример 3. Изобразите электронную конфигурацию атома V и иона V^{3+} в основном состоянии. Для валентных электронов атома ванадия укажите все квантовые числа.

Решение. У атома V 23 электрона и согласно принципу наименьшей энергии и принципу Паули электронная конфигурация ванадия $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^6 4s^2 3d^3$ (или в сокращенной форме $[Ar] 4s^2 3d^3$).

Для иона V^{3+} электронная конфигурация $[Ar] 3d^2$, так как 4s-электроны имеют меньшую энергию⁶ и первыми удаляются в процессе ионизации.

Валентными электронами атома ванадия являются $4s^2 3d^3$ электроны. Электронно-графическая формула валентного уровня:



Квантовые числа для этих электронов следующие:

Квантовое число	$4s^2$		$3d^3$		
	1	2	1	2	3
n	4	4	3	3	3
l	0	0	1	1	1
m_l	0	0	+1	0	-1
s	+1/2	-1/2	+1/2	+1/2	+1/2

Пример 4. Распределите молекулы S_2 , MgO, HF, CO в порядке возрастания полярности связи.

Решение. Мерой полярности связи является разница в значениях электроотрицательности (ЭО) атомов, образующих связь: $\Delta\text{ЭО}_{S-S} = 0$; $\Delta\text{ЭО}_{Mg-O} = 3,5 - 1,2 = 2,3$; $\Delta\text{ЭО}_{H-F} = 4,0 - 2,1 = 1,9$; $\Delta\text{ЭО}_{C-O} = 3,5 - 2,5 = 1,0$. Следовательно, молекулы будут распределяться в порядке возрастания полярности связи следующим образом: S_2 CO, HF, MgO.

Пример 5. Определите пространственную структуру молекулы H_2S . Почему валентный угол чуть больше 90° ?

Ступко Т.В. Основы общей и неорганической химии... Ч. 1. С. 40.

Решение. Ковалентные связи в молекуле H_2S образуются перекрыванием двух р-орбиталей атома серы с двумя s-орбиталями двух атомов водорода (рис. 1). Вследствие пространственной ориентации р-орбиталей атома серы молекула H_2S имеет угловую структуру. Из-за незначительного размера атома серы (по сравнению с аналогами селеном и теллуром) области повышенной электронной плотности сильнее отталкиваются и угол увеличивается.

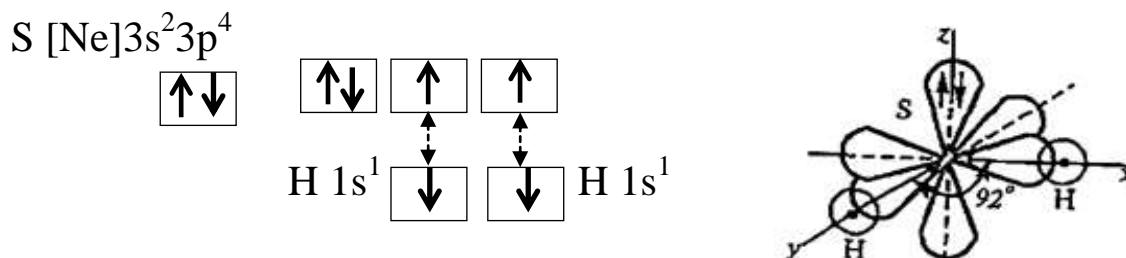


Рис. 1. Пространственная структура молекулы H_2S

Пример 6. Одинаковая ли полярность молекул гидрида сурьмы (III) SbH_3 и гидрида бора BH_3 ?

Решение. Для оценки полярности молекулы используют величину электрического момента диполя молекулы μ_m , равную векторной (геометрической) сумме электрических моментов диполей всех связей (и неподеленных электронных пар). У неполярных молекул эта сумма равна нулю ($\mu_m = 0$), у полярных молекул она больше нуля ($\mu_m > 0$). Связи в молекуле SbH_3 образуются перекрыванием трех р-орбиталей атома сурьмы ($5s^25p^3$) с тремя s-орбиталями трех атомов водорода ($1s^1$). Поскольку р-облака ориентированы в трех взаимно перпендикулярных направлениях (по осям x, y, z), то связи в образовавшейся молекуле SbH_3 направлены от вершины тригональной пирамиды, в которой находится атом сурьмы, к ее основанию, в вершинах которого находятся атомы водорода. Следовательно, молекула SbH_3 имеет пирамидальную структуру. Сумма векторов моментов диполей всех связей в молекуле SbH_3 не равна нулю и, следовательно, молекула в целом полярна (рис. 2).

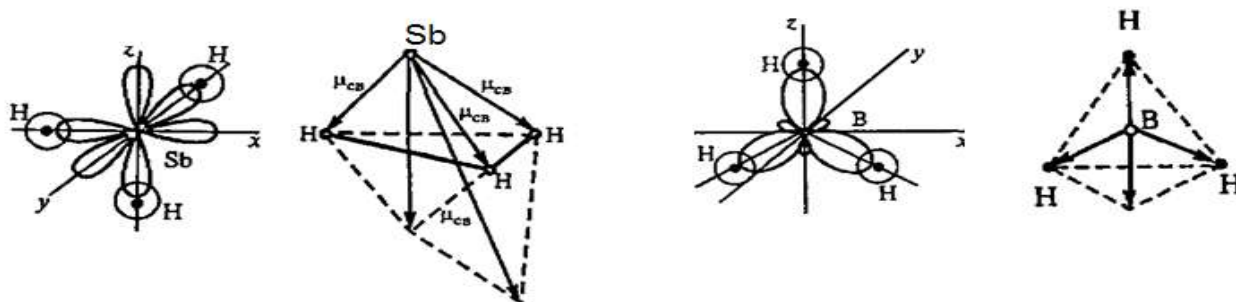


Рис. 2. Пространственная структура молекул SbH_3 и BH_3

Ковалентные полярные связи в молекуле ВН_3 образуются перекрыванием трех sp^2 -гибридных орбиталей атома бора ($2s^2 2p^1$) с s-орбиталями трех атомов водорода. Гибридные связи направлены под углом 120° . Ядра всех взаимодействующих атомов лежат в одной плоскости. Молекула имеет форму плоского треугольника. Векторная сумма электрических моментов диполей связей в молекуле равна нулю, следовательно, молекула ВН_3 неполярна.

Пример 7. Вычислите дипольный момент молекулы HI , если длина диполя равна $0,09 \cdot 10^{-10}$ м.

Решение. Дипольный момент молекулы равен произведению длины диполя l на величину элементарного электрического заряда $g=1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл.

$$\mu = gl = 1,602 \cdot 10^{-19} \cdot 0,09 \cdot 10^{-10} = 1,44 \cdot 10^{-30} \text{ Кл}\cdot\text{м} = 0,43 D^7.$$

Пример 8. Выберите изоэлектронные частицы из ряда C_2 , F^- , OH^- , O^{2-} , CO , N^{3-} , Cl^- , HS^- , S^{2-} , K , BN , C , N_2 .

Решение. Изоэлектронными являются частицы (атомы, молекулы, ионы) с одинаковым количеством электронов. Рассмотрим наш пример:

Частица	Электронная формула атомов, ее образующих	Количество электронов в частице
C_2	$\text{C } 1s^2 2s^2 2p^2$	12
F^-	$\text{F } 1s^2 2s^2 2p^5$ $\text{F}^- 1s^2 2s^2 2p^6$	10
OH^-	$\text{O } 1s^2 2s^2 2p^4$ $\text{H } 1s^1$	10
O^{2-}	$\text{O } 1s^2 2s^2 2p^4$ $\text{O}^{2-} 1s^2 2s^2 2p^6$	10
CO	$\text{C } 1s^2 2s^2 2p^2$ $\text{O } 1s^2 2s^2 2p^4$	14
N^{3-}	$\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$ $\text{N}^{3-} 1s^2 2s^2 2p^6$	10
Cl^-	$\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ $\text{Cl}^- 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	18
HS^-	$\text{H } 1s^1$ $\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	18
S^{2-}	$\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ $\text{S}^{2-} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	18
K	$\text{K } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	20
BN	$\text{B } 1s^2 2s^2 2p^1$ $\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$	12
C	$\text{C } 1s^2 2s^2 2p^2$	6
N_2	$\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$	14

Изоэлектронными являются F^- , OH^- и O^{2-} ; BN и C_2 ; CO и N_2 ; Cl^- ; HS^- и S^{2-} .

⁷ 1D (дебай) = $3,33 \cdot 10^{-30}$ Кл·м).

Задачи для решения на занятиях

1. Напишите электронные конфигурации основных и возбужденных состояний атомов фтора, астата, аргона.
2. Определите все валентные состояния атомов марганца и молебдена.
3. Объясните, почему максимальная валентность фосфора может быть равной пяти, а у азота такое валентное состояние отсутствует?
4. Какая из связей Ca-H, C-S, O-Cl является наиболее полярной? К какому из атомов смещено молекулярное электронное облако?
5. Какой тип связей формируется в галогенидах щелочных металлов, ионе аммония, молекуле оксида фосфора (V), кристалле платины?
6. Почему молекула Cl_2 неполярна, а молекула ICl полярна?
7. Объясните донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи на примере иона фосфония PH_4^+ .
8. Какие гибридные облака атома углерода участвуют в образовании химической связи в молекулах CF_4 , CO_2 ?
9. Молекула хлорида бора BCl_3 имеет плоскую структуру, а хлорида азота NCl_3 пирамидальную. Чем объясняется такое различие?
10. Молекула TiF_4 имеет тетраэдрическую структуру. Предскажите тип гибридизации валентных орбиталей титана.
11. Молекула NF_3 представляет собой тригональную пирамиду с атомом азота в вершине, угол F-N-F равен 103° . Каково состояние гибридизации орбиталей атома азота?
12. Дипольный момент молекулы HCN равен $2,9D$. Вычислите длину диполя.
13. Дипольные моменты молекул NH_3 и H_2O равны соответственно $1,45$ и $1,84D$. Вычислите длину диполя и определите, в какой молекуле связь более полярна.

Задачи для самостоятельного решения⁸

Вариант №1

1. Рассчитайте массу атома Cl.
2. Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома Pt. Укажите возможные валентности. Распишите значения квантовых чисел для валентных орбиталей.

⁸ При выполнении задания используйте Периодическую систему элементов, а также таблицы 6–7 приложения.

- Поляризуемость какого из ионов больше: F^- или Br^- ?
- По каким механизмам могут образовываться химические связи атомы бора? Приведите примеры.
- Какую геометрическую форму имеют ClO_3^- и TeI_4 ? Какие орбитали определяют их строение?
- Составьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей частиц CO^+ , CO , CO^- . Сравните кратность, энергию связи и магнитные свойства.
- У какой из молекул дипольный момент равен нулю: H_2O ; NO_2 ; CO_2 ; CCl_4 ?
- Укажите соединения, у которых тип гибридизации центрального атома sp^2 : SO_2 ; CO_3^{2-} ; ClF_3 ; XeF_2 .
- Какой из двух указанных атомов имеет большее сродство к электрону S или Cl и почему?

Вариант №2

- Рассчитайте массу атома радона.
- Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома Ru. Укажите возможные валентности. Распишите значения квантовых чисел для валентных орбиталей.
- По каким механизмам могут образовываться химические связи атомы селена? Приведите примеры.
- Какую геометрическую форму имеют $COCl_2$ и IO_6^{5-} ? Какие орбитали определяют их строение?
- Составьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей частиц NO^+ , NO , NO^- . Сравните кратность, энергию связи и магнитные свойства.
- Укажите молекулу, в которой доля ионной связи максимальна: KCl ; $CaCl_2$; $GeCl_4$; $GaCl_3$.
- Какие из атомов могут образовывать химические связи по донорно-акцепторному механизму: Cs; N; S; F? Почему?
- Что такое полярность связи? Дайте ее количественную характеристику. От чего зависит полярность связи?
- Какие типы связей имеют место в кристаллической решетке C, He, CH_4 , SiO_2 , H_2F_2 и как это сказывается на их свойствах?

Вариант №3

- Рассчитайте массу атома Hf.
- Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома тантала. Укажите возможные валентности. Распишите значения квантовых чисел для валентных орбиталей.

3. Какой ион имеет большую поляризующую способность: Na^+ или Cs^+ ?
4. По каким механизмам могут образовываться химические связи атомы бария? Приведите примеры.
5. Какую геометрическую форму имеют SiF_6^{2-} и H_2Se ? Какие орбитали определяют их строение?
6. Составьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей частиц B_2^+ , C_2^+ , N_2^+ . Сравните кратность, энергию связи и магнитные свойства.
7. В какой из молекул энергия связи Э-Н наибольшая: H_2O ; H_2S ; H_2Se ; H_2Te ?
8. Укажите частицу, обладающую наибольшим магнитным моментом: O_2^+ ; O_2 ; O_2^- ; O_2^{2-} .
9. Какой из двух указанных атомов имеет большее сродство к электрону: К или Са? Объясните почему.

Вариант №4

1. Рассчитайте массу атома Os.
2. Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома Po. Укажите возможные валентности. Распишите значения квантовых чисел для валентных орбиталей.
3. Поляризуемость какого из ионов больше: S^{2-} или Te^{2-} ?
4. По каким механизмам могут образовываться химические связи атомы кобальта? Приведите примеры.
5. Какую геометрическую форму имеют PO_4^{3-} и HCN ? Какие орбитали определяют их строение?
6. Составьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей частиц PO^+ , PO , PO^- . Сравните кратность, энергию связи и магнитные свойства.
7. У какой из молекул дипольный момент равен нулю: H_2S ; NO ; SO_2 ; CF_4 ?
8. Укажите тип гибридизации центрального атома в молекуле ClF_3 .
9. Какие типы связей имеют место в кристаллической решетке Cr, H_2 , BeCl_2 , NaCl , HF и как это сказывается на их свойствах?

Вариант №5

1. Рассчитайте массу атома As.
2. Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома рения. Укажите возможные валентности. Распишите значения квантовых чисел для валентных орбиталей.

3. Поляризуемость какого из ионов больше: Cl^- или I^- ?
4. По каким механизмам могут образовываться химические связи атомы цезия? Приведите примеры.
5. Какую геометрическую форму имеют SO_4^{2-} и HgF_2 ? Какие орбитали определяют их строение?
6. Составьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей частиц CN^+ , CN , CN^- . Сравните кратность, энергию связи и магнитные свойства.
7. Укажите молекулу, в которой доля ионной связи максимальна: CsI ; CsCl ; BaI_2 ; BaCl_2 .
8. Укажите тип гибридизации центрального атома в молекуле SO_2 .
9. Как изменяются длина и энергия связи, а также магнитные свойства в ряду O_2^{2-} , O_2^- , O_2 , O_2^+ ?

Вариант №6

1. Рассчитайте массу атома Tl .
2. Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома золота. Укажите возможные валентности. Распишите значения квантовых чисел для валентных орбиталей.
3. Поляризуемость какого из ионов больше: Cl^- или Br^- ? Почему?
4. По каким механизмам могут образовываться химические связи атомы азота? Приведите примеры.
5. Какую геометрическую форму имеют CrF_3 и SnI_4 ? Какие орбитали определяют их строение?
6. Составьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей частиц SiO^+ , SiO , SiO^- . Сравните кратность, энергию связи и магнитные свойства.
7. Какие из атомов могут образовывать химические связи по донорно-акцепторному механизму: Mg ; P ; O ; Cl ?
8. Почему для молекул H_2S и HCl образование водородной связи не характерно?
9. Объясните, почему сродство к электрону у кремния и у серы больше, чем у фосфора?

Вариант №7

1. Рассчитайте массу атома иридия.
2. Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома церия. Укажите возможные валентности. Распишите значения квантовых чисел для валентных орбиталей.

- Поляризующая способность какого из ионов больше: Ca^{2+} или Cu^{2+} ? Почему?
- По каким механизмам могут образовываться химические связи атомы никеля? Приведите примеры.
- Какую геометрическую форму имеют IO_3^- и Cl_4 ? Какие орбитали определяют их строение?
- Составьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей частиц PCl^+ , PCl , PCl^- . Сравните кратность, энергию связи и магнитные свойства.
- У какого из однотипных ионов склонность к гибридизации у центрального атома наименьшая: CO_2 , SiO_2 , GeO_2 , SnO_2 ?
- Укажите соединения, у которых тип гибридизации центрального атома sp^2 : 1) SO_2 ; 2) CO_3^{2-} ; 3) ClF_3 ; 4) XeF_2 .
- Какие ионы являются изоэлектронными: P^{3-} , Se^{2-} , Br^- , Rb^+ ?

Вариант №8

- Рассчитайте массу атома железа.
- Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома свинца. Укажите возможные валентности. Распишите значения квантовых чисел для валентных орбиталей.
- Поляризуемость какого из ионов больше: O^{2-} или S^{2-} ?
- По каким механизмам могут образовываться химические связи атомы Sr? Приведите примеры.
- Какую геометрическую форму имеют CrO_4^- и ZnBr_2 ? Какие орбитали определяют их строение?
- Составьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей частиц SiS^+ , SiS , SiS^- . Сравните кратность, энергию связи и магнитные свойства.
- Как объяснить высокое значение температуры кипения воды?
- Укажите тип гибридизации центрального атома CO_3^{2-} .
- Какие ионы являются изоэлектронными: Sr^{2+} и Y^{3+} Cl^- Cl^+ ?

Вариант №9

- Рассчитайте массу атома W.
- Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома Pd. Укажите возможные валентности. Распишите значения квантовых чисел для валентных орбиталей.
- Поляризуемость какого из ионов больше: Se^{2-} или Te^{2-} ?

4. По каким механизмам могут образовываться химические связи атомы серы? Приведите примеры.
5. Какую геометрическую форму имеют CSCl_2 и PCl_4^+ ? Какие орбитали определяют их строение?
6. Составьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей частиц BC^+ , BC , BC^- . Сравните кратность, энергию связи и магнитные свойства.
7. Укажите частицу, обладающую наибольшим магнитным моментом: 1) NH_3 ; 2) PH_3 ; 3) AsH_3 ; 4) SbH_3 .
8. Укажите тип гибридизации центрального атома ClF_3 .
9. Вычислите длину волны фотона с частотой $1,2 \cdot 10^{15}$ Гц. Выразите энергию этого фотона в джоулях. Какова его энергия в килоджоулях на моль?

Вариант №10

1. Рассчитайте массу атома Хе.
2. Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома молибдена. Укажите возможные валентности. Распишите значения квантовых чисел для валентных орбиталей.
3. По каким механизмам могут образовываться химические связи атомы алюминия? Приведите примеры.
4. Какую геометрическую форму имеют PCl_3 и SeI_4 ? Какие орбитали определяют их строение?
5. Составьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей частиц MgO^+ , MgO , MgO^- . Сравните кратность, энергию связи и магнитные свойства.
6. У какой из молекул дипольный момент равен нулю: NH_3 ; NF_3 ; GeO_2 ; SiCl_4 ?
7. Укажите тип гибридизации центрального атома XeF_2 .
8. Полярность какого из ионов больше: N^{3-} или P^{3-} ?
9. Орбитальный радиус какого иона больше (и почему?): Co^{3+} или Co^{2+} ; I^- или K^+ ?

Вариант №11

1. Рассчитайте массу атома Nb.
2. Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома Hg. Укажите возможные валентности. Распишите значения квантовых чисел для валентных орбиталей.

- По каким механизмам могут образовываться химические связи атомы As? Приведите примеры.
- Какую геометрическую форму имеют BrO_3^- и SeF_4 ? Какие орбитали определяют их строение?
- Составьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей частиц PN^+ , PN , PN^- . Сравните кратность, энергию связи и магнитные свойства.
- У какой из молекул длина связи больше: HF ; HCl ; HBr ; HI ?
- Укажите тип гибридизации центрального атома SeO_2 .
- Какие из молекул являются парамагнитными: Br_2 ; O_2 ; OF_2 ; F_2 ?
- Вычислите длину волны фотона с частотой $3,5 \cdot 10^{15}$ Гц. Выразите энергию этого фотона в джоулях. Какова его энергия в килоджоулях на моль?

Вариант №12

- Рассчитайте массу атома Mn.
- Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома Sm. Укажите возможные валентности. Распишите значения квантовых чисел для валентных орбиталей.
- По каким механизмам могут образовываться химические связи атомы фосфора? Приведите примеры.
- Какую геометрическую форму имеют POF_3 и IO_3^- ? Какие орбитали определяют их строение?
- Составьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей частиц SiS^+ , SiS , SiS^- . Сравните кратность, энергию связи и магнитные свойства.
- Укажите молекулу, в которой доля ионной связи максимальна: 1) RbCl ; 2) SrCl_2 ; 3) SnCl_4 ; 4) SbCl_3 .
- Какие из атомов могут образовывать химические связи по донорно-акцепторному механизму: 1) Ba; 2) As; 3) O; 4) I?
- Что такое валентность? Дайте ее количественную характеристику. От чего зависит валентность?
- Орбитальный радиус какого иона больше (и почему?): Na^+ или Mg^{2+} ; Mg^{2+} или Ca^{2+} ?

Вариант №13

- Рассчитайте массу атома иода.
- Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома свинца. Укажите возможные валентности. Распишите значения квантовых чисел для валентных орбиталей.

3. Какой ион имеет большую поляризующую способность: Cd^{2+} или Hg^{2+} ?
4. По каким механизмам могут образовываться химические связи атомы фтора? Приведите примеры.
5. Какую геометрическую форму имеют BrF_3 и ClO_2^- ? Какие орбитали определяют их строение?
6. Составьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей частиц Al_2^+ , Si_2^+ , P_2^+ .
7. В какой из молекул энергия связи Э-Н наибольшая: CO_2 ; SO_2 ; SeO_2 ; TeO_2 ?
8. Укажите частицу, обладающую наибольшим магнитным моментом: 1) S_2^+ ; 2) S_2 ; 3) S_2^- ; 4) S_2^{2-} .
9. Гамма-излучение имеет длину волны $3 \cdot 10^{-12}$ м. Какова энергия этого излучения в джоулях на фотон и в килоджоулях на моль?

Вариант №14

1. Рассчитайте массу атома циркония.
2. Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома иридия. Укажите возможные валентности. Распишите значения квантовых чисел для валентных орбиталей.
3. По каким механизмам могут образовываться химические связи атомы кремния? Приведите примеры.
4. Какую геометрическую форму имеют AsO_4^{3-} и PH_3 ?
5. Составьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей частиц BaO^+ , BaO , BaO^- .
6. У какой из молекул дипольный момент равен нулю: H_2Se ; PO ; TeO_2 ; Cl_4 ?
7. Укажите тип гибридизации центрального атома RnF_2 .
8. Поляризуемость какого из ионов больше: S^{2-} или Cl^- ?
9. Укажите, какому состоянию – основному, возбужденному, запрещенному – соответствуют следующие орбитальные электронные конфигурации: а) $1s^2 2s^2 2p^2 3s^1$; б) $1s^1 2s^2 2p^1$; в) $1s^2 2s^2 2p^6$; г) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^3$.

Вариант №15

1. Рассчитайте массу атома Си.
2. Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома Аг. Укажите возможные валентности. Распишите значения квантовых чисел для валентных орбиталей.

3. Поляризуемость какого из ионов больше: F^- или S^{2-} ?
4. По каким механизмам могут образовываться химические связи атомы As? Приведите примеры.
5. Какую геометрическую форму имеют TeO_4^{2-} и SrF_2 ? Какие орбитали определяют их строение?
6. Составьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей частиц SiN^+ , SiN , SiN^- . Сравните кратность, энергию связи и магнитные свойства.
7. Укажите молекулу, в которой доля ионной связи максимальна: 1) $CsCl$; 2) $CsBr$; 3) $CaCl_2$; 4) $CaBr_2$.
8. Укажите тип гибридизации центрального атома в молекуле $AlCl_3$.
9. Гамма-излучение имеет длину волны $5 \cdot 10^{-12}$ м. Какова энергия этого излучения в джоулях на фотон и в килоджоулях на моль?

Вариант №16

1. Рассчитайте массу атома серебра.
2. Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома лютеция. Укажите возможные валентности. Распишите значения квантовых чисел для валентных орбиталей.
3. Поляризуемость какого из ионов больше: P^{3-} или As^{3-} ? Почему?
4. По каким механизмам могут образовываться химические связи атомы натрия? Приведите примеры.
5. Какую геометрическую форму имеют SnF_4 и SnF_2 ? Какие орбитали определяют их строение?
6. Составьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей частиц SiP^+ , SiP , SiP^- . Сравните кратность, энергию связи и магнитные свойства.
7. Какие из атомов могут образовывать химические связи по донорно-акцепторному механизму: Al; N; Te; Br?
8. Почему для молекул H_2Se и HBr образование водородной связи не характерно?
9. Масса Земли составляет $5,98 \cdot 10^{27}$ г. Средняя линейная скорость ее движения по орбите равна $3,0 \cdot 10^4$ м/с. Вычислите неопределенность положения Земли.

Вариант №17

1. Рассчитайте массу атома иридия.
2. Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома церия. Укажите возможные валентности. Распишите значения квантовых чисел для валентных орбиталей.

- По каким механизмам могут образовываться химические связи атомы никеля? Приведите примеры.
- Какую геометрическую форму имеют IO_3^- и Cl_4 ? Какие орбитали определяют их строение?
- Составьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей частиц PCl^+ , PCl , PCl^- . Сравните кратность, энергию связи и магнитные свойства.
- У какого из однотипных ионов склонность к гибридизации у центрального атома наименьшая: CO_2 , SiO_2 , GeO_2 , SnO_2 ?
- Укажите соединения, у которых тип гибридизации центрального атома sp^2 : 1) SO_2 ; 2) CO_3^{2-} ; 3) ClF_3 ; 4) XeF_2 .
- Поляризуемость какого из ионов больше: Ca^{2+} или Cu^{2+} ? Почему?
- Укажите, какому состоянию – основному, возбужденному, запрещенному – соответствуют следующие орбитальные электронные конфигурации: а) $1s^2 2s^2 2p^2 3s^1$; б) $1s^1 2s^2 2p^1$; в) $1s^2 2s^2 2p^6$; г) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^3$.

Вариант №18

- Рассчитайте массу атома железа.
- Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома свинца. Укажите возможные валентности. Распишите значения квантовых чисел для валентных орбиталей.
- По каким механизмам могут образовываться химические связи атомы Sr? Приведите примеры.
- Какую геометрическую форму имеют CrO_4^- и ZnBr_2 ? Какие орбитали определяют их строение?
- Составьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей частиц SiS^+ , SiS , SiS^- . Сравните кратность, энергию связи и магнитные свойства.
- Как объяснить высокое значение температуры кипения воды?
- Поляризуемость какого из ионов больше: O^{2-} или S^{2-} ?
- Укажите тип гибридизации центрального атома в молекуле CO_3^{2-} .
- Масса частицы составляет $1,9 \cdot 10^{-10}$ г. Скорость ее движения равна $2,0 \cdot 10^4$ м/с. Вычислите неопределенность положения частицы.

Вариант №19

- Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома Pd. Укажите возможные валентности. Распишите значения квантовых чисел для валентных орбиталей.

2. Рассчитайте массу атома W.
3. По каким механизмам могут образовываться химические связи атомы серы? Приведите примеры.
4. Какую геометрическую форму имеют CSCl_2 и PCl_4^+ ? Какие орбитали определяют их строение?
5. Составьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей частиц BC^+ , BC , BC^- . Сравните кратность, энергию связи и магнитные свойства.
6. Укажите частицу, обладающую наибольшим магнитным моментом: 1) NH_3 ; 2) PH_3 ; 3) AsH_3 ; 4) SbH_3 .
7. Укажите тип гибридизации центрального атома в молекуле ClF_3 .
8. Поляризуемость какого из ионов больше: Se^{2-} или Te^{2-} ?
9. Вычислите длину волны фотона с частотой $5 \cdot 10^{15}$ Гц. Выразите энергию этого фотона в джоулях. Какова его энергия в килоджоулях на моль?

Вариант №20

1. Рассчитайте массу атома Xe.
2. Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома молибдена. Укажите возможные валентности. Распишите значения квантовых чисел для валентных орбиталей.
3. По каким механизмам могут образовываться химические связи атомы алюминия? Приведите примеры.
4. Какую геометрическую форму имеют PCl_3 и SeI_4 ? Какие орбитали определяют их строение?
5. Составьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей частиц MgO^+ , MgO , MgO^- . Сравните кратность, энергию связи и магнитные свойства.
6. У какой из молекул дипольный момент равен нулю: NH_3 ; NF_3 ; GeO_2 ; SiCl_4 ?
7. Укажите тип гибридизации центрального атома XeF_2 .
8. Поляризуемость какого из ионов больше: N^{3-} или P^{3-} ?
9. Укажите, какие частицы являются изоэлектронными: Al^{3+} ; P^{3-} ; S.

***Вопросы к коллоквиуму по теме
«Строение атома и Периодический закон Д.И. Менделеева»***

1. Доказательства сложного строения атома. Планетарная модель атома.

2. Волновые свойства микрочастиц. Уравнение де Бройля. Принцип неопределенности.
3. Уравнение Шредингера, на основании чего оно получено? Физический смысл Ψ^2 ? Что значит решить уравнение Шредингера?
4. Определение электронной плотности и орбитали. В чем сходство и различие между понятиями «орбита» в теории Бора и «орбиталь» в квантовой механике?
5. Квантовые числа электрона в атоме. Какие квантовые числа определяют:
 - энергию электрона в одноэлектронной и в многоэлектронной системе в присутствии и в отсутствии внешнего магнитного поля;
 - количество орбиталей на данном уровне и подуровне;
 - форму орбитали и ее направленность относительно внешнего магнитного поля?
6. Электронные конфигурации атомов. Правило Гунда. Принцип Паули. Правила Клечковского
7. Электронный слой, оболочка, подуровень. Емкость и порядок заполнения электронных подуровней в атоме.
8. Эффективный и орбитальный радиусы атомов. Характер изменения их по периодам и группам таблицы Д.И. Менделеева.
9. Энергия сродства к электрону, энергия ионизации, электроотрицательность. Их изменение по периодам и группам Периодической таблицы.
10. Периодический закон Д.И. Менделеева. Его современная формулировка. Физический смысл.
11. Структура периодической системы элементов: группы, подгруппы, периоды, семейства элементов, виды периодичности свойств элементов.
12. Приведите электронную и электронно-графическую конфигурацию любого элемента.

Вопросы к коллоквиуму по теме «Химическая связь»

1. Определение химической связи. Характеристика химической связи, ее энергия и длина. Что является основной причиной образования химической связи?
2. Типы химических связей.
3. Направленность и насыщенность ковалентной связи.

4. Полярность химической связи.
5. Обменный и донорно-акцепторный механизм образования химических связей.
6. Типы перекрытия атомных орбиталей.
7. Ионная связь. Поляризуемость связи. Как меняется поляризуемость и поляризующее действие при переходе от Be^{2+} к Ba^{2+} , от F^- к O^{2-} ?
8. Металлическая связь. Водородная связь.
9. Рассмотрение свойств химической связи с позиции метода ВС. Типы гибридизации АО и форма молекул.
10. Понятие о валентности элементов.
11. Условия образования МО? В чем физический смысл связывающих, несвязывающих и разрыхляющих орбиталей?
12. Рассмотрение молекул с позиции метода МО. Электронное строение гомоядерных молекул и ионов элементов I периода таблицы Д.И. Менделеева.
13. Электронное строение гомоядерных молекул и ионов элементов II периода таблицы Д.И. Менделеева. Их электронные конфигурации. Порядок связи.
14. Объяснить с позиций МВС и ММО рост энергии связи в ряду: F_2 , O_2 , N_2 .
15. Энергия дисперсионных, индукционных и ориентационных взаимодействий.
16. Типы кристаллических решеток. Как объяснить хрупкость веществ с ковалентной и ионной решеткой и пластичность с металлической?

Тестовые задания

№	Вопрос	Вариант ответа
1	Наибольшее число неспаренных электронов в нормальном состоянии имеет атом:	1) Sr; 2) Zn; 3) Cr; 4) Mn.
2	Энергия сродства к электрону увеличивается в ряду:	1) Si, C, Be; 2) P, S, Cl ; 3) Cl, Br, I ; 4) O, S, Se.
3	В атоме с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$ число валентных электронов равно:	1) 2; 2) 8; 3) 10; 4) 3.

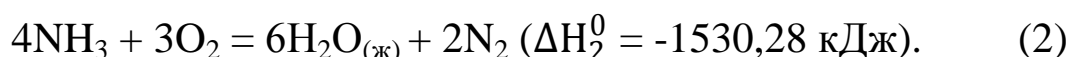
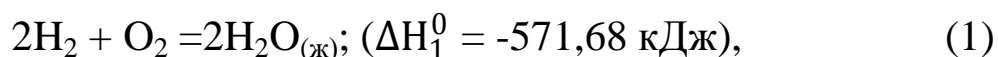
№	Вопрос	Вариант ответа
4	По химическим свойствам элемент иттрий (Y) аналог элемента:	1) галлий; 2) индий; 3) скандий; 4) цирконий.
5	Абсолютная масса атома железа (г) равна:	1) $9,3 \cdot 10^{-23}$; 2) $5,3 \cdot 10^{-23}$; 3) $8,5 \cdot 10^{-22}$; 4) $1,3 \cdot 10^{-22}$.
6	Число нейтронов в ядре атома $^{101}_{44}\text{Ru}$:	1) 44; 2) 57; 3) 101; 4) 54.
7	Атому элемента никель соответствует электронная конфигурация:	1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^5$; 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6 3d^2$; 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$.
8	Иону Mg^{2+} соответствует электронная конфигурация:	1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$; 3) $1s^2 2s^2 2p^6$; 4) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2$.
9	Линейчатые спектры атомов можно объяснить:	1) движением электронов по одной орбитали; 2) переходом электронов с одной орбитали на другую; 3) взаимодействием электронов в атоме между собой; 4) реакциями внутри ядра атома.
10	Электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ соответствует иону:	1) Br^+ ; 2) Se^{2-} ; 3) Te^{2-} ; 4) Br^- .
11	Орбитальное квантовое число – это:	1) n; 2) l; 3) m_l ; 4) m_s .
12	Изоэлектронными являются частицы:	1) Al^{3+} , 2) P^{3-} ; 3) S; 4) Cl^+ .
13	Связь, которая прочнее в молекуле:	1) Cl_2 ; 2) HCl; 3) NaCl; 4) H_2 .

3. УЧЕНИЕ О ХИМИЧЕСКОМ ПРОЦЕССЕ

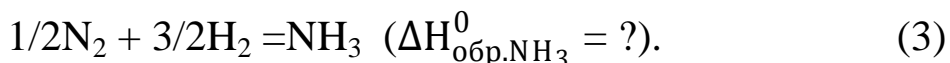
3.1. Элементы химической термодинамики⁹

Примеры решения задач¹⁰

Пример 1. Вычислите тепловой эффект образования аммиака (NH_3) из простых веществ при стандартном состоянии по тепловым эффектам реакций:



Решение. Запишем уравнение реакции, тепловой эффект которой необходимо определить:



Согласно закону Гесса, тепловой эффект реакции не зависит от пути, по которому данная реакция протекает. Сокращаем вещества, которые не участвуют в реакции (3). Для этого умножим уравнение (1) на (3) и вычтем из него (2):



После преобразования уравнения (4) и деления его на 4 получаем искомое уравнение (3). Аналогичные действия сделаем с тепловыми эффектами:

$$\frac{3\Delta H_1^0 - \Delta H_2^0}{4} = \Delta H_{\text{обр.}\text{NH}_3}^0.$$

В результате получаем:

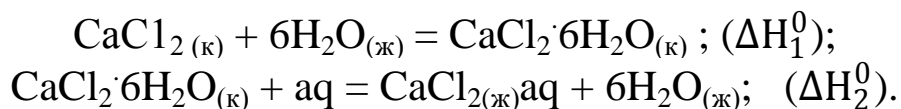
$$\frac{3 \cdot (-571,68) - (-1530,28)}{4} = -46,19 \text{ кДж}.$$

Пример 2. Вычислите теплоту гидратации CaCl_2 , если известно, что при растворении 1 моль безводного CaCl_2 выделяется 72,7 кДж, а при растворении 1 моль кристаллогидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ поглощается 18,0 кДж теплоты.

⁹ Ступко Т.В. Основы общей и неорганической химии ... Ч. 1. С. 87–96.

¹⁰ При решении задач используйте таблицу 8 приложения.

Решение. Процесс растворения в воде хлорида кальция можно разбить на две стадии:



Первая стадия – процесс гидратации, то есть получение кристаллогидрата, тепловой эффект которой надо рассчитать; вторая стадия – растворение кристаллогидрата в воде. Суммарный тепловой эффект $\Delta H_1^0 + \Delta H_2^0$ равен теплоте растворения безводной соли (ΔH_3^0):



Разность теплот растворения безводной соли (ΔH_3^0) и растворения кристаллогидрата (ΔH_2^0) представляет собой теплоту гидратации (ΔH_1^0). Подставив соответствующие значения тепловых эффектов, получаем $\Delta H_{\text{гидр}}^0 = -72,7 - (+18,0) = -90,7$ кДж, то есть при гидратации 1 моль CaCl_2 выделяется 90,7 кДж теплоты.

Пример 3. Какое из перечисленных соединений $\text{HF}_{(\text{г})}$, $\text{HCl}_{(\text{г})}$ и $\text{HBr}_{(\text{г})}$, находящихся в стандартном состоянии, является наиболее устойчивым, то есть будет разлагаться при более высоких температурах?

Решение. Тепловые эффекты реакций, протекающих в прямом и обратном направлениях, равны по величине и противоположны по знаку. Это означает, что если известны стандартные теплоты образования данных соединений, то энтальпии разложения этих соединений будут равны, но противоположны по знаку энтальпии образования. Чем прочнее молекула, тем больше энергии необходимо затратить на ее разложение. Сравниваем значения энтальпий образования:

$$\Delta H_{\text{обр. HF}}^0 = -270,7 \text{ кДж/моль};$$

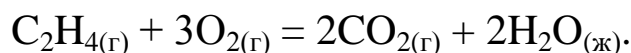
$$\Delta H_{\text{обр. HCl}}^0 = -92,30 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{\text{обр. HBr}}^0 = -35,98 \text{ кДж/моль}.$$

Из трех соединений наиболее устойчивым является $\text{HF}_{(\text{г})}$, так как на разложение 1 моль этого соединения потребуется 270,7 кДж теплоты.

Пример 4. Сколько теплоты выделится при сжигании 20 л этилена, взятого при нормальных условиях, если известны стандартные теплоты образования веществ.

Решение. Запишем уравнение процесса:



Согласно закону Гесса:

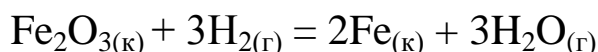
$$\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = (2\Delta H_{\text{обр.}\text{CO}_2}^0 + 2\Delta H_{\text{обр.}\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}}^0) - (\Delta H_{\text{обр.}\text{C}_2\text{H}_{4(\text{г})}}^0 + \Delta H_{\text{обр.}\text{O}_2}^0).$$

Подставив справочные данные из таблицы 1 приложения, получим:

$$\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = 2(-396,3 + 2(-285,84)) - 52,28 = -1130,72 \text{ кДж}.$$

Следовательно, при сжигании 1 моль C_2H_4 выделяется 1130,72 кДж. По условию задачи сжигается 20 л этилена, что составляет: $n = \frac{20 \text{ л}}{22,4 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1}} = 0,89$ моль C_2H_4 , где 22,4 л/моль – мольный объем любого газа при нормальных условиях. Таким образом, при сгорании 0,89 моль C_2H_4 выделится $0,89 \cdot (-1130,72) = -1009,57$ кДж теплоты.

Пример 5. Установите, возможно ли при температурах 298 и 1000 К восстановление оксида Fe (III) до свободного металла по уравнению



при стандартных состояниях. Зависимостью $\Delta H_{\text{х.р.}}^0$ и $\Delta S_{\text{х.р.}}^0$ от температуры пренебречь.

Решение. В таблице найдем значения ΔH^0 и ΔS^0 для исходных веществ и продуктов реакции:

Вещество	$\Delta H_{\text{обр.}}^0$, кДж/моль	$\Delta S_{\text{обр.}}^0$, Дж/(мольК)
$\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})}$	-821,3	89,8
$3\text{H}_{2(\text{г})}$	0	130,6
$2\text{Fe}_{(\text{к})}$	0	27,15
$3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	-241,7	188,8

Рассчитаем стандартные энтальпию и энтропию реакции:

$$\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = 3(-241,7) + 821,3 = 96,2 \text{ кДж};$$

$$\Delta S_{\text{х.р.}}^0 = (2 \cdot 27,15 + 3 \cdot 188,8) - (89,8 + 3 \cdot 130,6) = 139,1 \text{ Дж/К}.$$

Энергия Гиббса химической реакции равна: $\Delta G_{x.p.}^0 = \Delta H_{x.p.}^0 - T\Delta S_{x.p.}^0$.

Рассчитаем $\Delta G_{x.p.}^0$ 298К:

$$\Delta G_{x.p.}^0 = 96,2 \cdot 10^3 - 298 \cdot 139,1 = 54748 \text{ Дж} = 54,75 \text{ кДж.}$$

Для данного процесса при $T = 298 \text{ К}$ $\Delta G_{x.p.}^0 > 0$, то есть невозможно восстановление $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})}$ водородом для получения свободного металла.

Рассчитаем энергию Гиббса реакции при 1000 К:

$$\Delta G_{x.p.}^0 = 96,2 \cdot 10^3 - 1000 \cdot 139,1 = -42,9 \text{ кДж.}$$

Для данного процесса при $T = 1000 \text{ К}$ $\Delta G_{x.p.}^0 < 0$, то есть возможно восстановление Fe_2O_3 водородом для получения свободного металла.

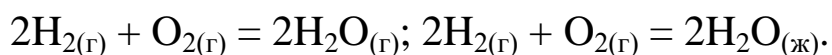
Определим температуру начала реакции. При условии $\Delta G_{x.p.}^0 = 0$,
 $T = \frac{\Delta H_{x.p.}^0}{\Delta S_{x.p.}^0}$.

$$\text{Для нашей задачи: } T = \frac{96,2 \cdot 10^3}{139,1} = 691,6 \text{ К.}$$

При температуре выше 691,6 К реакция восстановления оксида железа (III) водородом становится возможной.

Задачи для решения на занятиях

1. При восстановлении алюминием оксида железа (III) массой 100 г выделяется 476 кДж. Определите тепловой эффект реакции.
2. Вычислите теплоту образования оксида углерода (II), если известно, что теплота образования оксида углерода (IV) 393,5 кДж, а теплота сгорания оксида углерода (II) 284,7 кДж.
3. Исходя из теплоты образования газообразного диоксида углерода ($\Delta H_{298}^0 = -393,5 \text{ кДж/моль}$) и термохимического уравнения $\text{C}_{(\text{графит})} + 2\text{N}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{N}_{2(\text{г})}$, $\Delta H_{298}^0 = -557,5 \text{ кДж}$ вычислить теплоту образования $\text{N}_2\text{O}_{(\text{г})}$.
4. Пользуясь справочными данными, рассчитайте ΔH_{298}^0 реакции: $2\text{Mg}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = 2\text{MgO}_{(\text{к})} + \text{C}_{(\text{графит})}$.
5. Не производя вычислений, определите знак изменения энтропии в следующих реакциях: $\text{NH}_4\text{NO}_{3(\text{к})} = \text{N}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$;



6. Могут ли в стандартных условиях реакции $\text{Cl}_{2(\text{г})} + 2\text{HI}_{(\text{г})} = \text{I}_{2(\text{к})} + 2\text{HCl}_{(\text{г})}$, $\text{I}_{2(\text{к})} + \text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} = 2\text{HI}_{(\text{г})} + \text{S}_{(\text{к})}$ самопроизвольно протекать в прямом направлении при 298 К?
7. Пользуясь справочными данными установить, установите, возможно ли при температурах 298 и 2500 К восстановление диоксида титана до свободного металла по схеме: $\text{TiO}_{2(\text{к})} + 2\text{C}_{(\text{графит})} = \text{Ti}_{(\text{к})} + 2\text{CO}_{(\text{г})}$. Зависимостью ΔH° и ΔS° от температуры пренебречь.

Задачи для самостоятельного решения

Вариант №1

1. Вычислите тепловой эффект реакции окисления аммиака (ΔH°_{298}): $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$.
2. При соединении 2,1 г железа с серой выделилось 3,77 кДж. Рассчитать теплоту образования сульфида железа.
3. Рассчитайте значение ΔG°_{298} реакции и установите, в каком направлении она будет протекать самопроизвольно в стандартных условиях при 25 °С: $\text{N}_{2(\text{г})} + 1/2\text{O}_{2(\text{г})} = \text{N}_2\text{O}_{(\text{г})}$.
4. С помощью расчета ΔG°_{298} реакций $\text{NH}_{3(\text{г})} + 3/2\text{Cl}_2 = 1/2\text{N}_2 + 3\text{HCl}_{(\text{г})}$, $\text{NH}_{3(\text{г})} + 3/4\text{O}_2 = 1/2\text{N}_2 + 3/2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ сравните окислительные свойства хлора и кислорода по отношению а аммиаку.
5. Возможна ли реакция $4\text{NH}_{3(\text{г})} + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ при температуре 298 и 900 К? Определите температуру начала реакции.
6. Известно, что стандартные теплоты образования $\Delta H^\circ_{298}(\text{MnO}) = -384,93$ кДж/моль, $\Delta H^\circ_{298}(\text{Mn}_2\text{O}_3) = -959,81$ кДж/моль, $\Delta H^\circ_{298}(\text{MnO}_3) = -519,65$ кДж/моль. Какой из трех оксидов марганца является наиболее устойчивым?
7. Рассчитайте энтропию реакции: $\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{H}_{2(\text{г})} + 1/2\text{O}_{2(\text{г})}$.

Вариант №2

1. Определите, сколько теплоты выделится при сгорании 1 кг этилового спирта. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O} + 1379,2$ кДж.
2. Возможна ли реакция $\text{FeO}_{(\text{к})} + \text{H}_{2(\text{г})} = \text{Fe}_{(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ при температуре 300 и 1200 К? Определите температуру начала реакции.

3. Рассчитайте значение ΔG°_{298} реакции и установите, в каком направлении она будет протекать самопроизвольно в стандартных условиях при 25 °С: $4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{Cl}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$.
4. Вычислите ΔH°_{298} реакции: $4\text{NH}_{3(г)} + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$; $\Delta H^{\circ} = -1168,8$ кДж.
5. Сравните ΔH°_{298} реакции восстановления оксида железа (III) различными восстановителями при 298 К:
 $\text{Fe}_2\text{O}_{3(к)} + 3\text{H}_2 = 2\text{Fe}_{(к)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(г)}$;
 $\text{Fe}_2\text{O}_{3(к)} + 3\text{C}_{(графит)} = 2\text{Fe}_{(к)} + 3\text{CO}_{(г)}$;
 $\text{Fe}_2\text{O}_{3(г)} + 3\text{CO}_{(г)} = 2\text{Fe}_{(к)} + 3\text{CO}_{2(г)}$.
6. Рассчитайте ΔS°_{298} реакций: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(к)} = \text{Al}_2\text{O}_{3(к)} + 3\text{SO}_3(г)$;
 $\text{H}_2\text{O}_{2(ж)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(ж)} + \text{O}_{2(г)}$.
7. По известной величине стандартной энтальпии реакции разложения карбоната кальция рассчитайте массу взятого карбоната кальция и объем выделившегося углекислого газа (н.у.), если при разложении поглощается 534 кДж теплоты.

Вариант №3

1. Сколько теплоты выделится при взрыве 8,4 л гремучего газа (при н.у.), если теплота образования водяного пара равна 242 кДж?
2. Определить стандартную энтальпию (ΔH°_{298}) образования PH_3 , исходя из уравнения $2\text{PH}_{3(г)} + 4\text{O}_{2(г)} = \text{P}_2\text{O}_{5(к)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$, $\Delta H^{\circ} = -2340$ кДж.
3. Рассчитать значение ΔG°_{298} реакции и установить, в каком направлении она будет протекать самопроизвольно в стандартных условиях при 25 °С: $\text{Fe}_2\text{O}_{3(к)} + 3\text{CO}_{(г)} = 2\text{Fe}_{(к)} + 3\text{CO}_{2(г)}$.
4. Какие из перечисленных оксидов могут быть восстановлены водородом до свободного металла при 500 К: PbO , Cr_2O_3 ?
5. Энтальпия растворения сульфата меди равна -66,5 кДж, а энтальпия гидратации $\text{CuSO}_{4(к)} + 5\text{H}_2\text{O}_{(ж)} = \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}_{(к)}$; $\Delta H^{\circ}_{298} = -78,22$ кДж. Вычислите энтальпию растворения кристаллогидрата.
6. Определите стандартную энтальпию (ΔH°_{298}) образования $\text{Ca}(\text{OH})_2$, исходя из термохимических уравнений:
 - 1) $\text{Ca} + 1/2\text{O}_2 = \text{CaO}$, $\Delta H^{\circ} = -635,6$ кДж;
 - 2) $\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}_{(ж)}$, $\Delta H^{\circ} = -285,84$ кДж;
 - 3) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)} = \text{Ca}(\text{OH})_2$, $\Delta H^{\circ} = -66,06$ кДж.
7. Рассчитайте энтропию реакции: $\text{CaO} + \text{CO}_{2(г)} = \text{CaCO}_{3(к)}$.

Вариант №4

1. Аммиак и хлороводород взаимодействуют между собой:
 $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl} + 37,7 \text{ кДж}$. Сколько теплоты выделится при образовании 100 г хлорида аммония?
2. Исходя из теплового эффекта реакции
 $3\text{CaO}_{(к)} + \text{P}_2\text{O}_{5(к)} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(к)$, $\Delta H^\circ = -739 \text{ кДж}$, определить ΔH°_{298} образования ортофосфата кальция.
3. Пользуясь справочными данными, показать, что в стандартных условиях при 25°C реакция $\text{Cu}_{(к)} + \text{ZnO}_{(к)} = \text{CuO}_{(к)} + \text{Zn}_{(к)}$ невозможна. Найти температуру, при которой реакция становится возможной.
4. Вычислите изменение энергии Гиббса реакции:
 $4\text{P} + 5\text{CO}_2 = \text{P}_4\text{O}_{10} + 5\text{C}$.
 Можно ли потушить горящий фосфор углекислым газом?
5. Не производя вычислений, установить знак ΔS° следующих процессов: $2\text{NH}_{3(г)} = \text{N}_{2(г)} + 3\text{H}_{2(г)}$; $2\text{H}_2\text{S}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{S}_{(к)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$.
6. Рассчитайте стандартную энтальпию образования газообразного пентахлорида фосфора, исходя из следующих уравнений:
 $2\text{P}_{(к)} + 3\text{Cl}_{2(г)} = 2\text{PCl}_{3(г)}$; $\Delta H^\circ = -560 \text{ кДж}$;
 $\text{PCl}_{3(г)} + \text{Cl}_{2(г)} = \text{PCl}_{5(г)}$; $\Delta H^\circ = -86,9 \text{ кДж}$.
7. Рассчитайте стандартную энтальпию образования кристаллического сульфида цинка на основании следующих данных:
 - 1) $\text{ZnSO}_{4(к)} + \text{ZnO}_{(к)} + \text{SO}_{3(г)}$, $\Delta H^\circ = 235,21 \text{ кДж}$;
 - 2) $2\text{ZnS}_{(к)} + 3\text{O}_{2(г)} = 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_{2(г)}$, $\Delta H^\circ = -885,66 \text{ кДж}$;
 - 3) $\text{ZnS}_{(к)} = \text{Zn}_{(к)} + \text{S}_{(п)}$, $\Delta H^\circ = 201,48 \text{ кДж}$;
 - 4) $2\text{SO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{SO}_{3(г)}$, $\Delta H^\circ = -195,96 \text{ кДж}$.

Вариант №5

1. Процесс гашения извести можно представить следующим термохимическим уравнением: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + 67 \text{ кДж}$. Сколько теплоты выделится при гашении 1 т извести, содержащей 20 % посторонних примесей, не влияющих на тепловой эффект реакции?
2. Исходя из уравнения реакции $\text{CH}_3\text{OH}_{(ж)} + 3/2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}_{(ж)}$, $\Delta H^\circ = -726,5 \text{ кДж}$, вычислить ΔH°_{298} образования метилового спирта.
3. Вычислите ΔG°_{298} для реакции $\text{CaCO}_{3(к)} = \text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$ при 25, 500 и 1500 $^\circ\text{C}$. Зависимостью ΔH° и ΔS° от температуры пренебречь.

- При взаимодействии 1 моль металлического калия с водой выделяется 188,4 кДж теплоты. Определите, какая масса калия прореагировала, если выделилось 28,25 кДж теплоты.
- Рассчитайте количество теплоты, которое потребуется для разложения 1 кг карбоната натрия $\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{к})} = \text{Na}_2\text{O}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$, исходя из следующих термохимических уравнений:
 - $\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{к})} + \text{SiO}_{2(\text{к})} = \text{Na}_2\text{SiO}_{3(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$; $\Delta H^\circ = 81,04$ кДж;
 - $\text{Na}_2\text{O}_{(\text{к})} + \text{SiO}_{2(\text{к})} = \text{Na}_2\text{SiO}_{3(\text{к})}$; $\Delta H^\circ = -243,17$ кДж.
- Рассчитайте ΔS°_{298} реакций:

$$2\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 6\text{SO}_{2(\text{г})} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{к})}$$

$$\text{H}_2\text{O}_{2(\text{ж})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + \text{O}_{2(\text{г})}$$
- Протекание какой из приведенных реакций восстановления оксида железа (III) наиболее вероятно при 298 К:

$$\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{H}_2 = 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$$

$$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C}_{(\text{графит})} = 2\text{Fe} + 3\text{CO}_{(\text{г})}$$

$$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} = 2\text{Fe} + 3\text{CO}_{2(\text{г})}$$

Вариант №6

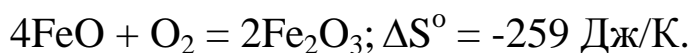
- Сколько теплоты выделится при сгорании 1 кг термита? Уравнение реакции: $3\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{Al} = 9\text{Fe} + 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 829$ кДж.
- При восстановлении 12,7 г оксида меди (II) углем (с образованием CO) поглощается 8,24 кДж. Определить ΔH°_{298} образования CuO.
- Предскажите знак изменения энтропии для следующих процессов: $\text{CaCO}_{3(\text{к})} = \text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$, $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$.
- Вычислите ΔG°_{298} и определите, может ли быть восстановлен PbO до Pb алюминием, водородом при 298 и 1300 К.
- Вычислите ΔH°_{298} энтальпию образования $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{ж})}$, если теплота разложения составляет $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{ж})} = \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + 1/2\text{O}_{2(\text{г})} - 98,03$ кДж/моль.
- Стандартная энтропия реакции $2\text{ZnS}_{(\text{к})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{ZnO}_{(\text{к})} + 2\text{SO}_{3(\text{г})}$ равна $\Delta S^\circ_{298} = -147$ Дж/К. Рассчитайте стандартную энтропию $\Delta S^\circ_{298}(\text{ZnS})$.
- Докажите, по какой реакции более вероятно разложение пероксида водорода при 298 и 400 К: $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{ж})} = \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + 1/2\text{O}_{2(\text{г})}$, $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{ж})} = \text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$.

Вариант №7

1. Определите теплоту образования оксида азота (I):
 $2\text{N}_2\text{O} + \text{C} = \text{CO}_2 + 2\text{N}_2 + 556,7 \text{ кДж}$.
2. При полном сгорании этилена (с образованием жидкой воды) выделилось 6226 кДж. Найти объем вступившего в реакцию кислорода (н.у.).
3. Не производя вычислений, установить знак ΔS° следующих процессов: $2\text{NH}_3(\text{г}) = \text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$; $\text{CO}_2(\text{к}) = \text{CO}_2(\text{г})$.
4. Какие из перечисленных оксидов могут быть восстановлены алюминием при 298 К: CaO, FeO, CuO, PbO?
5. Определите термодинамическую вероятность протекания процесса при 20 и 500 °С: $2\text{KClO}_3(\text{к}) = 3\text{O}_2(\text{г}) + 2\text{KCl}(\text{к})$.
6. Рассчитайте энтальпийный и энтропийный факторы процесса при условии, что вещества находятся в стандартном состоянии $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + \text{S}(\text{к})$. Какой из рассчитанных факторов будет способствовать самопроизвольному течению реакции в прямом направлении?
7. В атмосфере какого газа – оксида углерода (II) или оксида углерода (IV) – наиболее вероятно окисление кальция при стандартных состояниях всех веществ: $\text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{Ca}(\text{к}) = 2\text{CaO}(\text{к}) + \text{C}(\text{графит})$, $\text{CO}(\text{г}) + \text{Ca}(\text{к}) = \text{CaO}(\text{к}) + \text{C}(\text{графит})$?

Вариант №8

1. Водяной газ представляет собой смесь равных объемов водорода и оксида углерода (II). Найти количество теплоты, выделившейся при сжигании 112 л водяного газа (н.у.).
2. Не производя вычислений, установить знак ΔS° следующих процессов: $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$; $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 2\text{SO}_2(\text{г})$.
3. Вычислить ΔG°_{298} следующих реакций и определить принципиальную возможность их осуществления в стандартных условиях:
 $\text{SO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) = 3\text{S}(\text{к}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$;
 $2\text{HCl}(\text{г}) + 1/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{Cl}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$.
4. Найдите стандартную энтальпию образования гидразина:
 $\text{N}_2\text{H}_4(\text{ж}) + 2\text{I}_2(\text{к}) = 4\text{HI}(\text{г}) + \text{N}_2$, $\Delta H^\circ = 55,66 \text{ кДж}$.
5. Рассчитайте стандартную энтропию реакции образования оксида железа (III) из простых веществ по реакции
 $4\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к})$, используя следующие данные:
 $2\text{Fe} + \text{O}_2 = 2\text{FeO}$; $\Delta S^\circ = -145 \text{ Дж/К}$;



6. Восстановление оксида железа (III) до свободного металла по уравнению $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 = 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ сопровождается поглощением 96,2 кДж теплоты. Сколько поглотится теплоты при взаимодействии 160 г Fe_2O_3 с 33,6л H_2 (н.у.)?
7. Возможна ли реакция $\text{CO}_{(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = \text{CH}_{4(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ при температуре 30 °С? Найдите температуру начала реакции.

Вариант №9

1. Сожжены с образованием $\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ равные объемы водорода и ацетилена, взятых при одинаковых условиях. В каком случае выделится больше теплоты? Во сколько раз?
2. Не производя вычислений, установить знак ΔS° следующих процессов:
 $2\text{NH}_{3(\text{г})} = \text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})};$
 $2\text{CH}_3\text{OH}_{(\text{г})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{CO}_{2(\text{г})}.$
3. При какой температуре становится возможна реакции обжига пирита $4\text{FeS}_{2(\text{к})} + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 8\text{SO}_{2(\text{г})}$?
4. При полном сгорании этилена $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ выделилось 6226 кДж. Рассчитайте объем вступившего в реакцию кислорода (н.у.).
5. По известной величине стандартной энтальпии реакции разложения карбоната кальция рассчитайте массу взятого карбоната кальция и объем выделившегося углекислого газа (н.у.), если при разложении поглощается 534 кДж теплоты.
6. Какие из перечисленных оксидов могут быть восстановлены магнием до свободного металла при 500 К: CaO , ZnO , SnO_2 ?
7. Вычислите теплоту сгорания ацетилена:
 $\text{C}_2\text{H}_2 + 2,5\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}.$

Вариант №10

1. Рассчитайте тепловой эффект реакции горения этилена:
 $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}.$
2. Рассчитайте значение ΔG°_{298} реакции и установите, в каком направлении она будет протекать самопроизвольно в стандартных условиях при 25 и 1000 °С: $\text{NiO}_{(\text{к})} + \text{Pb}_{(\text{к})} = \text{Ni}_{(\text{к})} + \text{PbO}_{(\text{к})}.$
3. При соединении 2,1 г железа с серой выделилось 3,77 кДж. Рассчитать теплоту образования сульфида железа.
4. Не производя вычислений, установить знак ΔS° следующих процессов:
 $2\text{NH}_{3(\text{г})} = \text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})};$ $2\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{S}_{(\text{к})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}.$

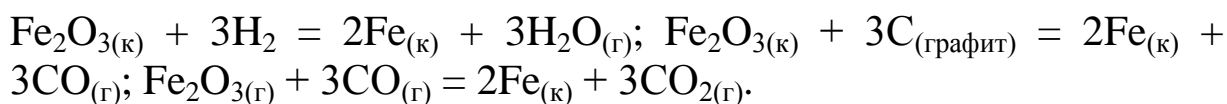
5. Определите стандартную энтальпию реакции восстановления оксида хрома (III) алюминием.
6. Не производя вычислений, установите знак ΔS° следующих процессов и оцените возможность самопроизвольного протекания следующих реакций в стандартных условиях: $2\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{N}_2\text{O}$; $\Delta H^\circ_{298} = 163,02$ кДж; $\text{N}_2 + 2\text{O}_2 = 2\text{NO}_2$; $\Delta H^\circ_{298} = 67,64$ кДж.
7. Рассчитайте стандартную энтальпию образования кристаллического сульфида цинка на основании следующих данных:
 - 1) $\text{ZnSO}_{4(\text{к})} + \text{ZnO}_{(\text{к})} + \text{SO}_{3(\text{г})}$, $\Delta H^\circ = 235,21$ кДж;
 - 2) $2\text{ZnS}_{(\text{к})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_{2(\text{г})}$, $\Delta H^\circ = -885,66$ кДж;
 - 3) $\text{ZnS}_{(\text{к})} = \text{Zn}_{(\text{к})} + \text{S}_{(\text{п})}$, $\Delta H^\circ = 201,48$ кДж;
 - 4) $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_{3(\text{г})}$, $\Delta H^\circ = -195,96$ кДж.

Вариант №11

1. Определите теплоту образования метана:
 $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 802,9$ кДж.
2. Определите ΔH°_{298} образования этилена, используя следующие данные: $\text{C}_2\text{H}_{4(\text{г})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$, $\Delta H^\circ = -1323$ кДж.
3. Рассчитайте значение ΔG°_{298} реакции и установите, в каком направлении она будет протекать самопроизвольно в стандартных условиях при 25 и 1000 °С: $\text{Ag}_2\text{O}_{(\text{к})} + \text{Zn}_{(\text{к})} = \text{Ag}_{(\text{к})} + \text{ZnO}_{(\text{к})}$.
4. Определите ΔH°_{298} образования CS_2 , используя следующие данные: $\text{CS}_{2(\text{ж})} + 3\text{O}_2 = \text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{SO}_{2(\text{г})}$; $\Delta H^\circ = -1076,52$ кДж.
5. Определите, будет ли идти реакция образования углекислого газа и водорода при 298 К: $\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 1/2\text{C} = 1/2\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_2$, если нет, то при какой температуре она станет возможной.
6. Определите значение энтропии реакции в стандартных условиях: $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_2 = 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$.
7. Рассчитайте стандартную энтальпию образования твердого оксида железа (II), если известно, что при взаимодействии 3,6 г оксида железа (II) с оксидом углерода (II) выделяется 0,71 кДж, а при сгорании 2,8 г оксида углерода выделяется 28,29 кДж.

Вариант №12

1. Определите тепловой эффект реакции: $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$.
2. Сравните ΔG° реакции восстановления оксида железа (III) различными восстановителями при 1000 К:



3. Определите стандартную энтальпию (ΔH°_{298}) образования PH_3 , исходя из уравнения: $2\text{PH}_{3(\text{г})} + 4\text{O}_{2(\text{г})} = \text{P}_2\text{O}_{5(\text{к})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$, $\Delta H^\circ = -2340$ кДж.
4. Определите ΔH°_{298} уксусной кислоты, используя следующие данные: $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{ж})} + 2\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$, $\Delta H^\circ = -871,54$ кДж.
5. Можно ли получить Cl_2O из простых веществ при стандартных условиях?
6. Определите возможность самопроизвольного протекания реакции при 298 К: $\text{CaSO}_{4(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = \text{CaCO}_{3(\text{к})} + \text{SO}_{3(\text{г})}$.
7. Не производя вычислений, укажите, для каких реакций изменение энтропии способствует самопроизвольному протеканию процесса: $\text{MgO}_{(\text{к})} + \text{H}_2 = \text{Mg}_{(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$; $\text{FeO} + \text{C}_{(\text{графит})} = \text{Fe}_{(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{г})}$; $2\text{ZnS}_{(\text{к})} + 3\text{O}_2 = 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_{2(\text{г})}$.

Вариант №13

1. При сгорании 4 г кальция в кислороде выделилось 63,6 кДж теплоты. Представьте образования оксида кальция термохимическим уравнением.
2. Какие из перечисленных оксидов могут быть восстановлены водородом до свободного металла при 400 °С К: Na_2O , CaO , NiO ?
3. Вычислите ΔS°_{298} следующих реакций:
 $\text{CO}_{(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = \text{CH}_{4(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$; $\text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{Mg}_{(\text{к})} = 2\text{MgO}_{(\text{к})} + \text{C}_{(\text{к})}$.
4. Возможна ли при 298 и при 3000 К следующая реакция?:
 $2\text{N}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{N}_2\text{O}_{(\text{г})}$?
5. Определите ΔH°_{298} реакции $3\text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})} = \text{C}_6\text{H}_{6(\text{ж})}$.
6. Не производя вычислений, установите знак ΔS° следующих процессов: $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} = \text{COCl}_{2(\text{г})}$; $\text{Ag}^+_{(\text{р})} + \text{I}^-_{(\text{р})} = \text{AgI}_{(\text{к})}$.
7. Вычислить ΔH°_{298} реакции: $\text{C}_6\text{H}_{6(\text{г})} + 15/2\text{O}_{2(\text{г})} = 6\text{CO}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$.

Вариант №14

1. При разложении хлората калия $\text{KClO}_{3(\text{к})} = \text{KCl}_{(\text{к})} + 1,5\text{O}_{2(\text{г})}$ образовался кислород объемом 4,48 л (н.у.). Какое количество теплоты выделилось при этом?
2. Возможна ли при 298 и при 3000 К следующая реакция:
 $\text{N}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{(\text{г})}$?

3. Не производя вычислений, установите знак ΔS° следующих процессов: $\text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)} = \text{CaCO}_{3(к)}$, $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$.
4. Вычислите ΔH°_{298} реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$; $\Delta H^\circ = -196$ кДж.
5. Вычислите ΔG°_{298} для реакции:
 $2\text{NH}_{3(г)} + 2,5\text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{(г)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$.
6. С помощью расчета ΔG°_{298} реакции
 $\text{NH}_{3(г)} + 3/2\text{Cl}_2 = 1/2\text{N}_2 + 3\text{HCl}_{(г)}$,
 $\text{NH}_{3(г)} + 3/4\text{O}_2 = 1/2\text{N}_2 + 3/2\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$
 сравните окислительные свойства хлора и кислорода по отношению а аммиаку.
7. Вычислите ΔG° 600 °С реакции и определите принципиальную возможность ее осуществления: $\text{SO}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{S}_{(г)} = 3\text{S}_{(к)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$.

Вариант №15

1. При восстановлении 1 моль Cr_2O_3 алюминием выделяется 534 кДж теплоты. Какое количество теплоты выделится, если восстановится Cr_2O_3 массой 7,6 г?
2. Вычислите теплоту сгорания ацетилена:
 $\text{C}_2\text{H}_2 + 2,5\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$.
3. Укажите, какие из реакций могут в стандартных условиях протекать самопроизвольно:
 $\text{Fe}_2\text{O}_{3(к)} + 2\text{Al}_{(к)} = 2\text{Fe}_{(к)} + \text{Al}_2\text{O}_{3(к)}$; $\text{Fe}_2\text{O}_{3(к)} + 3\text{C}_{(к)} = 2\text{Fe}_{(к)} + 3\text{CO}_{(г)}$.
4. Определите тепловой эффект реакции: $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO} + \text{Q}$.
5. Может ли быть восстановлен цинком при 500 °С PbO ? При какой температуре процесс возможен? $\text{PbO} + \text{Zn} = \text{ZnO} + \text{Pb}$.
6. При полном сгорании этилена $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$ выделилось 8222 кДж. Рассчитайте объем вступившего в реакцию кислорода (н.у.).
7. Определите, будет ли идти реакция образования углекислого газа и водорода при 298 К: $\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 1/2\text{C} = 1/2\text{CO}_{2(г)} + \text{H}_2$? Если нет, то при какой температуре она станет возможной?

Вариант №16

1. Не производя вычислений, укажите, для каких реакций изменение энтропии способствует самопроизвольному протеканию процесса: $\text{MgO}_{(к)} + \text{H}_2 = \text{Mg}_{(к)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)}$;
 $\text{FeO} + \text{C}_{(графит)} = \text{Fe}_{(к)} + \text{CO}_{(г)}$;
 $2\text{ZnS}_{(к)} + 3\text{O}_2 = 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_{2(г)}$.

2. Восстановление оксида железа (III) до свободного металла по уравнению $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 = 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ сопровождается поглощением 96,2 кДж теплоты. Сколько поглотится теплоты при взаимодействии 160 г Fe_2O_3 с 33,6 л H_2 (н.у.)?
3. Вычислите ΔH°_{298} реакции: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(\text{к})} = 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})} + 2\text{CO}_{2(\text{г})}$.
4. Укажите, возможна ли реакция $2\text{ZnS}_{(\text{к})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_{2(\text{г})}$ в стандартных условиях. При какой температуре она становится возможной?
5. Определите термодинамическую вероятность протекания процесса при 30 и 300 °С: $\text{KClO}_{3(\text{к})} = 3\text{KClO}_{4(\text{к})} + \text{KCl}_{(\text{к})}$.
6. Предскажите знак изменения энтропии реакции, не производя математических вычислений: $\text{C}_2\text{H}_{4(\text{газ})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})}$.
7. Возможна ли реакция $\text{CO}_{2(\text{г})} + 4\text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{CH}_4_{(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ при температуре равной 300 К. При какой температуре она становится возможной?

Вариант №17

1. Пользуясь табличными данными, определите ΔH°_{298} и ΔS°_{298} для следующих процессов:
 $\text{C}_2\text{H}_{4(\text{г})} + \text{H}_2 = \text{C}_2\text{H}_{6(\text{г})}$; $\text{C}_{10}\text{H}_{8(\text{к})} + 12\text{O}_2 = 10\text{CO}_{2(\text{г})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$.
2. Найдите количество теплоты, выделившееся при взрыве 100 л гремучего газа, взятого при н.у.
3. Какие из перечисленных оксидов могут быть восстановлены водородом до свободного металла при 300 К: CuO , CaO , Fe_2O_3 ?
4. Вычислите ΔH°_{298} реакции: $\text{C}_2\text{H}_{6(\text{г})} + 7/2\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$.
5. Предскажите знак изменения энтропии в реакции и проверьте предсказание расчетами: $\text{CaO}_{\text{к}} + \text{H}_2\text{O}_{\text{ж}} = \text{Ca}(\text{OH})_{2\text{к}}$.
6. Возможно ли протекание реакции $\text{SO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} = 3\text{S}_{(\text{к})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ в стандартных условиях и при температуре 700 °С?
7. Может ли быть восстановлен углеродом до свободного металла CaO при 500 °С? Ответ подтвердите расчетами.

Вариант №18

1. Найдите количество теплоты, выделившееся при взрыве 200 л гремучего газа, взятого при н.у.
2. Вычислите ΔH°_{298} образования $\text{MgCO}_{3(\text{к})}$, исходя из реакции: $\text{MgO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = \text{MgCO}_{3(\text{к})}$, $\Delta H^\circ = -117,7$ кДж.
3. Предскажите знак изменения энтропии реакции, не производя математических вычислений: $\text{C}_2\text{H}_{4(\text{газ})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})}$.
4. Возможна ли реакция $2\text{H}_2 + \text{CO} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}$ при $T = 600$ К?

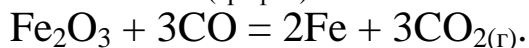
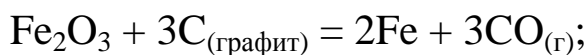
5. До какой температуры в атмосфере кислорода не протекает реакция $2\text{MnO} + \text{O}_2 = 2\text{MnO}_2$?
6. Можно ли получить хлорид железа (II) и хлорид железа (III) при взаимодействии железа с хлором при температуре 300 К?
7. Определите ΔH°_{298} образования CS_2 , используя следующие данные:
 $\text{CS}_{2(\text{ж})} + 3\text{O}_2 = \text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{SO}_{2(\text{г})}$; $\Delta H^\circ = -1076,52$ кДж.

Вариант №19

1. Вычислите ΔG°_{298} для реакции при 20 и 500 °С:
 $2\text{NH}_{3(\text{г})} + 2,5\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{(\text{г})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$.
2. Определите ΔH°_{298} образования фосфина $\text{PH}_{3(\text{г})}$, исходя из уравнения:
 $2\text{PH}_{3(\text{г})} + 4\text{O}_2 = \text{P}_2\text{O}_{5(\text{к})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$; $\Delta H^\circ = -2360$ кДж.
3. Вычислите ΔG°_{298} и определите, может ли быть восстановлен PbO до Pb кальцием и водородом при 298 К.
4. Определите теплоту образования метана:
 $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 802,9$ кДж.
5. Рассчитайте стандартную энтальпию образования твердого оксида железа (II), если известно, что при взаимодействии 3,6 г оксида железа (II) с оксидом углерода (II) выделяется 0,71 кДж, а при сгорании 2,8 г оксида углерода выделяется 28,29 кДж.
6. Определите стандартную теплоту образования оксида меди (II), зная, что при восстановлении 40 г CuO углем выделяется CO и поглощается 27,4 кДж.
7. Рассчитайте стандартную энтропию оксида железа (III), если известна энтропия реакции:
 $4\text{FeO}_{(\text{к})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})}$; $\Delta S^\circ = -259$ Дж/К.

Вариант №20

1. Рассчитайте значение ΔG°_{298} реакции и установите, в каком направлении она будет протекать самопроизвольно стандартных условиях при 25 и 800 °С:
 $8\text{Al}_{(\text{к})} + 3\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{к})} = 9\text{Fe}_{(\text{к})} + 4\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})}$.
2. Определите стандартную теплоту образования оксида меди (II), зная, что при восстановлении 40г CuO углем выделяется CO и поглощается 27,4 кДж.
3. Протекание какой из приведенных реакций восстановления оксида железа (III) наиболее вероятно при 800 К:
 $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{H}_2 = 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$;



4. При взрыве 5 л гремучего газа выделилось 36 кДж. Составьте термохимическое уравнение данной реакции.
5. Возможна ли реакция $2\text{H}_2 + \text{CO} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}$ при $T = 600\text{ K}$?
6. Предскажите знак изменения энтропии в реакции и проверьте предсказание расчетами: $\text{C}_{\text{Графит}} + \text{CO}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{\text{г}}$.
7. Какое количество теплоты выделяется заводом, производящим 10^6 кг аммиака в день, если $\text{N}_{2\text{г}} + 3\text{H}_{2\text{г}} = 2\text{NH}_{3\text{г}}$, $\Delta H^\circ = -92\text{ кДж}$?

Тест «Термодинамика»¹¹

№	Вопрос	Ответ
1	Реакция, протекающая с выделением тепла, называется:	1) Эндотермическая; 2) экзотермическая; 3) термодинамическая; 4) обратимая.
2	Условие принципиальной осуществимости самопроизвольного процесса:	1) $\Delta G < 0$; 2) $\Delta G > 0$; 3) $\Delta G = 0$; 4) $\Delta U < 0$.
3	Система, которая обменивается с окружающей средой и веществом и энергией, является:	1) открытой; 2) закрытой; 3) изолированной.
4	Химическая реакция невозможна при любой температуре, если:	1) $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$; 2) $\Delta H > 0$, $\Delta S < 0$; 3) $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$; 4) $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$.
5	В изолированной системе без сообщения энергии извне протекают только такие самопроизвольные процессы, в которых энтропия:	1) не изменяется; 2) возрастает; 3) уменьшается.

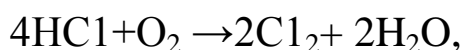
¹¹ Дан один примерный вариант теста.

№	Вопрос	Ответ
6	Изменение энтропии в ходе реакции $\text{CO}_{(г)} + 2\text{H}_{2(г)} = \text{CH}_3\text{OH}_{(ж)}$:	1) $\Delta S > 0$; 2) $\Delta S < 0$; 3) $\Delta S = 0$; 4) $\Delta S \geq 0$.
7	Энтропия реакции $\text{NH}_4\text{NO}_{3(к)} = \text{N}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$:	1) возрастает; 2) уменьшается; 3) не изменяется; 4) нет энтропии.
8	Энтальпия реагентов больше, чем энтальпия продуктов для реакций:	1) разложения; 2) соединения; 3) эндотермических; 4) экзотермических.

3.2. Кинетика. Химическое равновесие

Примеры решения задач

Пример 1. Как изменится скорость реакции



протекающей в газовой фазе, если увеличить в три раза: 1) концентрацию кислорода; 2) концентрацию хлорида водорода; 3) давление?

Решение. Если обозначить концентрации HCl и O₂ соответственно через *a* и *b*, то выражение для скорости реакции примет вид:

$$v = k[\text{HCl}]^4[\text{O}_2] = ka^4b.$$

После увеличения концентраций O₂ в три раза

$$v_1 = ka^43b.$$

Увеличение скорости реакции по отношению к первоначальному определяется отношением

$$\frac{v_1}{v} = \frac{ka^43b}{ka^4b} = 3.$$

После увеличения концентраций HCl в три раза

$$V_1 = k(3a)^4 b.$$

Увеличение скорости реакции по отношению к первоначальному определяется отношением

$$\frac{v_1}{v} = \frac{k(3a)^4 b}{ka^4 b} = 81.$$

Увеличение давления во столько же раз увеличивает концентрацию газообразных реагирующих веществ, поэтому в этом случае:

$$v_1 = k(3a)^4 3b.$$

Увеличение скорости реакции по отношению к первоначальному определяется отношением

$$\frac{v_1}{v} = \frac{k(3a)^4 3b}{ka^4 b} = 243.$$

Пример 2. Чему равна массовая доля H_2 и I_2 , превращающихся в иодид водорода, если они взяты в реакцию количеством вещества 1 моль каждый, а константа равновесия при температуре опыта равна 4?

Решение. Запишем уравнение реакции: $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$:

Показатель	H_2	I_2	HI
Взято, моль/л	1 моль	1 моль	0 моль
К моменту равновесия прореагировало	x моль	x моль	
Осталось	$1-x$	$1-x$	
Образовалось			$2-x$

Равновесные концентрации H_2 и I_2 составляют $1-x$, а HI – $2x$ моль/л.

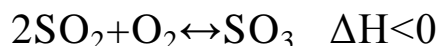
Запишем значение константы равновесия:

$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{2x^2}{(1-x)^2} = 4$$

откуда $x = 0,5$ моль/л.

Таким образом, массовая доля H_2 и I_2 , превратившихся в HI , составляет 50 %.

Пример 3. Какими способами в системе

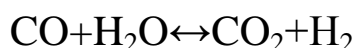


можно смещать равновесие в сторону большего выхода SO_3 при заданной концентрации SO_2 ?

Решение. Согласно правилу Ле Шателье, это достигается:

- а) повышением концентрации O_2 ;
- б) уменьшением концентрации SO_3 (удаление из сферы реакции);
- в) повышением давления;
- г) понижением температуры до такого ее значения, при котором скорость реакции еще достаточна для относительно быстрого достижения равновесия.

Пример 4. Константа равновесия реакции



при температуре 727 и 927 °С соответственно равна 1,4 и 0,74. Как найти ΔG этой реакции и определить ее направление при указанных температурах?

Решение. ΔG находится из уравнения

$$\Delta G = -RT \ln K = -19,1 T \lg K.$$

Температуры 727 и 927 °С соответственно равны 1000 и 1200 К. Тогда:

- а) $\Delta G_1 = -19,1 - 1000 \lg 1,4 = -2789$ Дж/моль = -2,8 кДж/моль;
- б) $\Delta G_2 = -19,1 - 1200 \lg 0,74 = +2502$ Дж/моль = +2,5 кДж/моль.

Таким образом, в температурном интервале 727–927 °С (при ~800 °С) значение ΔG проходит через нуль и направление реакции меняется с прямого на обратное, поэтому реакцию следует проводить при температуре ниже 800 °С. С понижением температуры выход будет увеличиваться, однако время достижения равновесия будет расти.

Пример 5. При повышении температуры с 300 до 380 К скорость реакции возросла в 3000 раз. Найти температурный коэффициент реакции.

Решение: По уравнению Вант-Гоффа

$$v_{T_2} = v_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}.$$

Подставляем значения параметров задачи в уравнение

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

$$3000 = \gamma^8.$$

Логарифмируя это выражение, получаем:

$$8 \lg \gamma = \lg 3000,$$

$$8 \lg \gamma = 3,48,$$

$$\gamma = 2,7.$$

Задачи для решения на занятиях

1. Равновесие в системе $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{I}_2] = 0,005$ моль/л, $[\text{H}_2] = 0,025$ моль/л, $[\text{HI}] = 0,09$ моль/л. Определить исходные концентрации иода и водорода.
2. Во сколько раз следует увеличить концентрацию вещества B_2 в системе $2\text{A}_2 + \text{B}_2 = 2\text{A}_2\text{B}$, чтобы при уменьшении концентрации вещества A в 4 раза скорость прямой реакции не изменилась?
3. Для реакции $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ константа равновесия при некоторой температуре равна 1. Рассчитайте равновесные концентрации веществ, если исходная концентрация каждого из них составляла 2 моль/л.
4. В системе $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ концентрацию CO увеличили от 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию хлора – от 0,02 до 0,06 моль/л. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции?
5. Во сколько раз повысится скорость реакции при повышении температуры на 100°C , принимая температурный коэффициент скорости равным 3?
6. Как увеличить процентное содержание PCl_3 в равновесной системе $\text{PCl}_5 = \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 - 130 \text{ кДж}$?

7. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если объем реакционного сосуда увеличить в 2 раза?
8. При некоторой температуре равновесие в системе $2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{NO}_2] = 0,006$ моль/л, $[\text{NO}] = 0,024$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,012$ моль/л. Найти константу равновесия реакции.

Задачи для самостоятельного решения

Вариант №1

1. Найдите значение константы скорости реакции $\text{A} + \text{B} = \text{AB}$, если при концентрациях веществ А и В, равных соответственно 0,05 и 0,01 моль/л, скорость реакции равна $5 \cdot 10^{-5}$ моль/(л мин).
2. При некоторой температуре равновесие в системе $2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{NO}_2] = 0,006$ моль/л, $[\text{NO}] = 0,024$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,012$ моль/л. Найдите константу равновесия реакции и исходную концентрацию NO_2 .
3. Напишите выражения для скоростей следующих реакций: $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 = \text{PCl}_5$, $2\text{CO} = \text{CO}_2 + \text{C}$.
4. Как влияет на равновесия $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$, $\Delta H^0 = -53,5$ кДж, $\text{C}_{(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{CO} + \text{H}_2$, $\Delta H^0 = 132$ кДж повышение температуры и давления?
5. Во сколько раз повысится скорость реакции при повышении температуры на 100°C , принимая температурный коэффициент скорости равным 3?
6. В какой из реакций увеличение объема вызовет нарушение равновесия: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$, $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$?
7. Во сколько раз следует увеличить концентрацию вещества B_2 в системе $2\text{A}_2_{(\text{г})} + \text{B}_2_{(\text{г})} = 2\text{A}_2\text{B}_{(\text{г})}$, чтобы при уменьшении концентрации вещества А в 4 раза скорость прямой реакции не изменилась?
8. Через некоторое время после начала реакции $3\text{A} + \text{B} = 2\text{C} + \text{D}$ концентрации веществ составляли: $[\text{A}] = 0,03$ моль/л, $[\text{B}] = 0,01$ моль/л, $[\text{C}] = 0,008$ моль/л. Каковы исходные концентрации веществ А и В?

Вариант №2

1. Во сколько раз изменится скорость реакции $2A + B = A_2B$, если концентрацию вещества А увеличить в 2 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в 2 раза?
2. Для реакции $H_2 + Br_2 = 2HBr$ при некоторой температуре $K=1$. Определите состав (в процентах по объему) равновесной реакционной смеси, если исходная смесь состояла из 3 молей H_2 и 2 молей Br_2 .
3. Напишите выражения для скоростей следующих реакций:
 $H_2 + 2NO = N_2O + H_2O$; $Al_2(SO_4)_{3(к)} = Al_2O_3 + 3SO_3$.
4. Как влияет на равновесия $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$, $\Delta H^0 = -198$ кДж, $C_{(к)} + CO_{2(г)} = 2CO$, $\Delta H^0 = 172$ кДж повышение температуры и давления?
5. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 200 до 500 °С, если температурный коэффициент равен 2?
6. Куда сместится равновесие вследствие уменьшения объема в системе $4HCl + O_2 = 2H_2O + 2Cl_2$?
7. Напишите выражение скорости химической реакции, протекающей в гомогенной системе, по уравнению $A + 2B = AB_2$ и определите, во сколько раз увеличится скорость реакции, если концентрация В увеличится в 3 раза.
8. Вычислите равновесные концентрации водорода и иода, если известно, что их начальные концентрации составляли 0,02 моль/л, а равновесная концентрация HI равна 0,03 моль/л. Вычислите константу равновесия.

Вариант №3

1. Во сколько раз следует увеличить концентрацию вещества B_2 в системе $2A_2 + B_2 = 2A_2B$, чтобы при уменьшении концентрации вещества А в 4 раза скорость прямой реакции не изменилась?
2. При смешивании газов А и В в системе $A + B = C + D$ устанавливается равновесие при следующих концентрациях: $[B]= 0,05$ моль/л, $[C]= 0,02$ моль/л. Константа равновесия реакции равна $4 \cdot 10^{-2}$. Найдите исходные концентрации веществ А и В.
3. Во сколько раз следует увеличить концентрацию водорода, чтобы скорость реакции синтеза аммиака увеличилась в 100 раз?

4. Как влияет на равновесия $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$, $\Delta H^0 = -53,5$ кДж, $\text{NH}_4\text{Cl}_{(к)} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$, $\Delta H^0 = 176$ кДж повышение температуры и давления?
5. Напишите выражение для скоростей реакций: $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$, $\text{PCl}_5 = \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$.
6. В какой из систем увеличение давления вызовет смещение равновесия и в какую сторону: $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$, $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$?
7. Напишите выражение скорости химической реакции, протекающей в гомогенной системе, по уравнению $\text{A} + 2\text{B} = \text{AB}_2$ и определите, во сколько раз увеличится скорость реакции, если концентрация А увеличится в 2 раза.
8. В системе $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ равновесные концентрации веществ $[\text{Cl}_2] = 0,3$ моль/л, $[\text{CO}] = 0,2$ моль/л, $[\text{COCl}_2] = 1,2$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы и начальные концентрации хлора и оксида углерода (II).

Вариант №4

1. Через некоторое время после начала реакции $3\text{A} + \text{B} = 2\text{C} + \text{D}$ концентрации веществ составляли: $[\text{A}] = 0,03$ моль/л, $[\text{B}] = 0,01$ моль/л, $[\text{C}] = 0,008$ моль/л. Каковы исходные концентрации веществ А и В?
2. Найдите константу равновесия реакции $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$, если начальная концентрация N_2O_4 составляла 0,08 моль/л, а к моменту наступления равновесия диссоциировало 50 % N_2O_4 .
3. Во сколько раз необходимо увеличить давление газовой смеси, чтобы скорость реакции $2\text{A} + \text{B} = \text{C}$ возросла в 27 раз?
4. Равновесие в системе $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{I}_2] = 0,005$ моль/л, $[\text{H}_2] = 0,025$ моль/л, $[\text{HI}] = 0,09$ моль/л. Определите исходные концентрации иода и водорода.
5. Концентрации участвующих в реакции $\text{PCl}_5 = \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$ веществ в момент равновесия были $[\text{PCl}_5] = [\text{PCl}_3] = [\text{Cl}_2] = 1$ моль/л. Вычислите исходную концентрацию PCl_5 .
6. В какую сторону сместится равновесие вследствие увеличения температуры в реакциях: $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO} - 180$ кДж; $\text{PCl}_5 = \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 - 130$ кДж.
7. Напишите выражение скорости химической реакции, протекающей в гомогенной системе, по уравнению $\text{A} + 2\text{B} = \text{AB}_2$ и опреде-

лите, во сколько раз увеличится скорость реакции, если концентрация обоих веществ увеличится в 2 раза.

8. Вычислите константу равновесия системы $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$, если в состоянии равновесия концентрация аммиака составляет 0,4 моль/л, азота 0,03 моль/л, а водорода 0,1 моль/л.

Вариант №5

1. В системе $CO + Cl_2 = COCl_2$ концентрацию CO увеличили от 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию хлора от 0,02 до 0,06 моль/л. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции?
2. В замкнутом сосуде протекает реакция $AB = A + B$. Константа равновесия реакции равна 0,04, а равновесная концентрация вещества B составляет 0,02 моль/л. Найти начальную концентрацию вещества AB .
3. Как изменится скорость реакции $2NO + O_2 = 2NO_2$ при увеличении концентрации NO в 2 раза, концентрации O_2 в 3 раза и одновременном увеличении давления в 2 раза?
4. Константа равновесия реакции $FeO + CO = Fe + CO_2$ при некоторой температуре равна 0,5. Найти равновесные концентрации CO и CO_2 , если начальные концентрации этих веществ составляли: $[CO]_0 = 0,05$ моль/л, $[CO_2]_0 = 0,01$ моль/л.
5. Реакция соединения азота с водородом обратима:
 $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$. В состоянии равновесия концентрации веществ были равны (моль/л): $[N_2] = 0,01$; $[H_2] = 3,6$; $[NH_3] = 0,4$. Вычислите исходные концентрации азота и водорода.
6. Каким путем можно повысить выход NO_2 в реакции
 $N_2 + O_2 = 2NO - 180$ кДж?
7. Во сколько раз следует увеличить концентрацию оксида углерода в системе $2CO = CO_2 + C$, чтобы скорость реакции увеличилась в 4 раза?
8. Равновесие в системе $H_2 + I_2 = 2HI$ установилось при следующих концентрациях: $[H_2] = 0,025$ моль/л, $[I_2] = 0,005$ моль/л, $[HI] = 0,09$ моль/л. Определите исходные концентрации иода и водорода.

Вариант №6

1. Реакция между веществами A и B выражается уравнением
 $A + 2B = C$. Начальные концентрации составляют:

- $[A]_0 = 0,03$ моль/л, $[B]_0 = 0,05$ моль/л. Константа скорости реакции равна 0,4. Найдите начальную скорость реакции.
- Константа равновесия реакции $A + B = C + D$ равна единице. Начальная концентрация $[A]_0 = 0,02$ моль/л. Сколько процентов вещества А подвергается превращению, если начальная концентрация вещества $[B]_0$ равна 0,02 моль/л?
 - Во сколько раз следует увеличить концентрацию кислорода, чтобы при уменьшении концентрации сернистого газа скорость реакции образования серного ангидрида осталась неизменной?
 - При состоянии равновесия в системе $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ концентрации участвующих веществ равны: $[N_2] = 3$ моль/л, $[H_2] = 9$ моль/л, $[NH_3] = 4$ моль/л. Определите исходные концентрации N_2 и H_2 .
 - Реакция окисления диоксида серы $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$ началась при $[SO_2] = 0,03$ моль/л и $[O_2] = 0,025$ моль/л. К моменту наступления равновесия $[SO_2] = 0,01$ моль/л. Вычислите равновесные концентрации остальных веществ.
 - Как можно увеличить процентное содержание PCl_3 в равновесной системе $PCl_5 = PCl_3 + Cl_2 - 130$ кДж?
 - Во сколько раз следует увеличить концентрацию водорода в системе $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$, чтобы скорость реакции увеличилась в 27 раз?
 - При некоторой температуре равновесие в системе $2NO_2 = 2NO + O_2$ установилось при следующих концентрациях: $[NO_2] = 0,006$ моль/л, $[NO] = 0,024$ моль/л, $[O_2] = 0,012$ моль/л. Найти константу равновесия реакции.

Вариант №7

- Как изменится скорость реакции $2NO + O_2 = 2NO_2$, если уменьшить объем системы в 3 раза, повысить концентрацию NO в 3 раза?
- Система $C_{(графит)} + CO_2 = 2CO$, $\Delta H^0 = 172,5$ кДж находится в состоянии равновесия. Укажите, как изменится содержание CO в равновесной системе с повышением температуры при неизменном давлении?
- Как изменится скорость реакции $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$, если объем системы уменьшить вдвое или увеличить втрое?

4. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,3. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если повысить температуру на 25 °С?
5. Составьте выражения для констант равновесия реакций:
 $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$; $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$.
6. В какой из реакций увеличение объема вызовет нарушение равновесия: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$; $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$?
7. Напишите уравнение скорости химической реакции $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ и определите, во сколько раз увеличится скорость реакции при увеличении концентрации кислорода в три раза.
8. В состоянии равновесия в системе $\text{A} + \text{B} = 2\text{D}$ установились следующие концентрации: $[\text{A}] = 0,4$ моль/л, $[\text{B}] = 0,2$ моль/л, $[\text{D}] = 0,4$ моль/л. Определите константу равновесия.

Вариант №8

1. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30 °С скорость реакции возрастет в 15,6 раза?
2. В каком направлении сместятся равновесия $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$, $\Delta\text{H}^0 = -556$ кДж; $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$, $\Delta\text{H}^0 = 180$ кДж при понижении температуры и при повышении давления?
3. В определенный момент протекания реакции $\text{A}_2 + 3\text{B}_2 = 2\text{AB}_3$ концентрации A_2 , B_2 , AB_3 составляли соответственно 2; 0,5; 4 моль/л. Определите исходные концентрации A_2 и B_2 .
4. Найдите значение константы скорости реакции $\text{A} + \text{B} = \text{AB}$, если при концентрациях веществ А и В, равных соответственно 0,05 и 0,01 моль/л, скорость реакции равна $5 \cdot 10^{-5}$ моль/(л мин).
5. Составьте выражения для констант равновесия реакций:
 $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$; $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$.
6. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 200 до 500 °С, если температурный коэффициент равен 2?
7. Реакция между оксидом азота (II) и хлором протекает по уравнению $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$. Как изменится скорость реакции при увеличении концентрации оксида азота в 2 раза?
8. Вычислить равновесные концентрации исходных веществ в системе $\text{CO} + 0,5\text{O}_2 = \text{CO}_2$, если начальные концентрации CO и O_2 составляли 0,32 моль/л, а равновесная концентрация $[\text{CO}_2] = 0,12$ моль/л.

Вариант №9

1. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,3. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если повысить температуру на 25 °С?
2. Как повлияет на равновесие реакций $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, $\Delta\text{H}^0 = -483,6$ кДж; $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$, $\Delta\text{H}^0 = 180$ кДж повышение температуры и повышение давления?
3. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 30 °С константа скорости реакции возросла в 13,8 раза?
4. Во сколько раз изменится скорость реакции $2\text{A} + \text{B} = \text{A}_2\text{B}$, если концентрацию вещества А увеличить в 2 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в 2 раза?
5. Вычислить константу равновесия для обратимой реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, зная, что в состоянии равновесия $[\text{NO}] = 0,056$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,028$ моль/л, $[\text{NO}_2] = 0,044$ моль/л.
6. В какой из систем увеличение давления вызовет смещение равновесия и в какую сторону: $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$, $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$?
7. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 40 °С, если $\gamma = 3$?
8. Через некоторое время после начала реакции $3\text{A} + \text{B} = 2\text{C} + \text{D}$ концентрации веществ составляли: $[\text{A}] = 0,03$ моль/л, $[\text{B}] = 0,01$ моль/л, $[\text{C}] = 0,008$ моль/л. Каковы исходные концентрации веществ А и В?

Вариант №10

1. При состоянии равновесия в системе $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$, $\Delta\text{H}^0 = -92,4$ кДж концентрации участвующих веществ равны: $[\text{N}_2] = 3$ моль/л, $[\text{H}_2] = 9$ моль/л, $[\text{NH}_3] = 4$ моль/л. Определите исходные концентрации N_2 и H_2 .
2. Найдите значение константы скорости реакции $\text{A} + \text{B} = \text{AB}$, если при концентрациях веществ А и В, равных соответственно 0,05 и 0,01 моль/л, скорость реакции равна $5 \cdot 10^{-5}$ моль/(л мин).
3. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5. Во сколько раз уменьшится скорость реакции при понижении температуры на 25 °С?

4. Во сколько раз следует увеличить концентрацию вещества B_2 в системе $2A_2 + B_2 = 2A_2B$, чтобы при уменьшении концентрации вещества A в 4 раза скорость прямой реакции не изменилась?
5. При некоторой температуре концентрации веществ в равновесной системе $N_2O_4 = 2NO_2$ были (моль/л): $[N_2O_4] = 0,0055$; $[NO_2] = 0,0189$. Вычислите константу равновесия.
6. В какую сторону сместится равновесие вследствие увеличения температуры в реакциях:
 $N_2 + O_2 = 2NO - 180 \text{ кДж}$;
 $PCl_5 = PCl_3 + Cl_2 - 130 \text{ кДж}$?
7. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2. Во сколько раз увеличится скорость реакции при увеличении температуры на $30^\circ C$?
8. Вычислите константу равновесия системы $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$, если в состоянии равновесия концентрация аммиака составляет 0,4 моль/л, азота – 0,03, водорода – 0,1 моль/л.

Вариант №11

1. Константа равновесия реакции $FeO + CO = Fe + CO_2$ при некоторой температуре равна 0,5. Найдите равновесные концентрации CO и CO_2 , если начальные концентрации этих веществ составляли $[CO]_0 = 0,05$ моль/л, $[CO_2]_0 = 0,01$ моль/л.
2. При некоторой температуре равновесие в системе $2NO_2 = 2NO + O_2$ установилось при следующих концентрациях: $[NO_2] = 0,006$ моль/л, $[NO] = 0,024$ моль/л, $[O_2] = 0,012$ моль/л. Найдите константу равновесия реакции и исходную концентрацию NO_2 .
3. На сколько градусов следует повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 40 раз? Температурный коэффициент скорости реакции равен 4.
4. Через некоторое время после начала реакции $3A + B = 2C + D$ концентрации веществ составляли: $[A] = 0,03$ моль/л, $[B] = 0,01$ моль/л, $[C] = 0,008$ моль/л. Каковы исходные концентрации веществ A и B ?
5. Константа равновесия реакции $CO + H_2O = H_2 + CO_2$ при некоторой температуре = 1. В состоянии равновесия $[H_2O] = 0,03$ моль/л, $[CO_2] = 0,04$ моль/л. Вычислите исходную концентрацию CO .
6. Каким путем можно повысить выход NO_2 в реакции $N_2 + O_2 = 2NO - 180 \text{ кДж}$?

- Во сколько раз изменится скорость реакции $2A + B = A_2B$, если концентрацию вещества А увеличить в 2 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в 2 раза?
- Вычислите равновесные концентрации водорода и иода, если известно, что их начальные концентрации составляли 0,02 моль/л, а равновесная концентрация HI равна 0,03 моль/л. Вычислите константу равновесия.

Вариант №12

- Найдите значение константы скорости реакции $A + B = AB$, если при концентрациях веществ А и В, равных соответственно 0,03 и 0,06 моль/л, скорость реакции равна $7 \cdot 10^{-5}$ моль/(л мин).
- При некоторой температуре равновесие в системе $2NO_2 = 2NO + O_2$ установилось при следующих концентрациях: $[NO_2] = 0,06$ моль/л, $[NO] = 0,04$ моль/л, $[O_2] = 0,01$ моль/л. Найдите константу равновесия реакции и исходную концентрацию NO_2 .
- Напишите выражения для скоростей следующих реакций:
 $PCl_3 + Cl_2 = PCl_5$, $2CO = CO_2 + C$.
- Как влияет понижение температуры и понижение давления на следующие равновесия:
 $2HI = H_2 + I_2$, $\Delta H^0 = -53,5$ кДж, $C_{(к)} + H_2O_{(г)} = CO + H_2$,
 $\Delta H^0 = 132$ кДж?
- Во сколько раз повысится скорость реакции при повышении температуры на $50^\circ C$, принимая температурный коэффициент скорости равным 2,8?
- В какой из реакций увеличение объема вызовет нарушение равновесия: $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$, $H_2 + Cl_2 = 2HCl$?
- Во сколько раз следует увеличить концентрацию вещества B_2 , чтобы при уменьшении концентрации вещества А в 4 раза скорость прямой реакции $2A_{2(г)} + B_{2(г)} = 2A_2B_{(г)}$ не изменилась?
- Через некоторое время после начала реакции $3A + B = 2C + D$ концентрации веществ составляли: $[A] = 0,003$ моль/л, $[B] = 0,001$ моль/л, $[C] = 0,005$ моль/л. Каковы исходные концентрации веществ А и В?

Вариант №13

- Во сколько раз изменится скорость реакции $2A + B = A_2B$, если концентрацию вещества А увеличить в 3 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в 4 раза?

- Для реакции $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$ $K=1$. Определите состав (в процентах по объему) равновесной реакционной смеси, если исходная смесь состояла из 5 молей H_2 и 3 молей Br_2 .
- Напишите выражения для скоростей следующих реакций:
 $\text{H}_2 + 2\text{NO} = \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{к})} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3$.
- Как влияют на равновесия $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$, $\Delta H^0 = -198$ кДж, $\text{C}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}$, $\Delta H^0 = 172$ кДж понижение температуры и понижение давления?
- Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 200 до 700 °С, если температурный коэффициент равен 2,2?
- Куда сместится равновесие вследствие увеличения объема кислорода в системе $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$?
- Напишите выражение скорости химической реакции, протекающей в гомогенной системе по уравнению $\text{A} + 3\text{B} = \text{AB}_3$, и определите, во сколько раз увеличится скорость реакции, если концентрация В увеличится в 3 раза.
- Вычислите равновесные концентрации водорода и иода, если известно, что их начальные концентрации составляли 0,002 моль/л, а равновесная концентрация HI равна 0,005 моль/л. Вычислите константу равновесия.

Вариант №14

- Во сколько раз следует увеличить концентрацию вещества B_2 в системе $2\text{A}_2 + \text{B}_2 = 2\text{A}_2\text{B}$, чтобы при уменьшении концентрации вещества А в 3 раза скорость прямой реакции не изменилась?
- При смешивании газов А и В в системе $\text{A} + \text{B} = \text{C} + \text{D}$ устанавливается равновесие при следующих концентрациях: $[\text{B}] = 0,08$ моль/л, $[\text{C}] = 0,03$ моль/л. Константа равновесия реакции равна $7 \cdot 10^{-2}$. Найти исходные концентрации веществ А и В.
- Во сколько раз следует увеличить концентрацию водорода, чтобы скорость реакции синтеза аммиака увеличилась в 80 раз?
- Как влияет понижение температуры и понижение давления на следующие равновесия $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$, $\Delta H^0 = -53,5$ кДж, $\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{к})} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$, $\Delta H^0 = 176$ кДж?
- Напишите выражение для скоростей реакций: $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$; $\text{PCl}_5 = \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$.
- В какой из систем уменьшение давления вызовет смещение равновесия и в какую сторону: $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$, $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$?

7. Написать выражение скорости химической реакции, протекающей в гомогенной системе по уравнению $A + 2B = AB_2$, и определите, во сколько раз увеличится скорость реакции, если концентрация A увеличится в 8 раз.
8. В системе $CO + Cl_2 = COCl_2$ равновесные концентрации веществ $[Cl_2] = 0,03$ моль/л, $[CO] = 0,02$ моль/л, $[COCl_2] = 0,2$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы и начальные концентрации хлора и оксида углерода (II).

Вариант №15

1. Через некоторое время после начала реакции $3A + B = 2C + D$ концентрации веществ составляли: $[A] = 0,08$ моль/л, $[B] = 0,06$ моль/л, $[C] = 0,009$ моль/л. Каковы исходные концентрации веществ A и B ?
2. Найти константу равновесия реакции $N_2O_4 = 2NO_2$, если начальная концентрация N_2O_4 составляла 0,06 моль/л, а к моменту наступления равновесия диссоциировало 80 % N_2O_4 .
3. Во сколько раз необходимо увеличить давление газовой смеси, чтобы скорость реакции $2A + B = C$ возросла в 50 раз?
4. Равновесие в системе $H_2 + I_2 = 2HI$ установилось при следующих концентрациях: $[I_2] = 0,009$ моль/л, $[H_2] = 0,020$ моль/л, $[HI] = 0,096$ моль/л. Определите исходные концентрации H_2 и I_2 .
5. Концентрации участвующих в реакции $PCl_5 = PCl_3 + Cl_2$ веществ в момент равновесия были $[PCl_5] = [PCl_3] = [Cl_2] = 0,5$ моль/л. Вычислите исходную концентрацию PCl_5 .
6. В какую сторону сместится равновесие вследствие понижения температуры в реакциях $N_2 + O_2 = 2NO - 180$ кДж; $PCl_5 = PCl_3 + Cl_2 - 130$ кДж?
7. Напишите выражение скорости химической реакции, протекающей в гомогенной системе по уравнению $A + 2B = AB_2$, и определите, во сколько раз увеличится скорость реакции, если концентрация обоих веществ увеличится в 3 раза.
8. Вычислите константу равновесия системы $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$, если в состоянии равновесия концентрация аммиака составляет 0,9 моль/л, азота – 0,06, водорода – 0,2 моль/л.

Вариант №16

1. В системе $CO + Cl_2 = COCl_2$ концентрацию CO увеличили от 0,08 до 0,16 моль/л, а концентрацию хлора от 0,04 до 0,08 моль/л. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции?

2. В замкнутом сосуде протекает реакция $AB = A + B$. Константа равновесия реакции равна 0,06, а равновесная концентрация вещества В составляет 0,02 моль/л. Найти начальную концентрацию вещества АВ.
3. Как изменится скорость реакции $2NO + O_2 = 2NO_2$ при увеличении концентрации NO в 4 раза, концентрации O_2 в 2 раза и одновременном увеличении давления в 3 раза?
4. Константа равновесия реакции $FeO + CO = Fe + CO_2$ при некоторой температуре равна 0,9. Найти равновесные концентрации CO и CO_2 , если начальные концентрации этих веществ составляли: $[CO]_0 = 0,05$ моль/л, $[CO_2]_0 = 0,01$ моль/л.
5. Реакция соединения азота с водородом обратима: $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$. В состоянии равновесия концентрации веществ были равны (моль/л): $[N_2] = 0,1$; $[H_2] = 0,6$; $[NH_3] = 0,4$. Вычислите исходные концентрации азота и водорода.
6. Каким путем можно повысить выход NO_2 в реакции $N_2 + O_2 = 2NO - 180$ кДж?
7. Во сколько раз следует увеличить концентрацию оксида углерода в системе $2CO = CO_2 + C$, чтобы скорость реакции увеличилась в 2 раза?
8. Равновесие в системе $H_2 + I_2 = 2HI$ установилось при следующих концентрациях: $[H_2] = 0,027$ моль/л, $[I_2] = 0,003$ моль/л, $[HI] = 0,08$ моль/л. Определите исходные концентрации иода и водорода.

Вариант №17

1. Реакция между веществами А и В выражается уравнением: $A + 5B = C$. Начальные концентрации составляют: $[A]_0 = 0,03$ моль/л, $[B]_0 = 0,05$ моль/л. Константа скорости реакции равна 0,4. Найти начальную скорость реакции.
2. Константа равновесия реакции $A + B = C + D$ равна единице. Начальная концентрация $[A]_0 = 0,04$ моль/л. Сколько процентов вещества А подвергается превращению, если начальная концентрация вещества $[B]_0$ равна 0,08 моль/л ?
3. Во сколько раз следует увеличить концентрацию кислорода, чтобы при уменьшении концентрации сернистого газа скорость реакции образования серного ангидрида осталась неизменной?

4. При состоянии равновесия в системе $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ концентрации участвующих веществ равны: $[N_2] = 6$ моль/л, $[H_2] = 8$ моль/л, $[NH_3] = 3$ моль/л. Определите исходные концентрации N_2 и H_2 .
5. Реакция окисления диоксида серы $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$ началась при $[SO_2] = 0,04$ моль/л и $[O_2] = 0,05$ моль/л. К моменту наступления равновесия $[SO_2] = 0,01$ моль/л. Вычислите равновесные концентрации остальных веществ.
6. Как можно увеличить процентное содержание PCl_3 в равновесной системе $PCl_5 = PCl_3 + Cl_2 - 130$ кДж?
7. Во сколько раз следует увеличить концентрацию H_2 в системе $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$, чтобы скорость реакции увеличилась в 90 раз?
8. При некоторой температуре равновесие в системе $2NO_2 = 2NO + O_2$ установилось при следующих концентрациях: $[NO_2] = 0,06$ моль/л, $[NO] = 0,02$ моль/л, $[O_2] = 0,01$ моль/л. Найти константу равновесия реакции.

Вариант №18

1. Как изменится скорость реакции $2NO + O_2 = 2NO_2$, если уменьшить объем системы в 4 раза, повысить концентрацию NO в 4 раза?
2. Система $C_{(графит)} + CO_2 = 2CO$, $\Delta H^0 = 172,5$ кДж находится в состоянии равновесия. Указать, как изменится содержание CO в равновесной системе с понижением температуры при неизменном давлении.
3. Как изменится скорость реакции $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$, если объем системы уменьшить втрое или увеличить втрое?
4. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,8. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если повысить температуру на $50^\circ C$?
5. Составьте выражения для констант равновесия реакций: $4HCl + O_2 = 2H_2O + 2Cl_2$; $N_2O_4 = 2NO_2$.
6. В какой из реакций увеличение объема вызовет нарушение равновесия: $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$; $H_2 + Cl_2 = 2HCl$.
7. Напишите уравнение скорости химической реакции $C + O_2 = CO_2$ и определите, во сколько раз увеличится скорость реакции при увеличении концентрации кислорода в 5 раз?

8. В состоянии равновесия в системе $A + B = 2D$ установились следующие концентрации $[A] = 0,04$ моль/л, $[B] = 0,06$ моль/л, $[D] = 0,05$ моль/л. Определите константу равновесия.

Вариант №19

1. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 50°C скорость реакции возрастает в 126 раз?
2. В каком направлении сместятся равновесия $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$, $\Delta H^0 = -556$ кДж; $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$, $\Delta H^0 = 180$ кДж при повышении температуры или при повышении давления?
3. В определенный момент протекания реакции $A_2 + 3B_2 = 2AB_3$ концентрации A_2 , B_2 , AB_3 составляли соответственно 6, 5, 2 моль/л. Определите исходные концентрации A_2 и B_2 .
4. Найти значение константы скорости реакции $A + B = AB$, если при концентрациях веществ А и В, равных соответственно 0,03 и 0,02 моль/л, скорость реакции равна $8 \cdot 10^{-5}$ моль/(л мин).
5. Составьте выражения для констант равновесия реакций: $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$; $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$.
6. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 50 до 500°C , если температурный коэффициент равен 3?
7. Реакция между оксидом азота (II) и хлором протекает по уравнению $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$. Как изменится скорость реакции при увеличении концентрации оксида азота в 4 раза?
8. Вычислите равновесные концентрации исходных веществ в системе $\text{CO} + 0,5\text{O}_2 = \text{CO}_2$, если начальные концентрации CO и O_2 составляли 0,2 моль/л, а равновесная концентрация $[\text{CO}_2] = 0,1$ моль/л.

Вариант №20

1. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3,6. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если повысить температуру на 80°C ?
2. Как повлияет понижение температуры или понижение давления на равновесие следующих реакций $2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$, $\Delta H^0 = -483,6$ кДж; $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$, $\Delta H^0 = 180$ кДж?

3. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 80°C константа скорости реакции возросла в 175 раз?
4. Во сколько раз изменится скорость реакции $2\text{A} + \text{B} = \text{A}_2\text{B}$, если концентрацию вещества А увеличить в 3 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в 4 раза?
5. Вычислите константу равновесия для обратимой реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, зная что в состоянии равновесия $[\text{NO}] = 0,6$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,8$ моль/л, $[\text{NO}_2] = 0,4$ моль/л.
6. В какой из систем увеличение давления вызовет смещение равновесия и в какую сторону: $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$, $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$?
7. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 80°C , если $\gamma = 3,5$?
8. Через некоторое время после начала реакции $3\text{A} + \text{B} = 2\text{C} + \text{D}$ концентрации веществ составляли: $[\text{A}] = 0,3$ моль/л, $[\text{B}] = 0,1$ моль/л, $[\text{C}] = 0,08$ моль/л. Каковы исходные концентрации веществ А и В?

4. ХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ В РАСТВОРАХ

4.1. Основные понятия о растворах. Равновесия в растворах¹²

*Примеры решения задач*¹³

Пример 1. Определить рН 2 % раствора серной кислоты, учитывая, что плотность этого раствора равна 1,012 г/см³.

Решение: 1. Напишите уравнения процессов, протекающих при образовании данного раствора в нашем примере. Это полная диссоциация сильного электролита – серной кислоты:



2. **Написать** расчетные формулы для определения величин, значение которых надо найти по условия задачи. В нашей задаче это формула

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

3. Для решения задачи нужно определить молярную концентрацию ионов водорода.

Из уравнения диссоциации ясно, что $[\text{H}^+]$ равна $2 C_{\text{H}_2\text{SO}_4}$.

4. Определите молярную концентрацию 2 % раствора H_2SO_4 .

$$C_M = (\omega \cdot \rho \cdot 10) / M;$$

$$C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = (2 \cdot 1,012 \cdot 10) / 98 = 0,207 \text{ моль/л.}$$

Следовательно, $[\text{H}^+] = 0,414$ моль/л.

$$\text{pH} = -\lg 0,414 = 0,38.$$

Пример 2. Определите значения рН 0,2 М раствора уксусной кислоты.

Решение: 1. Напишите уравнения процессов, протекающих при образовании данного раствора в нашем примере. Это диссоциация слабого электролита:



¹² Ступко Т.В. Основы общей и неорганической химии ... Ч. 1. С. 116–138.

¹³ При решении задач используйте таблицы 9–14 приложения.

2. Напишите расчетные формулы для определения величин, значение которых надо найти по условиям задачи.

$$pH = -\lg [H^+] \quad \alpha = [H^+] / C,$$

так как $[H^+]$ равна концентрации молекул уксусной кислоты, подвергшихся диссоциации.

3. Выясните, концентрацию каких ионов нужно определить для решения задачи и обозначить ее через X . В нашем примере $[H^+] = X$ моль/л.

4. Установите, равновесие какой реакции определяет концентрацию данных ионов, и используйте выражение константы равновесия этой реакции для расчета их концентрации. В нашей задаче ионы водорода образуются при диссоциации уксусной кислоты, поэтому находим их концентрацию из выражения константы равновесия этого процесса

$$K = [CH_3COO^-][H^+] / CH_3COOH.$$

5. Определите величины, входящие в выражение константы по данным справочника (прил.) или по условию задачи, или выразив через X .

В нашем случае $K = 1,8 \cdot 10^{-5}$ (по справочным данным).

Концентрация молекул уксусной кислоты будет равна исходной ее концентрации (0,2 моль/л) за вычетом того количества кислоты, которое продиссоциировало на ионы $[H^+]$ и $[CH_3COO^-]$. Так как $[H^+]$ обозначили за X моль/л, то, очевидно, количество продиссоциированных молекул уксусной кислоты тоже будет равно X моль/л – по стехиометрии уравнения (4) и, значит, остаточная (равновесная) концентрация уксусной кислоты составит $[CH_3COOH] = C_{CH_3COOH} - X = (0,2 - X)$ моль/л.

6. Подставьте найденные значения величин в выражение константы и решить уравнение относительно X . В нашей задаче после подставки в формулу (5) имеем

$$1,8 \cdot 10^{-5} = (0,1 + X) \cdot X / (0,2 - X).$$

Так как значение X получится порядка 10^{-5} , то есть по сравнению с числами 0,1 и 0,2 эта величина небольшая, то ею как слагаемым пренебрегаем:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = 0,1X / 0,2, \quad \text{откуда } X = 3,6 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л} = [H^+].$$

7. Подставьте найденные значения в формулы расчета величин, искомых в задаче.

В нашем примере

$$\alpha = [\text{H}^+] / C = 3,6 \cdot 10^{-5} / 0,2 = 1,8 \cdot 10^{-4} = 0,018 \%,$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = \lg 3,6 \cdot 10^{-5} = 5 - 0,56 = 4,44.$$

Пример 3. Растворимость AgCl при 25°C составляет $0,0018$ г/л. Вычислите произведение растворимости хлорида серебра, $M_{\text{AgCl}} = 143,5$.

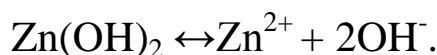
Решение: $\text{AgCl} \leftrightarrow \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$; $\text{ПР}_{\text{AgCl}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$.

$$C_{\text{AgCl}} = 0,0018 / 143,5 = 1,25 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

1 моль AgCl образует 1 моль $[\text{Ag}^+]$ и 1 моль $[\text{Cl}^-]$, следовательно, над осадком $[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = 1,25 \cdot 10^{-5}$ моль/л, поэтому $\text{ПР} = 1,25 \cdot 10^{-5} \cdot 1,25 \cdot 10^{-5} = 1,56 \cdot 10^{-10}$.

Пример 4. Определите pH раствора над осадком $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и его растворимость.

Решение: 1. В данной системе имеет место равновесие



2. Так как при растворении осадка образуются ионы OH^- , то pH находим по формуле

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \lg[\text{OH}^-].$$

Растворимость осадка, то есть число его молекул в 1 л насыщенного раствора, в соответствии с уравнением диссоциации будет определяться концентрацией ионов цинка над осадком: $[\text{Zn}^{2+}]$.

3. Для решения задачи обозначим $[\text{Zn}^{2+}] = X$ моль/л, тогда $[\text{OH}^-] = 2X$ моль/л.

4. Оба иона Zn^{2+} и OH^- образуются при растворении осадка, значит, определять их концентрацию нужно из выражения ПР:

$$\text{ПР} = [\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^-]^2.$$

5. Значение ПР находим из справочных таблиц. $\text{ПР} = 7,1 \cdot 10^{-18}$.

6. Подставляя ПР и принятые обозначения в выражение, получим:

$$7,1 \cdot 10^{-18} = X \cdot (2X)^2 = 4X^3, \text{ откуда } X = 7,3 \cdot 10^{-7} = S \text{ (моль/л),}$$

$$\text{а } [\text{OH}^-] = 2 \cdot 7,3 \cdot 10^{-7} = 1,46 \cdot 10^{-6} \text{ и } \text{pH} = 14 + \lg 1,46 \cdot 10^{-6} = 8,17.$$

Пример 5. Произведение растворимости хлорида серебра $1,56 \cdot 10^{-10}$. Сколько граммов этой соли содержится в 100 мл насыщенного раствора?

Решение: $PR_{AgCl} = [Ag^+][Cl^-] = 1,56 \cdot 10^{-10}$, следовательно, концентрации ионов равны $[Ag^+] = [Cl^-] = \sqrt{1,56 \cdot 10^{-10}} = 1,25 \cdot 10^{-5}$ моль/л = L_{AgCl} .

$M_{AgCl} = 143,5$, то есть 143,5 - 1 моль, а x г - $1,25 \cdot 10^{-5}$ моль, поэтому

$$x = 143,5 \cdot 1,25 \cdot 10^{-5} \text{ - это на 1 л, то есть на 1000 мл; а на 100 мл - } 1,25 \cdot 10^{-5} \cdot 143,5 \cdot 100 / 1000 = 1,79 \cdot 10^{-4} \text{ (г).}$$

Пример 6. К 100 мл $CuCl_2$ насыщенного раствора $CaCO_3$ ($PR = 4,8 \cdot 10^{-9}$) добавили 10 мл 0,1 М раствора $CaCl_2$. Как изменится растворимость $CaCO_3$?

Решение: 1. Вычисляем растворимость $CaCO_3$ в водном растворе:

$$PR_{CaCO_3} = [Ca^{2+}][CO_3^{2-}] = L^2,$$

$$L_{\text{вода}} = \sqrt{4,8 \cdot 10^{-9}} = 6,9 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

2. Определяем растворимость $CaCO_3$ в растворе $CaCl_2$.

Теперь $[Ca^{2+}]$ стала больше L + количество кальция, пришедшее из раствора $CaCl_2$.

Определяем количество ионов кальция в растворе:

$$\text{добавили моль } Ca^{2+} \quad n = C_M \cdot V / 1000 = 0,1 \cdot 10 / 1000 = 10^{-3} \text{ моль,}$$

$$V \text{ раствора стал } 100 + 10 = 110 \text{ мл.}$$

$$C_M \text{ этого раствора} = n \cdot 1000 / V = 10^{-3} \cdot 1000 / 110 = 0,009 \text{ моль/л}$$

$$[Ca^{2+}] = (L + 0,009) \text{ а } [CO_3^{2-}] = L.$$

Тогда

$$PR_{CaCO_3} = [Ca^{2+}][CO_3^{2-}] = (L + 0,009)L.$$

Мы не допустим большой ошибки, если учтем, что

$$0,009 \gg L \text{ и } (L + 0,009) \approx 0,009.$$

$$\text{Тогда } PR_{CaCO_3} = 0,009L,$$

$$L = PR / 0,009 = 4,8 \cdot 10^{-9} / 0,009 = \dots$$

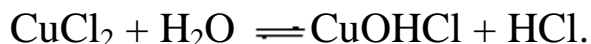
3. Сравним величины растворимости:

$$L_{\text{вода}} / L = 6,9 \cdot 10^{-5} / 5,33 \cdot 10^{-7} = 129.$$

Растворимость $CaCO_3$ уменьшилась в 129 раз.

Пример 7. Оцените значение константы гидролиза CuCl_2 по первой ступени (при 25°C) и определите pH 1 М раствора этой соли.

Решение: 1. Напишем уравнение гидролиза соли:



В ионном виде:



2. Найдем значение константы гидролиза:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_w}{K_b}.$$

Если $K_{\text{Cu}(\text{OH})_2} = 3,4 \cdot 10^{-7}$, тогда $K_{\Gamma} = 10^{-14} / 3,4 \cdot 10^{-7} = 0,29 \cdot 10^{-7}$.

3. Найдем концентрацию ионов водорода в растворе:

$$K_{\Gamma} = \frac{[\text{H}^+][\text{CuOH}^+]}{[\text{Cu}^{2+}]}, \quad 0,29 \cdot 10^{-7} = \frac{x^2}{1-x},$$

так как константа мала, $x \ll 1$, а $1-x \approx 1$, тогда

$$0,29 \cdot 10^{-7} = x^2, \quad x = \sqrt{0,29 \cdot 10^{-7}} = 1,7 \cdot 10^{-4}.$$

4. Найдем pH раствора:

$$\text{pH} = -\lg 1,7 \cdot 10^{-4} = 3,37.$$

Задачи для решения на занятиях

1. В каких соотношениях надо смешать 20 % раствор NaCl и 50 % раствор NaCl , чтобы получить 200 г 30 % раствора.
2. Из веществ CsOH , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, SrSO_4 , CH_3COOH , NH_4OH , H_2SO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, H_2CO_3 , HClO , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HClO_4 , Na_2S выберите сильные и слабые электролиты и составьте уравнение диссоциации их в водном растворе.
3. Молярная концентрация раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ равна 0,001 моль/л, определите молярную концентрацию эквивалента (нормальность) молярность, молярную долю, массовую долю вещества, принимая плотность раствора, равную $1,1 \text{ г/см}^3$.
4. Рассчитайте pH 0,2 М раствора CsOH .
5. Рассчитайте pH 0,3 М раствора HNO_2 (значение константы диссоциации азотистой кислоты смотрите в таблице 2 приложения).

6. Напишите выражение для ПР малорастворимого электролита $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Определите, можно ли приготовить раствор фосфата кальция с концентрацией $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Оцените, в каком объеме воды можно растворить 0,5 г данного малорастворимого вещества (табличные данные найдите в приложении).
7. Напишите уравнение гидролиза солей CrCl_3 , $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$, HCOOLi , NaNO_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ по всем возможным ступеням и выражение для констант гидролиза по этим ступеням. Оцените (табличные данные найдите в приложении) значения констант гидролиза для отдельных стадий. Сделайте вывод по полученным значениям.
8. Рассчитайте pH раствора соли $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$ с концентрацией 0,02 моль/л. Укажите реакцию среды раствора.

Задачи для самостоятельного решения

Способы выражения концентрации растворов

Вариант №1

1. 10 г KNO_3 растворено в 80 г воды. Определите массовую долю соли в растворе.
2. 2 л хлора при н.у. растворены в 5 л воды. Определите молярную концентрацию полученного раствора, если объем раствора принять равным объему воды.
3. Найдите молярную концентрацию глюкозы в растворе, содержащем 280 г воды и 40 г глюкозы, плотность ($\rho=1,1$ г/мл).
4. Для нейтрализации 30 мл 0,1 н. раствора щелочи потребовалось 12 мл раствора кислоты. Определите нормальность кислоты.
5. Сколько граммов едкого натра содержится в 40 мл 3 %-го раствора, плотность которого равна 1,25 г/мл?
6. Определите молярность и молярную концентрацию 60 %-го раствора HNO_3 , плотность раствора равна $1,4$ г/см³.
7. Сколько FeCl_3 содержится в 20 мл 40 %-го раствора, плотность которого 1,133 г/мл. Какова молярная концентрация раствора?

Вариант №2

1. Какую массу AgNO_3 надо растворить в 250 г H_2O для получения 2 %-го раствора?
2. Определите W (%) 2 н. раствора H_2SO_4 (плотность раствора равна 1,2 г/мл).

3. Сколько граммов Na_2SO_3 потребуется для приготовления 5 л 8 %-го раствора (плотность равна 1,1 г/мл)?
4. Найдите молярность 36,2 %-го раствора HCl , плотность которого составляет 1,18 г/мл.
5. В каком количестве воды следует растворить 50 г медного купороса, чтобы получить 10 %-й раствор относительно безводной соли?
6. Для нейтрализации 25 мл раствора H_2SO_4 потребовалось 40 мл 0,1 н. раствора NaOH . Определите молярную концентрацию раствора кислоты.
7. Какой объем 2 М раствора KOH потребуется для осаждения в виде $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ионов железа, содержащихся в 200 мл 0,5 М раствора сульфата железа (II)?

Вариант №3

1. Сколько граммов медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ и воды потребуется для приготовления 200 г 5 %-го раствора CuSO_4 , рассчитанного на безводную соль?
2. 66,8 г H_2SO_4 растворено в 133,2 г воды. Определите W (%) и молярную концентрацию раствора.
3. Из 400 г 50 %-го раствора H_2SO_4 выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна массовая доля H_2SO_4 в оставшемся растворе?
4. Сколько миллилитров 96 %-го раствора H_2SO_4 (плотность 1,84 г/мл) нужно взять для приготовления 1 л 0,25 н. раствора?
5. Сколько граммов хлорида натрия нужно добавить к 500 г 5 %-го раствора этой же соли для получения 10 %-го раствора?
6. Сколько граммов CuSO_4 содержится в 10 мл 0,2 М раствора? Какова его нормальность?
7. Какой объем 0,5 н. раствора BaCl_2 потребуется для взаимодействия с H_2SO_4 , находящейся в 20 мл 2 н. раствора?

Вариант №4

1. Для получения в лаборатории водорода применяется цинк и раствор H_2SO_4 , приготовленный из одного объема кислоты с плотностью 1,84 г/мл и 5 объемов воды. Какова W (%) этого раствора кислоты?
2. 10 г KNO_3 растворено в 80 г воды. Определите W (%) полученного раствора.

3. Сколько граммов 30 %-го раствора NaCl нужно добавить к 300 г воды, чтобы получить 10 %-й раствор соли?
4. К 200 мл концентрированной (36 %-й) соляной кислоты (плотность раствора 1,18 г/мл) добавили 1 л воды. Какова массовая доля полученного раствора?
5. Сколько граммов BaCl₂ содержится в 25 мл 0,5 н. раствора?
6. В каком соотношении по массе нужно смешать 96 %-й раствор H₂SO₄ с водой, чтобы получить 20 %-й раствор?
7. Какой объем 0,5 н. раствора можно приготовить из 44 г кристаллогидрата хлорида бария BaCl₂ · 2H₂O?

Вариант №5

1. Определите нормальную концентрацию раствора, содержащего 30 г AlCl₃ в 500 мл раствора.
2. Для получения суперфосфата применяется 65 %-й раствор H₂SO₄. Сколько 92 %-го раствора H₂SO₄ и воды потребуется для приготовления 1 т этого раствора?
3. 1 мл 25 %-го раствора содержит 0,458 г растворенного вещества. Какова плотность этого раствора?
4. В каком объеме 1 М раствора и в каком объеме 1 н. раствора содержится 114 г Al₂(SO₄)₃?
5. Какой объем воды следует добавить к 100 мл 20 %-го раствора HCl (плотность 1,14 г/мл), чтобы получить 5 %-й раствор?
6. Какой объем 68 % раствора HNO₃ (плотность равна 1,4 г/мл) требуется для приготовления 50 мл 2 н. раствора?
7. Сколько граммов HNO₃ содержится в 2 л 0,1 М раствора?

Вариант №6

1. Сколько граммов H₃PO₄ нужно для приготовления 100 мл 0,02 н раствора?
2. Какие объемы 37 % раствора HCl (плотность равна 1,19 г/мл) и воды нужны для приготовления 1 л 10 %-го раствора (плотность равна 1,049 г/мл)?
3. Какую массу 20 %-го раствора KOH надо добавить к 1 кг 50 %-го раствора, чтобы получить 20 %-й раствор?
4. Сколько медного купороса необходимо растворить в 270 г воды, чтобы получить 10 %-й раствор CuSO₄?

5. Вычислить молярную концентрацию раствора K_2SO_4 , в 20 мл которого содержится 1,74 г растворенного вещества. Какова нормальная концентрация раствора?
6. Какую массу воды нужно выпарить из 500 г 5 %-го раствора $NaCl$ для получения 20 %-го раствора?
7. Сколько граммов тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3 \cdot 5 H_2O$ нужно для приготовления 250 мл 0,1 М раствора?

Вариант №7

1. Сколько граммов тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3 \cdot 5 H_2O$ нужно для приготовления 250 мл 0,1 М раствора?
2. Какую массу воды нужно выпарить из 500 г 5 %-го раствора $NaCl$ для получения 20 %-го раствора?
3. Определите массовую долю вещества в растворе, полученном смешением 300 г 25 %-го раствора и 400 г 40 %-го раствора этого вещества?
4. Плотность 40 %-го раствора HNO_3 1,25 г/мл. Рассчитать молярность и моляльность этого раствора.
5. Вычислите нормальную концентрацию раствора иодида калия, 1 мл которого содержит 0,0017 г KI .
6. Какой объем 37 %-го раствора HCl (плотность равна 1,19 г/мл) и воды нужен для приготовления 1 л 10 %-го раствора (плотность равна 1,049 г/мл)?
7. Сколько граммов H_3PO_4 нужно для приготовления 100 мл 0,02 н. раствора?

Вариант №8

1. Сколько граммов HNO_3 содержится в 2 л 0,1 н. раствора?
2. Какой объем 68 %-го раствора HNO_3 (плотность равна 1,4 г/мл) требуется для приготовления 50 мл 2 н. раствора?
3. Какой объем воды надо прибавить к 100 мл 20 %-го раствора H_2SO_4 ($\rho=1,14$ г/мл), чтобы получить 5 %-й раствор?
4. Вычислите массовую долю гидроксида натрия в 9,28 н. растворе $NaOH$ (плотность раствора 1,31 г/мл).
5. Вычислите молярную концентрацию эквивалента раствора серной кислоты, содержащего 0,0065 г растворенного вещества в 1 мл раствора.

6. Для получения суперфосфата применяется 65 %-й раствор H_2SO_4 . Сколько 92 %-го раствора H_2SO_4 и воды потребуется для приготовления 200 кг этого раствора?
7. Какой объем 10 %- раствора серной кислоты ($\rho=1,30$ г/мл) потребуется для полного растворения 20 г Ca?

Вариант №9

1. Какой объем 0,5 н. раствора можно приготовить из 50 г кристаллогидрата хлорида бария $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$?
2. В каком соотношении по массе нужно смешать 90 %-й раствор H_2SO_4 с водой, чтобы получить 40 %-й раствор?
3. К 500 мл 32 %-го раствора HNO_3 (плотность раствора 1,2 г/мл) прибавили 1 л воды. Чему равна массовая доля HNO_3 в полученном растворе?
4. Вычислите молярные доли спирта и воды в 96 %-м растворе этилового спирта.
5. Смешайте 300 г 20 %-го раствора и 500 г 40 %-го раствора NH_4NO_3 . Чему равна массовая доля полученного раствора?
6. 10 г KNO_3 растворено в 80 г воды. Определите W (%) полученного раствора.
7. Для получения в лаборатории водорода применяется цинк и раствор H_2SO_4 , приготовленный из одного объема кислоты с плотностью 1,84 г/мл и 5 объемов воды. Какова W (%) этого раствора кислоты?

Вариант №10

1. Определите молярность 5 %-го раствора хлорида калия.
2. Какой объем 0,5 н. раствора BaCl_2 потребуется для взаимодействия с H_2SO_4 , находящейся в 20 мл 2 н. раствора?
3. До какого объема надо разбавить 500 мл 20 %-го раствора NaCl (плотность раствора 1,152 г/мл), чтобы получить 4,5 %-й раствор (плотность 1,029 г/мл)?
4. Вычислите молярную и нормальную концентрацию 16 %-го раствора хлорида алюминия (плотность равна 1,15 г/мл).
5. Сколько миллилитров 30 %-го раствора гидроксида калия (плотность 1,29 г/мл) нужно взять, чтобы приготовить 5 л 0,2 н. раствора?
6. 68 г H_2SO_4 растворено в 133 г воды. Определите W (%) и молярную концентрацию раствора.

7. Сколько граммов медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ и воды потребуется для приготовления 200 г 5 %-го раствора CuSO_4 , рассчитанного на безводную соль?

Вариант №11

1. Определите молярную концентрацию эквивалента 20 % раствора H_2SO_4 , если плотность равна 1,14 г/мл.
2. Какой объем 2 М раствора KOH потребуется для осаждения в виде $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ионов железа, содержащихся в 200 мл 0,5 М раствора сульфата железа (II)?
3. Найдите массовую долю азотной кислоты в растворе, в 1 л которого содержится 22 г HNO_3 (плотность раствора 1,12 г/мл).
4. Какой объем 2 н. раствора H_2SO_4 потребуется для приготовления 2500 мл 0,5 н. раствора?
5. Имеется 80 %-й раствор серной кислоты (плотность 1,732 г/мл). Как, исходя из этого раствора, приготовить 2 л 6 М раствора H_2SO_4 ?
6. Какую массу AgNO_3 надо растворить в 250 г H_2O для получения 2 %-го раствора?
7. В каких соотношениях надо смешать 15 % раствор NaCl и 40 % раствор NaCl , чтобы получить 500 г 30 % раствора?

Вариант №12

1. Сколько миллилитров 70 %-го раствора нитрата калия (плотность 1,6 г/мл) нужно взять, чтобы приготовить 0,5 л 0,2 н. раствора?
2. Какой объем 2 М раствора Na_2CO_3 надо взять для приготовления 1 л 0,25 н. раствора?
3. Какой объем хлороводорода следует растворить при н.у. для получения 25 %-го раствора соляной кислоты?
4. В каком объеме 10 %-го раствора CuSO_4 (плотность 1,05 г/мл) нужно растворить 25 г медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{SO}_4$), чтобы получить 20 %-й раствор CuSO_4 ?
5. Вычислите массовую долю раствора сульфата натрия, приготовленного растворением глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ в 760 мл воды.
6. В каких соотношениях надо смешать 10 % раствор NaCl и 45 % раствор NaCl , чтобы получить 700 г 30 % раствора?
7. Определите молярную концентрацию эквивалента 20 %-го раствора H_2SO_4 , если плотность равна 1,14 г/мл.

Вариант №13

1. Какой объем аммиака следует растворить при н.у. для получения 5 %-го раствора гидроксида аммония?
2. Сколько миллилитров 60 %-го раствора серной кислоты, плотность которого 1,5 г/мл, нужно взять для приготовления 5 л 12 %-го раствора, плотность которого 1,08 г/мл?
3. Сколько миллилитров 0,5 М раствора H_2SO_4 можно приготовить из 15 мл 2,5 М раствора?
4. Вычислите массовую долю раствора сульфата натрия, приготовленного растворением глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ в 650 мл воды.
5. Определите молярную и моляльную концентрацию 10 % раствора фосфорной кислоты ($\rho = 1,2$ г/мл).
6. В каких соотношениях надо смешать 30 % раствор NaBr и 60 % раствор NaBr , чтобы получить 200 г 35 % раствора?
7. Определите W (%) 2 н. раствора H_2SO_4 (плотность раствора равна 1,26 г/мл).

Вариант №14

1. Какую массу воды необходимо добавить к 100,0 мл 40 %-го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,3$ г/мл), чтобы получить раствор, в котором массовая доля серной кислоты равна 10 %?
2. Определите молярную, моляльную концентрацию 30 % раствора азотной кислоты ($\rho = 1,4$ г/мл).
3. В каких соотношениях надо смешать 15 % раствор NaCl и 60 % раствор NaCl , чтобы получить 800 г 45 % раствора?
4. Какой объем 25 % раствора серной кислоты ($\rho = 1,30$ г/мл) потребуется для полного растворения 27 г Al ?
5. Сколько граммов растворенного вещества и растворителя содержится в 50 г 3 %-го раствора?
6. Для нейтрализации 30 мл 0,1 н. раствора KOH потребовалось 12 мл HCl . Какова нормальность кислоты?
7. Какой объем 0,5 М раствора серной кислоты можно приготовить из 20 мл 2 н. раствора?

Вариант №15

1. В каких соотношениях надо смешать 12 % раствор NaCl и 47 % раствор NaCl , чтобы получить 300 г 40 % раствора?

2. Определите молярную и моляльную концентрацию 25 % раствора хлорида натрия ($\rho = 1,2$ г/мл).
3. Из 500 г 40 %-го раствора сульфата железа (III) при охлаждении выпало 100 г соли. Какова массовая доля вещества в оставшемся растворе?
4. Какой объем 0,5 М раствора серной кислоты можно приготовить из 20 мл 2 н. раствора?
5. Сколько граммов MgCO_3 выпадет в осадок, если к 200 мл 0,1 н. раствора MgCl_2 прибавить избыток раствора соды?
6. Какую массу воды необходимо добавить к 70,0 мл 10 %-го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,3$ г/мл), чтобы получить раствор, в котором массовая доля серной кислоты равна 1 %?
7. Какова будет молярная концентрация азотной кислоты в растворе, если к 50 мл 90 %-го раствора HNO_3 ($\rho = 1,5$ г/мл) прилить 10 мл 40 %-го раствора HNO_3 ($\rho = 1,3$ г/мл)? Полученный раствор имеет плотность 1,45 г/мл.

Вариант №16

1. В каких соотношениях надо смешать 2 % раствор NaCl и 9 % раствор NaCl , чтобы получить 300 г 5 % раствора?
2. Определите молярную и моляльную концентрацию 50 % раствора хлорида натрия ($\rho = 1,2$ г/мл).
3. Через 1 л раствора аммиака с массовой долей, равной 10 % ($\rho = 0,96$ г/мл), пропустили 100 л газообразного аммиака (н.у.). Вычислите нормальность полученного раствора.
4. Какую массу воды необходимо добавить к 40,0 мл 12 %-го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,3$ г/мл), чтобы получить раствор, в котором массовая доля серной кислоты равна 2 %?
5. Какой объем 5 % раствора серной кислоты ($\rho = 1,30$ г/мл) потребуется для полного растворения 2 г Al ?
6. Какова будет молярная концентрация азотной кислоты в растворе, если к 30 мл 70 %-го раствора HNO_3 ($\rho = 1,5$ г/мл) прилить 8 мл 40 %-го раствора HNO_3 ($\rho = 1,3$ г/мл)? Полученный раствор имеет плотность 1,45 г/мл.
7. Определите нормальную концентрацию раствора, содержащего 30 г AlCl_3 в 500 мл раствора.

Вариант №17

1. В каких соотношениях надо смешать 8 % раствор NaCl и 70 % раствор NaCl, чтобы получить 100 г 33 % раствора?
2. Определите молярную и моляльную концентрацию 40 % раствора серной кислоты ($\rho = 1,6$ г/мл).
3. Рассчитайте объем концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1,19$ г/мл), содержащей 38 % HCl, необходимый для приготовления 0,5 л 2 раствора.
4. Для нейтрализации 30 мл 0,1 н. раствора KOH потребовалось 12 мл HCl. Какова нормальность кислоты?
5. Какой объем 0,5 М раствора серной кислоты можно приготовить из 20 мл 2 н. раствора?
6. Сколько граммов $MgCO_3$ выпадет в осадок, если к 300 мл 0,15 н. раствора $MgCl_2$ прибавить избыток раствора соды?
7. Какой объем 0,2 М раствора щелочи потребуется для осаждения всей меди, содержащейся в 50 мл 0,5 н. раствора $CuCl_2$?

Вариант №18

1. В каких соотношениях надо смешать 5 % раствор NaCl и 25 % раствор NaCl, чтобы получить 500 г 15 % раствора.
2. К 100 мл 0,1 М раствора азотной кислоты добавили 100 мл 10 % раствора азотной кислоты ($\rho = 1,1$ г/мл). Какова молярность получившегося раствора?
3. Определите молярную, моляльную и нормальную концентрацию 4 % раствора хлорида алюминия ($\rho = 1,2$ г/мл).
4. Какую массу воды необходимо добавить к 70,0 мл 10 %-го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,3$ г/мл), чтобы получить раствор, в котором массовая доля серной кислоты равна 1 %?
5. Какой объем 5 % раствора серной кислоты ($\rho = 1,30$ г/мл) потребуется для полного растворения 2 г Ca?
6. Какова будет молярная концентрация азотной кислоты в растворе, если к 50 мл 90 %-го раствора HNO_3 ($\rho = 1,5$ г/мл) прилить 10 мл 40 %-го раствора HNO_3 ($\rho = 1,3$ г/мл). Полученный раствор имеет плотность 1,45 г/мл.
7. Сколько воды необходимо добавить к 200 г 10 % раствора NaCl, чтобы получить 5 % раствор?

Вариант №19

1. Определите молярную и моляльную концентрацию 1 % раствора фосфата натрия ($\rho = 1,02$ г/мл).
2. Сколько воды надо добавить к 50 мл 5 молярного раствора соляной кислоты ($\rho = 1,15$ г/мл), чтобы получить 0,4 М раствор?
3. В каких соотношениях надо смешать 40 % раствор NaCl и 70 % раствор NaCl, чтобы получить 400 г 50 % раствора?
4. Упарили вдвое (по объему) 2 л 10 %-го раствора хлорида натрия ($\rho = 1,07$ г/мл). Определите молярную концентрацию полученного раствора.
5. Сколько граммов $MgCO_3$ выпадет в осадок, если к 200 мл 0,1 н. раствора $MgCl_2$ прибавить избыток раствора соды?
6. Какой объем 0,2 М раствора щелочи потребуется для осаждения всей меди, содержащейся в 50 мл 0,5 н. раствора $CuCl_2$?
7. Какой объем 10 % серной кислоты ($\rho = 1,07$ г/мл) потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 8 г NaOH?

Вариант №20

1. Определите молярную и моляльную концентрацию 20 % раствора сульфата лития ($\rho = 1,2$ г/мл).
2. В каких соотношениях надо смешать 1 % раствор NaCl и 7 % раствор NaCl, чтобы получить 300 г 6 % раствора.
3. Какова будет молярная концентрация азотной кислоты в растворе, если к 40 мл 96 %-го раствора HNO_3 ($\rho = 1,5$ г/мл) прилить 30 мл 48 %-го раствора HNO_3 ($\rho = 1,3$ г/мл). Полученный раствор имеет плотность 1,45 г/мл.
4. Для нейтрализации 10 мл 0,1 н. раствора KOH потребовалось 15 мл HCl. Какова нормальность кислоты?
5. Определите массу образовавшегося осадка, если к 30 мл 1 М раствора K_2CO_3 ($\rho = 1,3$ г/мл) добавили 50 мл 10 %-го раствора хлорида цинка ($\rho = 1,12$ г/мл).
6. Какую массу $AgNO_3$ необходимо добавить к 100,0 мл 5,5 М раствора HCl ($\rho = 1,1$ г/мл), чтобы получить раствор, в котором массовая доля азотной кислоты равна 10 %?
7. К 2 л 10 %-го раствора хлорида натрия ($\rho = 1,07$ г/мл) добавили 2 л воды. Определите молярную концентрацию полученного раствора.

Равновесия в растворах

Вариант №1

1. Напишите уравнение электролитической диссоциации H_2S и выражение для константы диссоциации.
2. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Назовите все соединения, укажите, к какому классу они относятся:
 $\text{NiSO}_4 + \text{NaOH} =$;
 $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 =$;
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HI} =$;
 $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 =$.
3. Напишите ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$, K_2SO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, Li_2SO_4 , укажите реакцию среды.
4. Определите значение pH 0,03 М раствора серной кислоты.
5. Растворимость Ag_2CO_3 при 35 °С равна $1,2 \cdot 10^{-6}$ моль/л. Чему равно произведение растворимости? Как изменится растворимость этой соли в 0,1 М растворе Na_2CO_3 ?

Вариант №2

1. Определите pH 0,01 н. раствора уксусной кислоты $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
2. Напишите уравнение электролитической диссоциации $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и выражение для константы диссоциации.
3. Напишите ионное и молекулярное уравнения гидролиза K_2SO_3 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, SrSO_4 , MnS и укажите реакцию среды раствора.
4. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Назовите все соединения, укажите, к какому классу они относятся:
 $\text{MgCl}_2 + \text{AgNO}_3 =$;
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 =$;
 $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$;
 $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} =$.
5. Вычислите растворимость CaF_2 в воде, если $\text{PP} = 1 \cdot 10^{-11}$. Изменится ли растворимость этой соли в 0,01 М растворе KF?

Вариант №3

1. Как изменится pH воды, если к 10 л ее добавить 0,01 моль NaOH?
2. Напишите уравнение электролитической диссоциации HNO_2 и выражение для константы диссоциации.

3. Напишите ионные и молекулярные уравнения гидролиза Rb_2S , Na_2SiO_3 , PbI_2 , $Ca(NO_3)_2$ и укажите реакцию среды раствора.
4. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Назовите все соединения, укажите, к какому классу они относятся:
 $Pb(NO_3)_2 + KI =$;
 $Ca(OH)_2 + HNO_3 =$;
 $MgO + HCl =$;
 $CaO + CO_2 =$.
5. Растворимость $Cr(OH)_3$ при $25^\circ C$ равна $7,9 \cdot 10^{-15}$ моль/л. Чему равно произведение растворимости? Как изменится растворимость этой соли в $0,1 M$ растворе $CrCl_3$?

Вариант №4

1. Напишите уравнение электролитической диссоциации H_3PO_4 и выражение для константы диссоциации.
2. Определите значение pH $0,05 M$ раствора гидроксида калия.
3. Напишите ионные и молекулярные уравнения гидролиза Cr_2S_3 , $NaNO_2$, $PbCl_2$, K_2SO_4 и укажите реакцию среды раствора.
4. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Назовите все соединения, укажите, к какому классу они относятся:
 $Sn(OH)_2 + H_2SO_4 =$;
 $HNO_3 + ZnO =$;
 $NaOH + CuSO_4 =$;
 $NaOH + FeSO_4 =$.
5. Рассчитайте, при какой концентрации S^{2-} сульфид меди выпадает в осадок, если $PP_{CuS} = 6,3 \cdot 10^{-36}$.

Вариант №5

1. Определите концентрацию гидроксид-ионов в растворе, pH которого равен 8.
2. Напишите уравнение электролитической диссоциации H_2CO_3 и выражение для константы диссоциации.
3. Напишите ионные и молекулярные уравнения гидролиза $Hg(NO_3)_2$, $Pb(NO_3)_2$, K_2S , $SrCl_2$ и укажите реакцию среды раствора.
4. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Назовите все соединения, укажите, к какому классу они относятся:
 $Ca(OH)_2 + 2HNO_3 =$;
 $NaOH + HNO_3 =$;



5. Найдите массу серебра, находящегося в виде ионов в 200 мл насыщенного раствора AgBr . ($\text{IP}_{\text{AgBr}} = 5,3 \cdot 10^{-13}$).

Вариант №6

1. Напишите уравнение электролитической диссоциации H_2SiO_3 и выражение для константы диссоциации.
2. Определите значение pH 0,3 М раствора гидроксида натрия.
3. Напишите ионное и молекулярное уравнения гидролиза $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, CaF_2 , MgSO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$ и указать реакцию среды раствора.
4. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Назовите все соединения, укажите, к какому классу они относятся:
 $\text{NaOH} + \text{FeSO}_4 = \quad ;$
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \quad ;$
 $\text{ZnO} + 2\text{KOH} = \quad ;$
 $\text{HBr} + \text{KOH} = \quad .$
5. Растворимость BaCO_3 при 25 °С равна $2 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Чему равно произведение растворимости? Как изменится растворимость этой соли в 0,1 М растворе $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$?

Вариант №7

1. Напишите уравнение электролитической диссоциации $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и выражение для константы диссоциации.
2. Сколько моль ионов водорода содержится в 1 мл раствора, если pH= 1?
3. Напишите ионное и молекулярное уравнения гидролиза и укажите реакцию среды раствора NH_4Cl , K_2Se , CuSO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$.
4. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Назовите все соединения, укажите, к какому классу они относятся:
 $\text{FeCl}_3 + \text{KOH} = \quad ;$
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \quad ;$
 $\text{HCl} + \text{CaO} = \quad ;$
 $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S} = \quad .$
5. Растворимость CaCO_3 при 35 °С равна $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Чему равно произведение растворимости? Как изменится растворимость этой соли в 0,1 М растворе CaCl_2 ?

Вариант №8

1. Сколько моль ионов водорода содержится в 1 мл раствора, если $\text{pH} = 4$?
2. Напишите уравнение электролитической диссоциации H_3PO_3 и выражение для константы диссоциации.
3. Напишите ионное и молекулярное уравнения гидролиза Na_3PO_4 , FeS , Ag_3PO_4 , KNO_3 и укажите реакцию среды раствора.
4. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Назовите все соединения, укажите, к какому классу они относятся:
 $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} =$;
 $\text{NaOH} + \text{FeSO}_4 =$;
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 =$;
 $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$.
5. Рассчитайте, при какой концентрации S^{2-} сульфид кадмия выпадает в осадок, если $\text{IP}_{\text{CdS}} = 1,2 \cdot 10^{-28}$.

Вариант №9

1. Определите значение pH 0,004 М раствора серной кислоты.
2. Напишите уравнение электролитической диссоциации H_2Se и выражение для константы диссоциации.
3. Напишите ионное и молекулярное уравнения гидролиза CuSO_4 , PbCO_3 , AgNO_2 , CaCl_2 и укажите реакцию среды раствора.
4. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Назовите все соединения, укажите, к какому классу они относятся:
 $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$;
 $\text{NaOH} + \text{FeSO}_4 =$;
 $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} =$;
 $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$.
5. Растворимость Ag_2CO_3 при 35°C равна $1,2 \cdot 10^{-6}$ моль/л. Чему равно произведение растворимости? Как изменится растворимость этой соли в 0,01 М растворе AgNO_3 ?

Вариант №10

1. Напишите уравнение электролитической диссоциации HClO_3 и выражение для константы диссоциации.
2. Определите значение pH 0,003 М раствора соляной кислоты.
3. Напишите ионное и молекулярное уравнения гидролиза $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, CdS , ZnCl_2 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и укажите реакцию среды раствора.

4. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Назовите все соединения, укажите, к какому классу они относятся:
 $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 =$;
 $\text{MgO} + \text{HCl} =$;
 $\text{ZnO} + \text{HNO}_3 =$;
 $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 =$.
5. Рассчитайте, при какой концентрации S^{2-} сульфид меди выпадает в осадок, если $\text{PP}_{\text{CuS}} = 6,3 \cdot 10^{-36}$.

Вариант №11

1. Напишите уравнение электролитической диссоциации H_2SO_3 и выражение для константы диссоциации.
2. Определите концентрацию ионов водорода в растворе, pH которого равен 3.
3. Напишите ионное и молекулярное уравнения гидролиза солей Rb_2S , Na_2SO_4 , CuI_2 , $\text{Ni}(\text{NO}_2)_2$ и укажите реакцию среды раствора.
4. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Назовите все соединения, укажите, к какому классу они относятся:
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 =$;
 $\text{BaO} + \text{HBr} =$;
 $\text{ZnSO}_4 + \text{NaOH} =$;
 $\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} =$.
5. Растворимость $\text{Cr}(\text{OH})_3$ при 25°C равна $7,9 \cdot 10^{-15}$ моль/л. Чему равно произведение растворимости? Как изменится растворимость этой соли в 0,1 М растворе CrCl_3 ?

Вариант №12

1. Напишите уравнение электролитической диссоциации $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и выражение для константы диссоциации.
2. Определите значение pH 0,003 М раствора соляной кислоты.
3. Напишите ионное и молекулярное уравнения гидролиза $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, CdS , ZnCl_2 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и укажите реакцию среды раствора.
4. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Назовите все соединения, укажите, к какому классу они относятся:
 $\text{NaOH} + \text{HNO}_2 =$;
 $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$;
 $\text{SO}_3 + \text{NaOH} =$;
 $\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 =$.

5. Растворимость BaCO_3 при 25°C равна $2 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Чему равно произведение растворимости? Как изменится растворимость этой соли в 0,1 М растворе BaCl_2 ?

Вариант №13

1. Определите концентрацию ионов водорода в растворе, рН которого равен 3?
2. Напишите уравнение электролитической диссоциации H_2SeO_3 и выражение для константы диссоциации.
3. Напишите ионное и молекулярное уравнения гидролиза Rb_2S и укажите реакцию среды раствора. Определите значение рН 0,01 М раствора этой соли.
4. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Назовите все соединения, укажите, к какому классу они относятся:
 $\text{Ag}_2\text{O} + \text{HNO}_3 =$;
 $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HClO}_4 =$;
 $\text{ZnCl}_2 + \text{KOH} =$;
 $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HCl} =$.
5. Найдите массу серебра, находящегося в виде ионов в 300 мл насыщенного раствора AgBr ($\text{PP}_{\text{AgBr}} = 5,3 \cdot 10^{-13}$).

Вариант №14

1. Напишите уравнение электролитической диссоциации H_3PO_3 и выражение для константы диссоциации.
2. Вычислите объем воды, необходимый для растворения при 25°C 1 г BaSO_4 ($\text{PP} = 1,1 \cdot 10^{-10}$).
3. Определите значение рН 0,007 М раствора азотной кислоты.
4. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Назовите все соединения, укажите, к какому классу они относятся:
 $\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_3\text{PO}_4 =$;
 $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} =$;
 $\text{CaCl}_2 + \text{KOH} =$;
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$.
5. Напишите ионное и молекулярное уравнения гидролиза K_2SO_3 и укажите реакцию среды раствора. Определите значение рН 0,01 М раствора этой соли.

Вариант №15

1. Определите значение рН 0,8 М раствора сероводородной кислоты ($K_{\text{дис}} = 1 \cdot 10^{-7}$).

2. Напишите ионное и молекулярное уравнения гидролиза $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$. Определите значение pH 0,01 М раствора этой соли.
3. Напишите уравнение электролитической диссоциации $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и выражение для константы диссоциации.
4. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Назовите все соединения, укажите, к какому классу они относятся:
 $\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$;
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} =$;
 $\text{CuCl}_2 + \text{NaOH} =$;
 $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$.
5. Найдите массу серебра, находящегося в виде ионов в 200 мл насыщенного раствора AgBr ($\text{PP}_{\text{AgBr}} = 5,3 \cdot 10^{-13}$).

4.2. Окислительно-восстановительные процессы¹⁴

Примеры решения задач¹⁵

Пример 1. Возможна ли какая-нибудь окислительно-восстановительная реакция между металлической медью и солью железа (3+) в водном растворе при стандартных условиях?

Решение: 1. Выпишем возможные полуреакции и найдем в справочнике соответствующие значения E° .



$E^\circ_2 \ll E^\circ_3 \ll E^\circ_1$. ОВР возможна, если разность потенциалов окислителя и восстановителя положительна:

Для реакции $2\text{Fe}^{3+} + 3\text{Cu} = 2\text{Fe} + 3\text{Cu}^{2+}$ окислитель Fe^{3+} , а восстановитель – Cu . Считаем разность потенциалов:

$\Delta E = E^\circ_2 - E^\circ_3$ $\Delta E = -0,04 - 0,34 = -0,38$, следовательно, такая реакция не идет.

Но реакция восстановления железа (III) до железа (II) $2\text{Fe}^{3+} + \text{Cu} = 2\text{Fe}^{2+} + \text{Cu}^{2+}$ идет. Действительно, для этой системы: $\Delta E = E^\circ_1 - E^\circ_3$ $\Delta E = 0,77 - 0,34 = 0,43$.

¹⁴ Ступко Т.В. Основы общей и неорганической химии ... Ч. 1. С. 139–166.

¹⁵ При решении используйте таблицы 1 и 12 приложения.

Таким образом, при стандартных условиях медью можно восстановить Fe^{3+} до Fe^{2+} , но нельзя восстановить до металлического железа.

Пример 2. Будет ли работать гальванический элемент, составленный из никелевого электрода, с концентрацией раствора $\text{NiCl}_2 = 0,2$ моль/л и марганцевого электрода с концентрацией $\text{MnCl}_2 = 0,5$ моль/л? Напишите схему такого гальванического элемента. Определите ЭДС этого элемента и значение ΔG при 298 К.

Решение: 1. По таблице стандартных электродных потенциалов находим: $E_{\text{Mn}/\text{Mn}^{2+}}^0 = -1,18$ В, а $E_{\text{Ni}/\text{Ni}^{2+}}^0 = -0,25$ В. Следовательно, восстановителем является марганец.

2. Составляем схему гальванического элемента:

анод (-) $\text{Mn} \mid 0,5 \text{ M MnCl}_2 \parallel 0,2 \text{ NiCl}_2 \mid \text{Ni}$ (+) катод.

3. Рассчитываем значение ΔE (ЭДС): $\Delta E = E_{\text{Ox}} - E_{\text{Red}}$.

Для нашего примера $\Delta E = E_{\text{Ni}/\text{Ni}^{2+}} - E_{\text{Mn}/\text{Mn}^{2+}}$,

так как при 298 К - $E_{\text{M}^{n+}/\text{M}} = E_{\text{M}^{n+}/\text{M}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{M}^{n+}}$.

Для нашего примера $E_{\text{Ni}/\text{Ni}^{2+}} = E_{\text{Ni}/\text{Ni}^{2+}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg 0,2 = -0,25 - 0,02 = -0,27$ (В),

$E_{\text{Mn}/\text{Mn}^{2+}} = E_{\text{Mn}/\text{Mn}^{2+}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg 0,5 = -1,18 - 0,01 = -1,19$ (В),

$\Delta E = -0,27 - (-1,19) = 0,92$ (В).

Следовательно, работа такого гальванического элемента возможна.

4. Найдем значение изобарно-изотермического потенциала:

$\Delta G = -nF\Delta E$. Для нашего примера $\Delta G = -2 \cdot 96500 \cdot 0,92 = -177560$ Дж.

Пример 3. Написать схему электролиза раствора хлорида натрия с инертными электродами.

Решение. Натрий в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода, поэтому у катода будет происходить восстановление воды и накопление гидроксид-ионов. У анода происходит окисление ионов хлора:

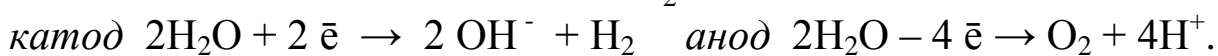
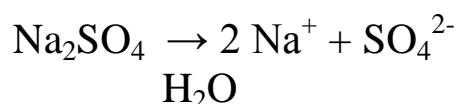
катод (-) $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2$ анод (+) $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}_2$.

В целом процесс можно выразить уравнением:



Пример 4. Написать схему электролиза раствора Na_2SO_4 с нерастворимым анодом

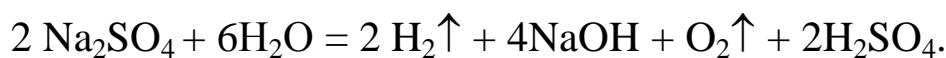
Решение. Натрий в ряду напряжений находится левее водорода, поэтому у катода происходит восстановление ионов водорода воды и накопление ионов гидроксида. У анода выделяется кислород за счет электрохимического окисления воды. Фактически происходит электролиз воды:



У анода образуется раствор кислоты, у катода – раствор щелочи. Если растворы анодного и катодного пространства перемешивать, то вновь образуется сульфат натрия.

Если же анодное и катодное пространство разделить, можно выделить продукты электролиза.

В целом процесс выражается уравнением:



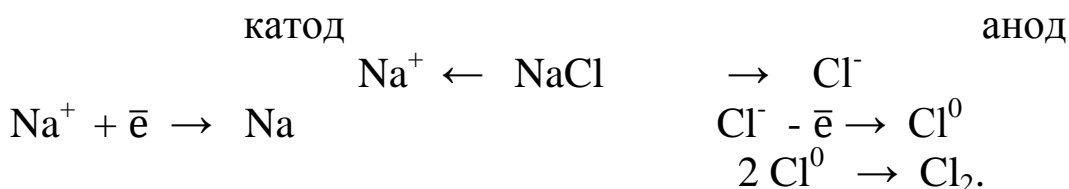
Пример 5. Написать схему электролиза раствора CuSO_4 с медным анодом.

Решение. Процесс сводится к выделению меди на катоде и постепенному растворению анода. Количество сульфата меди в растворе остается неизменным:

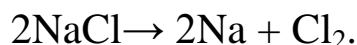


Пример 6. Написать схему электролиза расплава NaCl .

Решение. При электролизе расплавов солей сохраняются закономерности электролиза водных растворов. Однако отсутствие воды сказывается на характере реакций. В расплаве хлорида натрия содержатся ионы Na^+ и Cl^- . При пропускании через него электрического тока ионы Na^+ у катода присоединяют электроны – восстанавливаются до атомов, ионы Cl^- у анода отдают электроны и окисляются до атомов хлора, которые затем образуют молекулы хлора:



В результате электролиза образуются натрий и хлор:



Пример 7. При прохождении электрического тока через разбавленный раствор серной кислоты в течение 10 мин выделился водород объемом 100 мл при 18 °С и давлении 100,6 кПа. Вычислить силу тока.

Решение: 1. Массу выделившегося водорода находим из уравнения:

$$m = \frac{MpV}{RT},$$

где $V = 100 \text{ мл} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$; $p = 100,6 \text{ кПа} = 1,006 \cdot 10^5 \text{ Па}$; $T = 291 \text{ К}$;
 $R = 8,314 \text{ Дж/ (моль} \cdot \text{К)}$; $M(\text{H}_2) = 2 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}$.

Отсюда получаем:

$$m = \frac{2 \cdot 10^{-3} \cdot 1,006 \cdot 10^5 \cdot 1 \cdot 10^{-4}}{8,314 \cdot 291} = 8,32 \cdot 10^{-6} \text{ кг}.$$

2. Силу тока находим по формуле:

$$J = \frac{mnF}{M\tau} = \frac{8,32 \cdot 10^{-6} \cdot 2 \cdot 9,65 \cdot 10^4}{2 \cdot 10^{-3} \cdot 600} = 1,34 \text{ А}.$$

Пример 8. Ток проходит через раствор хлорида меди (II) в течение 20 мин. Вычислить массу разложившегося хлорида меди.

Решение. Находим массу разложившегося хлорида меди:

$$m = \frac{M}{n \cdot F} \cdot J \tau,$$

где $M(\text{CuCl}_2) = 134,45 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}$; $n = 2$; $F = 96500 \text{ Кл/моль}$;
 $J = 2,1 \text{ А}$; $\tau = 20 \text{ мин} = 1200 \text{ с}$.

$$m_{\text{CuCl}_2} = \frac{134,45 \cdot 2,1 \cdot 1200}{2 \cdot 9,65 \cdot 10^4} = 1,76 \text{ г}.$$

Пример 9. При электролитическом получении магния в качестве электролита может служить расплав хлорида магния. Вычислить выход по току, если в ванне, работающей при силе тока 40 кА, в течение 5 ч выделился магний массой 72,6 кг.

Решение: 1. Определим массу Mg, которая должна выделиться, согласно закону Фарадея:

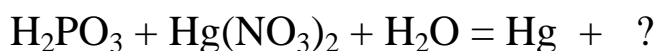
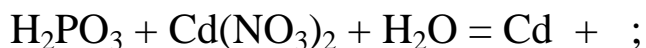
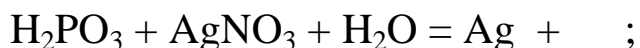
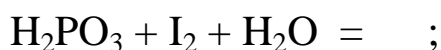
$$m = \frac{24,32 \cdot 10^{-3} \cdot 40 \cdot 10^3 \cdot 18 \cdot 10^3}{2 \cdot 9,65 \cdot 10^4} = 90,73 \text{ кг.}$$

2. Определим выход по току:

$$\eta = \frac{72,6}{90,73} \cdot 100 \% = 80 \%$$

Задачи для решения на занятиях

1. Вычислите электродный потенциал цинка в растворе ZnCl_2 , в котором активность ионов Zn^{2+} составляет $7 \cdot 10^{-2}$ моль/л.
2. Вычислите ЭДС медно-кадмиевого гальванического элемента, в котором активность ионов Cd^{2+} составляет 0,8 моль/л, а ионов Cu^{2+} - 0,01 моль/л.
3. Вычислите потенциалы металлов, находящихся в контактах с растворами их солей с заданной активностью (моль/л) катиона: Fe/FeSO_4 [Fe^{2+}] = 0,01; $\text{Pb}/\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ [Pb^{2+}] = 0,5.
4. Вычислите потенциал водородного электрода в следующих растворах: 0,1 М и 1 %-м растворе CH_3COOH , $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
5. Вычислите потенциал серебряного электрода, опущенного в насыщенный раствор AgI ; $\text{PP}_{\text{AgI}} = 8,3 \cdot 10^{-17}$. Во сколько раз надо изменить активность ионов серебра (увеличить или уменьшить), чтобы потенциал электрода стал равным нулю?
6. Напишите уравнения электродных реакций и вычислите ЭДС электродных пар, для которых указаны концентрации ионов металлов в растворе: $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Pb}^{2+} | \text{Pb}$. [Zn^{2+}] = 0,1 моль/л, [Pb^{2+}] = 0,01 моль/л.
7. Каково поведение сульфата железа (III) в растворе, содержащем NaI, NaBr?
8. Можно ли осуществить следующие реакции окисления фосфористой кислоты:



9. Ток силой в 5 А проходил в течение 1 ч через разбавленный раствор H_2SO_4 . Вычислите массу разложившейся воды и объемы водорода и кислорода выделившиеся на электродах (н.у).
10. Какова была сила тока при электролизе, если за 50 мин удалось выделить всю медь из 120 мл 0,4 н. раствора сульфата меди?
11. При электролизе нитрата никеля на аноде выделилось 350 мл газа (какого?) при 0 °С и 101,3 кПа. Сколько никеля выделилось на катоде?

Задачи для самостоятельного решения

Вариант №1

1. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций):
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 +$
 $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{J}_2 + \text{O}_2 + \dots$
2. Вычислите ЭДС гальванического элемента Mn/Cu при стандартных условиях.
3. Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли MgF_2 .
4. При электролизе водного раствора сульфата никеля на аноде выделилось 8 л газа (какого?) (н.у.). Сколько грамм никеля выделилось на катоде?

Вариант №2

1. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).
 $\text{Zn} + \text{HNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} +$
 $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3.$
2. Вычислите ЭДС гальванического элемента Ca/Mo при стандартных условиях.

3. Ток силой в 6,7 А пропущен через электролизер, содержащий 400 мл 0,7 н. H_2SO_4 . Сколько часов должен длиться электролиз для достижения концентрации кислоты 1 М?
4. Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли CaI_2 .

Вариант №3

1. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).

$$\text{J}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 +$$

$$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{HCl} = \text{O}_2 + \dots$$
2. Вычислите ЭДС гальванического элемента Fe/Ag при стандартных условиях.
3. При электролизе водного раствора нитрата кобальта на аноде выделилось 8 л газа (какого?) (н.у.). Сколько грамм никеля выделилось на катоде?
4. Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли CuSO_4 .

Вариант №4

1. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).

$$\text{NaCrO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} =$$

$$\text{Cl}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \dots$$
2. Вычислите ЭДС гальванического элемента Al/Cr при стандартных условиях.
3. Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли AgNO_3 .
4. Ток силой в 8 А пропущен через электролизер, содержащий 350 мл 0,2 М. H_2SO_4 . Сколько часов должен длиться электролиз для достижения концентрации кислоты 1 М?

Вариант №5

1. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).

$$\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NO} + \dots$$

$$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{O}_2 + \dots$$
2. Вычислите ЭДС гальванического элемента Pb/Cu при стандартных условиях.

3. Ток силой в 7 А пропущен в течение 5 мин через электролизер, содержащий раствор фосфата натрия. Какое вещество и в каком количестве выделится на катоде и аноде?
4. Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли AgCl.

Вариант №6

1. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).

$$S + HNO_3 = NO + \dots$$

$$Cr_2(SO_4)_3 + Na_2SO_4 + J_2 + H_2O = NaJ + H_2SO_4 + \dots$$
2. Вычислите ЭДС гальванического элемента Au/Pt при стандартных условиях.
3. Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли NiI₂.
4. При какой силе тока можно получить на катоде 50 г меди, подвергая электролизу раствор хлорида меди в течение 5 мин? Какой газ и сколько литров (н.у.) выделится при этом на аноде?

Вариант №7

1. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).

$$P + HNO_3 = NO + \dots$$

$$KMnO_4 + H_2O_2 + HCl = O_2 + \dots$$
2. Вычислите ЭДС гальванического элемента Pb/Cu при стандартных условиях.
3. Ток силой в 7 А пропущен в течение 5 мин через электролизер, содержащий раствор фосфата натрия. Какое вещество и в каком количестве выделится на катоде и аноде?
4. Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли CoCl₂.

Вариант №8

1. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).

$$Na_2SO_3 + J_2 + H_2O = Na_2SO_4 +$$

$$NaCrO_2 + Cl_2 + NaOH = NaCl + Na_2CrO_4 + \dots$$

2. Вычислите ЭДС гальванического элемента Fe/Ni при стандартных условиях.
3. При электролизе раствора нитрата серебра в течение 50 мин при силе тока 3 А на катоде выделилось 9,6 г серебра. Определите выход серебра в процентах от теоретического. Сколько литров газа и какого выделится при этом на аноде?
4. Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли MgCl₂.

Вариант №9

1. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).

$$\text{Pb}_3\text{O}_4 + \text{HNO}_3 = \text{PbO}_2 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}.$$

$$\text{HJO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{J}_2 + \text{O}_2 + \dots$$
2. Вычислите ЭДС гальванического элемента Mg/Cu при стандартных условиях.
3. Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли Na₂CO₃.
4. При электролизе нитрата меди на аноде выделилось 50 мл газа (какого?) при 25 °С и 101,3 кПа. Сколько меди выделилось на катоде?

Вариант №10

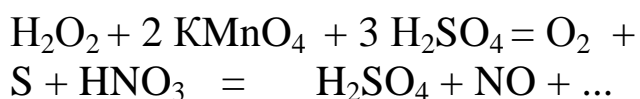
1. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).

$$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{J}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 +$$

$$\text{MnO}_2 + \text{HCl}_{\text{конц}} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \dots$$
2. Вычислите ЭДС гальванического элемента Ni/Pt при стандартных условиях.
3. При какой силе тока можно получить на катоде 10 г кобальта, подвергая электролизу раствор хлорида кобальта в течение 30 мин? Какой газ и сколько литров выделится при этом на аноде?
4. Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли Al₂(SO₄)₃.

Вариант №11

1. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций):



2. Вычислите ЭДС гальванического элемента Fe/Cr при стандартных условиях.
3. Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли Na_2CO_3 .
4. Какова была сила тока при электролизе, если за 80 мин удалось выделить все серебро из 100 мл 0,3 н. раствора нитрата серебра?

Вариант №12

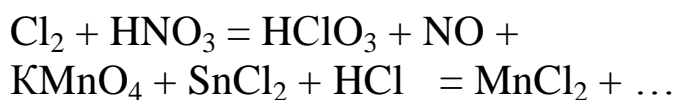
1. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).
 $\text{J}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 +$
 $\text{FeCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{FeCl}_3 \dots$
2. Вычислите ЭДС гальванического элемента Fe/Cr при стандартных условиях.
3. Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли PtCl_2 .
4. При электролизе раствора нитрата золота (III) в течение 90 мин при силе тока 5 А на катоде выделилось 15 г золота? Определите выход золота в процентах от теоретического. Сколько литров газа и какого выделится при этом на аноде?

Вариант №13

1. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 +$
 $\text{KClO}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{Cl}_2 + \dots$
2. Вычислите ЭДС гальванического элемента Al/Cr при стандартных условиях.
3. Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
4. При какой силе тока можно получить на катоде 10 г меди, подвергая электролизу раствор хлорида меди в течение 10 мин? Какой газ и сколько литров выделится при этом на аноде?

Вариант №14

1. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).



2. Вычислите ЭДС гальванического элемента Fe/Pt при стандартных условиях.
3. Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли NiI₂.
4. При электролизе водного раствора нитрата кадмия на аноде выделилось 3 л газа (какого?) (н.у.). Сколько грамм кадмия выделилось на катоде?

Вариант №15

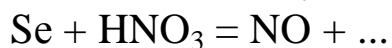
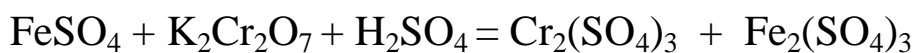
1. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).
 $\text{NaCrO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{Na}_2\text{CrO}_4 +$
 $\text{Zn} + \text{HNO}_{3(\text{конц})} = \text{NO} + \dots$
2. Вычислите ЭДС гальванического элемента Fe/Mn при стандартных условиях.
3. Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли MgI₂.
4. При электролизе нитрата никеля на аноде выделилось 500 мл газа (какого?) при 0 °С и 101,3 кПа. Сколько никеля выделилось на катоде?

Вариант №16

1. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).
 $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \text{H}_2\text{O} \dots$
 $\text{NaCrO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \dots$
2. Вычислите ЭДС гальванического элемента Fe/Cr при стандартных условиях.
3. Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли CoSO₄.
4. Какова была сила тока при электролизе, если за 80 мин удалось выделить всю медь из 150 мл 0,4 н. раствора сульфата меди?

Вариант №17

1. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).



2. Вычислите ЭДС гальванического элемента Co/Cr при стандартных условиях.
3. Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли CuI_2 .
4. При какой силе тока можно получить на катоде 500 г меди, подвергая электролизу раствор хлорида меди в течение 50 мин? Какой газ и сколько литров выделится при этом на аноде?

Вариант №18

1. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).
 $\text{HJO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{J}_2 + \text{O}_2 + \dots$
 $\text{MnO}_2 + \text{HCl}_{\text{конц}} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \dots$
2. Вычислите ЭДС гальванического элемента Mn/Co при стандартных условиях.
3. Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли AgI .
4. Ток силой в 7 А пропущен через электролизер, содержащий 300 мл 0,1 М. H_2SO_4 . Сколько часов должен длиться электролиз для достижения концентрации кислоты 1 М?

Вариант №19

1. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронного баланса:
 $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{HCl} = \text{O}_2 + \dots$
 $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \dots$
2. Вычислите ЭДС гальванического элемента Ca/Cu при стандартных условиях.
3. Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли CrI_3 .
4. Ток силой в 10 А пропущен через электролизер, содержащий 500 мл 0,5 М. H_2SO_4 в течение 1 ч. Сколько литров водорода выделится на катоде, если температура и давление соответствуют нормальным условиям?

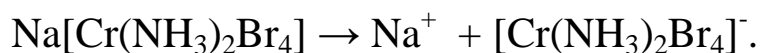
4.3. Реакции комплексообразования¹⁶

Примеры решения задач¹⁷

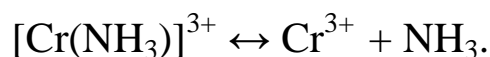
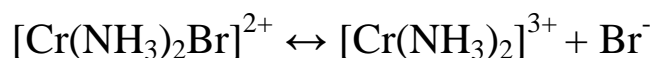
Пример 1. Укажите внутреннюю и внешнюю сферы, комплексообразователь и лиганды в комплексном соединении $\text{Na}[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2\text{Br}_4]$. Назовите соединение. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя, а также дентатность лигандов. Напишите уравнение диссоциации этого соединения.

Решение. $\text{Na}[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2\text{Br}_4]$ – тетрабромодиамминхромат (III) натрия. Внутренняя сфера – ион тетрабромодиамминхромат (III) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2\text{Br}_4]^-$, внешняя сфера – ион натрия Na^+ , лиганды – аммиак NH_3 и бромид-ион Br^- , комплексообразователь – ион хрома (III) Cr^{3+} . Степень окисления комплексообразователя рассчитываем исходя из заряда внешней сферы и степеней окисления лигандов – $[\text{Cr}^x(\text{NH}_3)_2\text{Br}_4]^-$, $x = -1 - 4 \cdot (-1) = +3$. Координационное число комплексообразователя равно шести (2 молекулы аммиака и 4 бромид-иона), дентатность лигандов равна 1.

Диссоциация на внешнюю и внутреннюю сферу протекает по типу сильного электролита:



Диссоциация внутренней сферы протекает по типу слабого электролита – обратимо и ступенчато:



Пример 2. Составьте координационные формулы комплексных соединений серебра: $\text{AgCl} \cdot 2\text{NH}_3$ и $\text{AgCN} \cdot \text{KCN}$. Координационное число серебра равно двум.

¹⁶ Ступко Т.В. Основы общей и неорганической химии ... Ч. 1. С. 167–190.

¹⁷ При решении задач используйте таблицу 14 приложения.

Решение. Комплексообразователь в этих соединениях ион серебра (I), формула первого соединения – $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, формула второго соединения – $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$.

Пример 3. Константы нестойкости ($\beta_{\text{нест}}$) комплексных ионов $[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ соответственно равны $8 \cdot 10^{-20}$; $4 \cdot 10^{-41}$; $1,4 \cdot 10^{-17}$. В растворе какого соединения при равной молярной концентрации ионов CN^- больше?

Решение. Выражение для констант нестойкости этих комплексных ионов:



Для $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ значение константы нестойкости самое большое, значит, цианид-ионов в растворе с одинаковой концентрацией комплексной соли в растворе тетрацианокадмиата больше.

Пример 4. Составьте уравнение реакции образования хлорида тетраамминмеди (II) комплексов из катионов центральных атомов и лигандов и запишите выражение общей константы устойчивости β_n .

Решение. Уравнения комплексообразования:

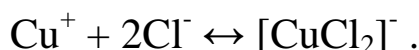


Выражение для константы устойчивости:

$$\beta_n = \frac{[[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2]}{[\text{CuCl}_2][\text{NH}_3]^4}.$$

Пример 5. Определите концентрацию хлорид-ионов в 0,1 молярном растворе $\text{Na}[\text{CuCl}_2]$, если $\beta_{2(\text{образ})} = 3,5 \cdot 10^5$.

Решение. Ионное уравнения комплексообразования:



Выражение для константы устойчивости:

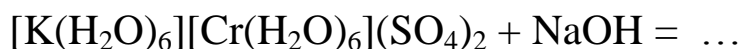
$$\beta_2 = \frac{[\text{CuCl}_2]^-}{[\text{Cu}^+][\text{Cl}^-]^2} = 3,5 \cdot 10^5.$$

Выразим концентрацию ионов меди и хлорид-ионов через X , тогда выражение для константы образования принимает вид:

$$\beta_2 = \frac{0,1}{X \cdot X^2} = 3,5 \cdot 10^5 \quad X = \sqrt[3]{\frac{0,1}{3,5 \cdot 10^5}} = 0,658 \cdot 10^{-2} \text{ (моль/л)}.$$

Задачи для решения на занятиях

1. К 90 мл 35 % раствора сульфата меди (II) ($\rho=1,3$ г/мл) прилили 200 мл 10 М раствора аммиака. Определите молярную концентрацию ионов меди в растворе, если константа устойчивости комплексного иона равна $1,6 \cdot 10^{35}$ (к.ч. меди =4).
2. Какое количество хлорида серебра выпадет в осадок из раствора, если избыток хлорида натрия прилить к раствору, образованному при смешивании 80 мл 0,3 М AgNO_3 и 90 мл 70 % ($\rho=1,2$ г/мл) NH_3 ? Константа устойчивости иона диамминсеребра равна $1,6 \cdot 10^7$.
3. К 50 мл 0,6 н раствора хлорида хрома (III) прилили 50 мл 75 % раствора аммиака ($\rho=1,2$ г/мл). Определите молярную концентрацию ионов хрома в растворе, если константа устойчивости комплексного иона равна $2,6 \cdot 10^{14}$ (к.ч. хрома = 6).
4. К 450 мл 25 % раствора нитрата олова (II) ($\rho=1,4$ г/мл) прилили 900 мл 5 н раствора гидроксида натрия. Определите молярную концентрацию ионов олова в растворе, если константа устойчивости комплексного иона равна $1,0 \cdot 10^{16}$ (к.ч. олова =6).
5. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций полного замещения лигандов в водном растворе:



6. Возможна ли реакция замещения лигандов в водном растворе:



7. Пользуясь справочными данными, определите устойчивость следующих комплексов: $[\text{Ni}(\text{N}_2\text{H}_4)_6]^{2+}$ и $[\text{Ni}(\text{en})_3]^{2+}$. Объясните причину различия в устойчивости комплексов.
8. Из водного раствора, содержащего 0,04 моль комплексного соединения состава $\text{PtCl}_4 \cdot 3\text{NH}_3$, при добавлении AgNO_3 осаждается 0,04 моль AgCl . По результатам этого опыта составьте координационную формулу исходного соединения.

Контрольная работа
«Растворы, ОВР, комплексные соединения»

Вариант №1

1. Какой объем 10 % серной кислоты ($\rho=1,07$ г/мл) потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 8 г NaOH?
2. Осмотическое давление крови при нормальной температуре человеческого тела равно $8,0 \cdot 10^5$ Па. Вычислить концентрацию (%) физиологического раствора хлорида натрия, изотоничного (то есть имеющего такое же осмотическое давление) с кровью человека (степень диссоциации NaCl принять за 100 %).
3. Вычислите pH 0,4 н. раствора иодноватой кислоты ($K_{\text{дис}} = 0,16$).
4. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза солей. Определите pH 0,1 М растворов этих солей при 25 °С и значения констант гидролиза: Na_2SO_3 ; CuCl_2 ; NaNO_3 ; $\text{Ni}(\text{NO}_2)_2$.
5. Допишите уравнение, уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).
 $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{HCl} = \text{O}_2 + \dots$
6. Какой металл будет подвергаться коррозии во влажном воздухе при контакте Sc и Cu? Напишите уравнения реакций.
7. Из водного раствора, содержащего 0,2 моль комплексного соединения состава $\text{CoBr}_3 \cdot 5\text{NH}_3$, при добавлении AgNO_3 осаждается 0,4 моль AgBr. По результатам этого опыта составьте координационную формулу исходного соединения.
8. Составьте названия комплексного соединения $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$. Укажите внутреннюю и внешнюю сферы, комплексообразователь и лиганды. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя, а также дентатность лигандов. Напишите уравнение диссоциации этого соединения.

Вариант №2

1. Определите массу нитрата серебра, необходимого для приготовления 100 мл 0,2 моляльного раствора ($\rho=1,10$ г/мл).
2. Вычислите ионную силу растворов и активность ионов в растворе CaSO_4 концентрации 0,006 моль/л.
3. Определите растворимость сульфида серебра в воде и в 2 М растворе сульфида натрия, если $\text{IP} = 6,3 \cdot 10^{-50}$.
4. Вычислите потенциал металла, находящегося в контакте с раствором соли Pb/Pb(NO₃)₂ с концентрацией $[\text{Pb}^{2+}] = 0,5$ (моль/л).

- Ток силой в 5,3 А пропущен через электролизер, содержащий 300 мл 0,8 н. NaOH. Сколько часов должен длиться электролиз для достижения концентрации щелочи 1,2 н.?
- В каком направлении при стандартных условиях будет протекать реакция: $K_2Cr_2O_7 + KCl + HCl \rightarrow CrCl_3 + Cl_2 + H_2O + KCl$;
 $E^0(2Cl^- = Cl_2 + 2e) = 1,36$;
 $E^0(2Cr^{3+} + 7H_2O = Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e) = 1,33$ В? Концентрации реагентов равны 1 моль/л, pH= 2.
- Составьте уравнения ступенчатых реакций образования катиона трис (этилендиамин) никеля (II) и запишите выражения ступенчатых констант устойчивости K_n .
- Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений кобальта: $CoCl_3 \cdot 6NH_3$; $CoCl_3 \cdot 5NH_3$; $CoCl_3 \cdot 4NH_3$. Координационное число кобальта (III) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

Вариант №3

- Какой объем 5,0 М раствора соляной кислоты нужно взять для приготовления 50 мл 2,5 М раствора?
- Вычислите ионную силу растворов и активность ионов в растворе: 0,0004 М $Fe_2(SO_4)_3$.
- Определите растворимость арсената серебра в воде и в 0,5 М растворе нитрата серебра, если $IP=1 \cdot 10^{-22}$.
- Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза солей. Определите pH 0,1 М растворов этих солей при 25 °С и значения констант гидролиза: $FeSO_4$; Li_2CO_3 ; $CoPO_4$; $CaCl_2$.
- Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).
 $FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + \dots$
- Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли $CuCl_2$.
- Составьте формулы всех возможных комплексных соединений, комбинируя один Co^{III} , x NH_3 , y NO_2^- и (при необходимости) z K^+ (для атома Co^{III} КЧ = 6). Назовите эти соединения.
- Составьте уравнения ступенчатых реакций образования бис (тиосульфато) аргентат(I)-иона и запишите выражения ступенчатых констант устойчивости K_n .

Вариант №4

1. Какой объем 0,5 М раствора серной кислоты можно приготовить из 20 мл 2 н. раствора?
2. Вычислите ионную силу растворов и активность ионов в растворе: 0,0002М CoCl_2 .
3. Вычислите pH 0,01 М раствора муравьиной кислоты ($K_{\text{дис}} = 1,8 \cdot 10^{-4}$).
4. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза солей. Определите pH 0,1 М растворов этих солей при 25 °С и значения констант гидролиза: MnSO_4 ; KBr ; $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.
5. При электролизе раствора нитрата серебра в течение 50 мин при силе тока 3 А на катоде выделилось 9,6 г серебра? Определите выход серебра в процентах от теоретического. Сколько литров газа и какого выделится при этом на аноде.
6. Напишите уравнения электродных реакций и вычислите ЭДС электродных пар, для которых указаны концентрации ионов металлов в растворе: $\text{Cr} | \text{Cr}^{3+} || \text{Pb}^{2+} | \text{Pb}$. $[\text{Cr}^{3+}] = 0,001$ моль/л $[\text{Pb}^{2+}] = 0,002$ моль/л.
7. Составьте уравнения ступенчатых реакций образования тетраиодокадмат (II)-иона из катиона центрального атома и лигандов и запишите выражение общей константы устойчивости β_n .
8. Определите тип изомерии в наборах комплексных соединений: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4](\text{OH})_2$ и $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4(\text{OH})_2]\text{SO}_4$.
Укажите внутреннюю и внешнюю сферы, комплексообразователь и лиганды. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя, а также дентатность лигандов. Назовите соединения.

Вариант №5

1. В каких соотношениях нужно смешать 20 % раствор и 50 % раствор гидроксида натрия, чтобы получить 500 мл 30 % раствора.
2. При растворении в 500 г воды 0,05 моль некоторого вещества температура замерзания раствора оказалась равной $-0,3^\circ\text{C}$. Является ли растворенное вещество электролитом?
3. Вычислите pH 0,001 н раствора селеноводородной кислоты ($K_{\text{дис}} = 2,4 \cdot 10^{-4}$).
4. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза солей. Определите pH 0,1М растворов этих солей при 25 °С и значения констант гидролиза: AlCl_3 ; $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$; KI ; Na_2SO_3 .

- Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).
 $\text{NaCrO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \dots$
- При какой силе тока можно получить на катоде 3 г никеля, подвергая электролизу раствор сульфата никеля в течение 50 мин?
- Составьте уравнения ступенчатых реакций образования гексацианоферрат (II)-иона из катиона центрального атома и лигандов и запишите выражение общей константы устойчивости β_n .
- Укажите, какие из комплексных соединений являются неэлектролитами и сильными электролитами в водном растворе. Для сильных электролитов составьте уравнения электролитической диссоциации: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{OH})_2]\text{Cl}_2$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_2)_3]$; $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$. Укажите внутреннюю и внешнюю сферы, комплексообразователь и лиганды в комплексном соединении. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя, а также дентатность лигандов в комплексном соединении. Назовите соединения.

Вариант №6

- Какую массу нитрата аммония необходимо взять для приготовления 100 мл 5,5М раствора?
- Вычислите ионную силу 0,005М раствора Na_3PO_4 .
- Вычислите pH 0,05 М раствора H_2S ($K_{\text{дис}} = 8,9 \cdot 10^{-8}$).
- Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза солей. Определите pH 0,1 М растворов этих солей при 25 °С и значения констант гидролиза: CrCl_3 ; KMnO_4 ; $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$; NaCNS .
- Напишите уравнения электродных реакций и вычислите ЭДС электродных пар, для которых указаны концентрации ионов металлов в растворе: $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Pb}^{2+} | \text{Pb}$, $[\text{Zn}^{2+}] = 0,1$ моль/л, $[\text{Pb}^{2+}] = 0,01$ моль/л.
- Возможен ли процесс: $\text{HBrO} + \text{HIO} \rightarrow$
 $E^0 (\text{HBrO} + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{BrO}_3^- + 5 e^-) = 1,45\text{В};$
 $E^0 (\text{I}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{HIO}^- + \text{H}^+ + 2 e^-) = 0,99\text{В}?$
 Напишите продукты, уравняйте.
- Составьте уравнения ступенчатых реакций образования гексацианоферрат (III) иона из катионов центральных атомов и лигандов и запишите для них выражения общих констант устойчивости β_n .

8. Выпадет ли осадок AgCl ($\text{ПР}=1,78 \cdot 10^{-10}$), если к 50 мл 0,01 М раствора $\text{K}_3[\text{Ag}(\text{SO}_3\text{S})_2]$ ($\beta_{2(\text{образ})}=2,9 \cdot 10^{13}$) прилили 50 мл 0,1 н раствора KCl .

Вариант №7

1. Сколько воды необходимо взять для приготовления 200 г 40 % раствора карбоната натрия?
2. Вычислите массовую долю сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ в водном растворе, температура кристаллизации которого $-0,41^\circ\text{C}$.
3. Вычислите pH 0,002 н раствора фосфорной кислоты ($K_{\text{дис1}}=7,6 \cdot 10^{-3}$).
4. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза солей. Определите pH 0,1 М растворов этих солей при 25°C и значения констант гидролиза: $\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2$; LiI ; NaCN ; $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$.
5. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций):
 $\text{Cl}_2 + \text{HNO}_3 = \text{HClO}_3 + \text{NO} + \dots$
6. При какой силе тока можно получить на катоде 8 г никеля, подвергая электролизу раствор сульфата никеля в течение 25 мин?
7. Константы нестойкости комплексных ионов $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ соответственно равны $6,2 \cdot 10^{-36}$, $1,0 \cdot 10^{-37}$, $1,0 \cdot 10^{-44}$. Какой из этих ионов является более прочным? Напишите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов и формулы соединений, содержащих эти ионы.
8. Определите тип изомерии в наборах комплексных соединений $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}(\text{NO}_3)]\text{Cl}$ и $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{Cl})_2]\text{NO}_3$. Укажите внутреннюю и внешнюю сферы, комплексообразователь и лиганды. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя. Назовите соединения.

Вариант №8

1. Какой объем 2 н раствора гидроксида калия необходимо взять для нейтрализации 100 мл 0,5 н раствора соляной кислоты?
2. Вычислите ионную силу 0,008 М раствора MgSO_4 .
3. Вычислите pH 0,4 М раствора HCN ($K_{\text{дис}} = 6,2 \cdot 10^{-10}$).
4. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций) $\text{MnO}_2 + \text{HCl}_{\text{конц}} = \dots$
5. Вычислите потенциал водородного электрода в 0,04 % растворе КОН.

6. В каком направлении при стандартных условиях будут протекать реакции: $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaCl} + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$; $E^0(2\text{Cl}^- = \text{Cl}_2 + 2e) = 1,36$; $E^0(2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} = \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e) = 1,33\text{В}$? Концентрации реагентов равны 0,1 моль/л, pH = 5.
7. Выпадет ли осадок AgCl (IP = $1,78 \cdot 10^{-10}$), если к 50 мл 0,01 М раствора $\text{K}_3[\text{Ag}(\text{SO}_3\text{S})_2]$ ($\beta_{2(\text{образ})} = 2,9 \cdot 10^{13}$) прилили 50 мл 0,1 н раствора KCl ?
8. Укажите, какие из комплексных соединений являются неэлектролитами и сильными электролитами в водном растворе: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$; $[\text{Ag}(\text{N}_2\text{H}_4)\text{Br}]$; $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$. Для сильных электролитов составьте уравнения электролитической диссоциации. Назовите соединения.

Вариант №9

1. Какова будет молярная концентрация HNO_3 в растворе, если к 40 мл 96 % раствора HNO_3 ($\rho = 1,5$ г/мл) прилить 300 мл H_2O ?
2. Кажущаяся степень диссоциации соли в 3,2 % растворе KCl составляет 0,68. Вычислить температуру кипения раствора.
3. Вычислите pH 0,07 н раствора хлористой кислоты ($K_{\text{дис}} = 0,011$).
4. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза солей. Определите pH 0,1 М растворов этих солей при 25 °С и значения констант гидролиза: AlI_3 ; NaClO_4 ; $\text{Cr}(\text{CN})_3$; KCH_3COO .
5. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций): $\text{Zn} + \text{HNO}_3 = \dots$
6. При какой силе тока можно получить на катоде 3 г никеля, подвергая электролизу раствор сульфата никеля в течение 25 мин?
7. Возможна ли реакция замещения лигандов в водном растворе $[\text{In}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_3 + \text{NaI} + \text{NaF}$?
8. Составьте пространственные изображения *цис*- и *транс*-изомеров комплекса: $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4(\text{Cl})_2]^+$. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя, а также дентатность лигандов в комплексном соединении. Назовите соединения.

Вариант №10

1. Сколько воды необходимо взять для приготовления 700 мл 20 % раствора карбоната натрия ($\rho = 1,16$ г/мл)?
2. Если растворить 55,8 г хлорида цинка в 5 кг воды, получится раствор, кристаллизующийся при $-0,385$ °С. Вычислите кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.

3. Вычислите pH 0,009 н раствора уксусной кислоты ($K_{\text{дис}} = 1,7 \cdot 10^{-5}$).
4. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза солей. Определите pH 0,1 М растворов этих солей при 25 °С и значения констант гидролиза: SnCl_4 ; AlPO_4 ; Na_2S .
5. При электролизе водного раствора сульфата никеля на аноде выделилось 3,8 л газа (какого?) (н.у.). Сколько грамм никеля выделилось на катоде?
6. Возможен ли процесс: $\text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$,
 $E^0 (\text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}) = 0,559\text{В}$,
 $E^0 (2\text{Cl}^- = \text{Cl}_2 + 2\text{e}) = 1,36\text{В}$? Напишите продукты, уравняйте.
7. В воду вводят катион тетраамминмеди(II). Протекает ли реакция аквафикации (замещение лиганда молекулами воды). Укажите наиболее вероятные по составу продукты реакции. Ваш выбор обоснуйте справочными данными.
8. Составьте уравнения ступенчатых реакций образования тетраиодомеркурата (II)-иона из катиона центрального атома и лигандов и запишите для них выражения ступенчатых констант устойчивости K_n .

Вариант №11

1. Определите массу фосфата натрия, содержащегося в 200 г 0,6 н раствора ($\rho = 1,23$ г/мл).
2. Если растворить 25,5 г хлорида бария в 750 г воды, получится раствор, кристаллизующийся при $-0,756$ °С. Вычислите кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.
3. Вычислите ионную силу 0,0009 М раствора NiSO_4 .
4. Вычислите pH 0,004 н раствора HF ($K_{\text{дис}} = 6,8 \cdot 10^{-4}$).
5. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза солей. Определите pH 0,1 М растворов этих солей при 25 °С и значения констант гидролиза: ZnSO_4 ; FeBr_3 ; K_2S ; NiCO_3 .
6. Ток силой в 6,7 А пропущен через электролизер, содержащий 400 мл 0,7 н. H_2SO_4 . Сколько часов должен длиться электролиз для достижения концентрации кислоты 1 моль/л.
7. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций). $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NO} + \dots$
8. Составьте уравнения ступенчатых реакций образования тетраиодомеркурата (II)-иона из катиона центрального атома и лигандов и запишите для них выражения ступенчатых констант устойчивости K_n .

Вариант №12

1. В каких соотношениях нужно смешать 10 % раствор и 70 % раствор гидроксида лития, чтобы получить 200 г 40 % раствора?
2. Вычислите рН 0,7 н раствора угольной кислоты ($K_{\text{дис}} = 4,5 \cdot 10^{-7}$).
3. Определите растворимость сульфата бария в воде и в 0,2 М растворе сульфата натрия, если $PP = 1,1 \cdot 10^{-10}$.
4. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза солей. Определите рН 0,1 М растворов этих солей при 25 °С и значения констант гидролиза: CaSO_3 ; NaCN ; NiBr_3 ; K_2SO_4 .
5. Можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно H_2SeO_3 и HI ;
 $E^0(2\text{I} = \text{I}_2 + 2\text{e}) = 0,54\text{В}$;
 $E^0(\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{SeO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}) = 1,15\text{В}$?
6. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций). $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \dots$
7. В воду вводят катион гексаамминкобальта (II). Протекает ли реакция акватации (замещение лиганда молекулами воды). Укажите наиболее вероятные по составу продукты реакции. Ваш выбор обоснуйте справочными данными.
8. Составьте пространственные изображения *цис*- и *транс*-изомеров комплекса: $[\text{Co}(\text{en})_2(\text{Br})_2]^+$.

Вариант №13

1. Сколько воды надо взять для приготовления 2 л 25 % раствора сахарозы?
2. Вычислите осмотическое давление раствора, если в 3 л растворено 46 г глицерина при температуре 27 °С.
3. Вычислите рН 0,2 М раствора селенистой кислоты ($K_{\text{дис}} = 0,0024$).
4. Вычислите потенциал водородного электрода в 0,001 М растворе КОН.
5. Напишите уравнения электродных реакций и вычислите ЭДС электродных пар, для которых указаны концентрации ионов металлов в растворе: $\text{Ni}|\text{Ni}^{2+}||\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}$. $[\text{Ni}^{2+}] = 0,01$ моль/л, $[\text{Pb}^{2+}] = 0,004$ моль/л.
6. Вычислите потенциал серебряного электрода, опущенного в насыщенный раствор Ag_2S ; $PP_{\text{Ag}_2\text{S}} = 6,3 \cdot 10^{-50}$.
7. Составьте уравнения ступенчатых реакций образования тетрагидроксоцинкат (II)-иона из катиона центрального атома и лигандов и запишите выражение общей константы устойчивости.

8. Определите тип изомерии в комплексных соединениях: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$ и $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4(\text{Cl})_2]\text{Cl}_2$.

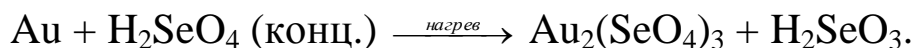
Вариант №14

1. Какова масса фосфата лития в 200 г 5 мл раствора?
2. Определите растворимость бромида серебра в воде и в 0,4 М растворе нитрата серебра, если $\text{ПР}=5,3 \cdot 10^{-13}$.
3. Для нейтрализации 30 мл 0,1 н. раствора КОН потребовалось 12 мл HCl. Какова нормальность кислоты?
4. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций). $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NO} + \dots$
5. Ток силой в 7 А пропущен через электролизер, содержащий 400 мл 2 М раствора CuSO_4 . Сколько часов должен длиться электролиз для выделения на катоде 0,5 г меди?
6. Вычислите ионную силу растворов и активность ионов в 0,007 М растворе Li_2CO_3 .
7. Какое количество хлорида серебра выпадет в осадок из раствора, если избыток хлорида натрия прилить к раствору, образованному при смешивании 40 мл 0,5 н AgNO_3 и 50 мл 10 М NH_3 ? Константа устойчивости иона диамминсеребра равна $1,6 \cdot 10^7$.
8. Составьте пространственные изображения *цис*- и *транс*-изомеров комплекса: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{NO}_2)_2]$. Назовите изомеры. Укажите внутреннюю и внешнюю сферы, комплексообразователь и лиганды в комплексном соединении: Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя, а также дентатность лигандов.

Вариант №15

1. Сколько мл 5 н раствора сульфида натрия можно приготовить из 10 г этой соли?
2. Определите растворимость карбоната серебра в воде и в 0,02 М растворе нитрата серебра, если $\text{ПР}=8,2 \cdot 10^{-12}$.
3. Через 1 л раствора аммиака с массовой долей, равной 10 % ($\rho=0,96$ г/мл), пропустили 100 л газообразного аммиака (н.у.). Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.
4. Вычислите ионную силу 0,001 М раствора CuCl_2 .
5. Распишите схему процессов электролиза расплава и раствора солей Na_2S , Na_2CO_3 , AgNO_3 , KF.

6. Допишите уравнение ОВР, уравняйте, используя метод электронного баланса и электронно-ионного баланса, укажите окислитель и восстановитель.



7. К 40 мл 15 % раствора нитрата никеля (II) ($\rho=1,2$ г/мл) прилили 500 мл 10 М раствора аммиака. В результате реакции образовалось комплексное соединение – нитрат гексаамминникеля (II). Определите молярную концентрацию ионов никеля в растворе, если константа устойчивости комплексного иона равна $2,0 \cdot 10^8$.
8. Составьте уравнения ступенчатых реакций образования тетрацианоплюмбат (II)-иона из катиона центрального атома и лигандов и запишите выражение общей константы устойчивости β_n .

Вариант №16

1. Рассчитайте объем соляной кислоты ($\rho=1,19$ г/мл), содержащей 38 % HCl, необходимый для приготовления 0,5 л 2 М раствора.
2. При растворении 0,4 г некоторого вещества в 10 г воды температура кристаллизации раствора понижается на $1,24^\circ$. Вычислите молекулярную массу растворенного вещества, учитывая, что раствор не проводит электрический ток.
3. Определите растворимость хлорида серебра в воде и в 0,2 М растворе нитрата серебра, если $PP=1,8 \cdot 10^{-10}$.
4. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза солей. Определите pH 0,1 М растворов этих солей при 25°C и значения констант гидролиза: $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$; CsCl; CuCO_3 .
5. Распишите схему процессов электролиза расплава и раствора солей $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, HCl, MgCl_2 , KJ.
6. Допишите уравнение ОВР, уравняйте, используя метод электронного баланса и электронно-ионного баланса, укажите окислитель и восстановитель.
$$\text{Co} + \text{HNO}_3 \leftrightarrow \text{N}_2 + \text{Co}(\text{NO}_3)_2 + \dots$$
7. К 50 мл 0,3 М раствора нитрата серебра прилили 100 мл 2 % ($\rho=1,15$ г/мл) раствора цианида калия, образовалось комплексное соединение – дицианоаргенат калия. Определите молярную концентрацию цианид-ионов в растворе, если константа устойчивости комплексного иона равна $7,1 \cdot 10^{19}$.
8. Составьте уравнения ступенчатых реакций образования гексаиодоферрат (II)-иона из катиона центрального атома и лигандов и запишите выражение общей константы устойчивости.

Вариант №17

1. Какой объем 15 % раствора серной кислоты ($\rho=1,10$ г/мл) потребуется для полного растворения 24,3 г Ca?
2. Раствор, содержащий 1 моль хлорида натрия в 2 кг воды, кипит при $100,83$ °C. Вычислите степень диссоциации соли в растворе.
3. Вычислите pH 0,3 М раствора мышьяковой кислоты ($K_{\text{дис } 1}=0,006$).
4. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза солей. Определите pH 0,1 М растворов этих солей при 25 °C и значения констант гидролиза: ZnCl_2 ; CuSO_3 ; KNO_3 ; NaNO_2 .
5. Определите растворимость хромата серебра в воде и в 0,05 М растворе хромата калия, если $\text{ПР} = 1,1 \cdot 10^{-12}$.
6. Допишите уравнение. Уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса: $\text{HJO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{J}_2 + \text{O}_2 + \dots$
7. Распишите схему процессов электролиза расплава и раствора солей CuCl_2 , CuSO_4 , ZnCl_2 , Na_2SO_3 .
8. Составьте уравнения ступенчатых реакций образования тетраиономеркурата (II)-иона из катиона центрального атома и лигандов и запишите для них выражения ступенчатых констант устойчивости K_n . Укажите внутреннюю и внешнюю сферы, комплексообразователь и лиганды. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя.

Вариант №18

1. Какова масса хлорида бария в 300 мл 0,5 н раствора?
2. Вычислите pH раствора, в котором потенциал водородного электрода составляет 413 мВ.
3. Вычислите кажущуюся степень диссоциации KCl вещества, если известно, что 0,01 М раствор при 0°C имеет осмотическое давление, равное 0,44 ат.
4. Определите растворимость фторида кальция в воде и в 0,04 М растворе нитрата кальция, если $\text{ПР}=4 \cdot 10^{-11}$.
5. Распишите схему процессов электролиза расплава и раствора солей NaBr , K_2S , FeCl_3 , KNO_3 .
6. Допишите уравнение ОВР, уравняйте, используя метод электронного баланса и электронно-ионного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 \leftrightarrow \text{HBr} + \text{S} \dots$

7. К 20 мл 1 молярного раствора хлорида цинка прилили 300 мл 2 % ($\rho=1,2$ г/мл) раствора аммиака. Определите молярную концентрацию ионов цинка в растворе, если константа устойчивости образовавшегося иона тетраамминцинка равна $4,2 \cdot 10^8$.
8. Составьте уравнения ступенчатых реакций образования трихлоростанат (II)-иона следующих комплексов из катиона центрального атома и лигандов и запишите выражение общей константы устойчивости β_n . Укажите внутреннюю и внешнюю сферы, комплексообразователь и лиганды. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя.

Вариант №19

1. Вычислите pH раствора, в котором потенциал водородного электрода составляет 201 мВ.
2. Какую массу воды необходимо добавить к 100,0 мл 40 %-го раствора H_2SO_4 ($\rho=1,3$ г/мл), чтобы получить раствор, в котором массовая доля серной кислоты равна 10 %?
3. Определите растворимость сульфида ртути (II) в воде и в 0,2 М растворе сульфида натрия, если $IP=1,6 \cdot 10^{-52}$.
4. Напишите уравнения электродных реакций и вычислите ЭДС электродных пар, для которых указаны концентрации ионов металлов в растворе: $Fe|Fe^{2+}||Pb^{2+}|Pb$, $[Fe^{2+}]=0,02$ моль/л, $[Pb^{2+}]=0,004$ моль/л.
5. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза солей. Определите pH 0,1 М растворов этих солей при 25 °С и значения констант гидролиза: $BaSO_3$; $NaCl$; $NiBr_2$; Ag_2SO_4 .
6. Допишите уравнение ОВР, уравняйте, используя метод электронного баланса и электронно-ионного баланса, укажите окислитель и восстановитель. $Co + HNO_3 \leftrightarrow Co(NO_3)_2 + NO + \dots$
7. К 300 мл 0,1 н раствора сульфата меди (II) ($\rho=1,08$ г/мл) прилили 100 мл 2 % раствора цианида натрия. Определите молярную концентрацию цианид-ионов в растворе, если константа устойчивости образовавшегося тетрацианокупрат (II)-иона равна $1,0 \cdot 10^{24}$.
8. Составьте уравнения ступенчатых реакций образования трис(тиоцианато)плюмбат(II)-иона из катиона центрального атома и лигандов и запишите выражение общей константы устойчивости β_n . Укажите внутреннюю и внешнюю сферы, комплексообразователь и лиганды. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя.

Вариант №20

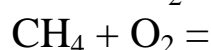
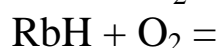
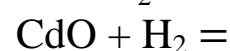
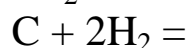
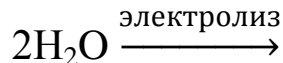
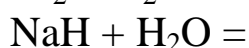
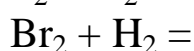
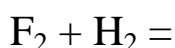
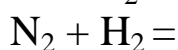
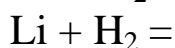
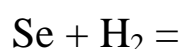
1. В 500 мл воды растворили 2 г хлорида калия. Какова молярная концентрация полученного раствора?
2. Вычислите ионную силу 0,05 М раствора AgNO_3 .
3. Определите растворимость карбоната бария в воде и в 0,2 М растворе карбоната натрия, если $\text{PP}=5,1 \cdot 10^{-9}$.
4. Вычислите потенциал металла, находящегося в контакте с раствором соли с концентрацией (моль/л) $\text{Cr}/\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ $[\text{Cr}^{3+}]=5 \cdot 10^{-3}$.
5. Напишите схему электролиза расплава и раствора соли KF .
6. Допишите уравнение ОВР, уравняйте, используя метод электронно-ионного баланса, укажите окислитель и восстановитель.
 $\text{Sb} + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \leftrightarrow \text{NaSbO}_2 + \dots$
7. Рассчитайте pH раствора, если в 1 м³ воды растворили 0,05 М $\text{K}[\text{Sn}(\text{OH})_3]$ ($\beta_{2(\text{образ})}=8,5 \cdot 10^{11}$).
8. Определите тип изомерии в наборах комплексных соединений:
 $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4](\text{OH})_2$ и $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4(\text{OH})_2]\text{SO}_4$.

5. СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

5.1. Водород¹⁸

Задачи для решения на занятиях

1. Сколько миллилитров 2 н. раствора HCl потребуется для взаимодействия с 20 г кальция? Вычислите объем образовавшегося водорода (22 °С и 120,00 кПа).
2. Какой объем при н.у. занимают $50 \cdot 10^{22}$ молекул водорода?
3. Закончите уравнения реакций, укажите условия, при которых эти реакции протекают, назовите все соединения:



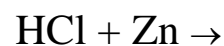
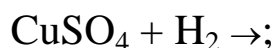
Задачи для самостоятельного решения¹⁹

Вариант № 1

1. Вычислите плотность газа по водороду (1 л водорода при н.у. весит 0,09 г), если масса 300 мл газа (при н.у.) равна 0,86 г.
2. Газ (при н.у.) занимает объем 2,2 л. Каково будет давление этого газа, сжатого до объема 1 л, при той же температуре?
3. При 17 °С некоторое количество водорода занимает объем 580 мл. Какой объем займет это же количество газа при 100 °С, если давление остается неизменным?
4. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:

¹⁸ Ступко Т.В. Основы общей и неорганической химии. Красноярск, 2006. Ч. 2. С. 6–10.

¹⁹ При решении задач по теме «Водород» повторите темы «Основные понятия химии», «Газовые законы», «Основы химической термодинамики», «Растворы» воспользуйтесь примерами решения задач на с. 6, 45, 60, 78 данного пособия.



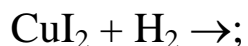
5. Определите тепловой эффект получения водорода из твердого гидрида натрия с помощью жидкой воды при стандартном состоянии реагентов и 298 К. Энтальпия образования $\Delta H^\circ_{298}(\text{NaH}) = -57,3$ кДж/моль.
6. Сколько миллилитров 4 н. раствора HCl потребуется для взаимодействия с 10 г цинка? Вычислите объем образовавшегося водорода (0 °С и 50,65 кПа).

Вариант №2

1. Вычислите плотность по водороду газовой смеси, состоящей из 80 % азота (по объему), 10 % кислорода и 10 % оксида серы (IV).
2. Давление водорода, занимающего объем 2,5 л, равно 121,6 кПа. Чему будет равно давление, если, не изменяя температуры, сжать газ до объема в 1 л?
3. Определите массу водорода, который при 17 °С и давлении 95 кПа занимает объем, равный 2 л.
4. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
$$\text{HgCl} + \text{H}_2 \rightarrow; \quad \text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow .$$
5. Определите область температур, при которых возможна реакция получения жидкого метанола CH_3OH из водорода и монооксида углерода CO при стандартных состояниях реагентов.
6. Сколько литров водорода (20 °С и 100 кПа) выделится при взаимодействии 165 г железа с 1 кг 30 % раствора HCl?

Вариант №3

1. Сколько молекул содержится в 1 мл водорода при н.у.?
2. Микроманометр может измерить давление, равное $1 \cdot 10^{-8}$ Па. Сколько молекул водорода будет находиться в 1 мл при 0 °С и указанном давлении?
3. На сколько градусов надо нагреть водород, находящийся в закрытом сосуде при 0 °С, чтобы давление его увеличилось вдвое?
4. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:



5. Определите область температур, при которых возможен процесс получения газообразного аммиака из азота и водорода при стандартном давлении газов.
6. Масса 1 л водорода, измеренного при 31 °С и 104 кПа, составляет 1,154 г. Найдите плотность газа по водороду.

Вариант №4

1. При 27 °С и давлении 720 мм рт. ст. объем водорода равен 5 л. Какой объем займет это же количество газа при 39 °С и давлении 104 кПа?
2. Какой объем при н.у. занимают $27 \cdot 10^{21}$ молекул водорода?
3. Какой объем займет 1 кг водорода при 17 °С и давлении 101,33 кПа?
4. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{H}_2 + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$.
5. Сколько килограммов гидрида кальция CaH_2 необходимо израсходовать для получения 560 м^3 водорода (н.у.)?
6. Какой объем водорода, измеренный при нормальных условиях, потребуется для восстановления оксида меди (II), который получили при термическом разложении гидроксида меди (II) массой 19,6 г?

Вариант №5

1. Открытый сосуд нагревают при постоянном давлении от 17 до 307 °С. Какая часть воздуха (по массе) при этом вытесняется?
2. При 7 °С давление водорода в закрытом сосуде равно 96 кПа. Каким станет давление, если охладить сосуд до -33 °С?
3. Плотность газа по водороду 17. Какова масса 1 л этого газа (н.у.)? Какова его плотность по воздуху?
4. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{AuNO}_3 + \text{H}_2 \rightarrow$; $\text{NaN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.
5. Какой объем водорода можно получить из 3 кг твердого гидрида калия KH с помощью жидкой воды (н.у.)?
6. Какой объем водорода можно получить действием металлов на раствор объемом 150 мл с массовой долей серной кислоты

20 %? Объем водорода рассчитайте при нормальном давлении и температуре 30 °С. Плотность раствора кислоты равна 1,14 г/мл.

Вариант №6

1. Плотность газа по водороду равна 17,5. Какова масса этого газа, взятого объемом 1 л (при н.у.)?
2. Два одинаковых баллона заполнены сжатыми газами: первый – водородом при давлении $151,5 \cdot 10^5$ Па, второй – азотом при давлении $50,5 \cdot 10^5$ Па. Какой баллон тяжелее?
3. Определите массу водорода, заполняющего воздушный шар емкостью 1000 м^3 при давлении $0,99 \cdot 10^5$ Па и температуре 17 °С.
4. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{Na}[\text{AlH}_4] + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{ZnCO}_3 + \text{H}_2 \rightarrow$.
5. Какой объем водорода можно получить из алюмогидрида калия $\text{K}[\text{AlH}_4]$ массой 700 г при его взаимодействии с водой (н.у.)?
6. Какой объем водорода, измеренный при нормальных условиях, выделится при действии на алюминий массой 32,4 г раствора объемом 200 мл с массовой долей гидроксида калия 30.

Вариант №7

1. 30 л водорода собраны над водой при 18 °С и давлении 90 кПа. Какой объем (при н.у.) займет это же количество сухого водорода? Давление водяного пара при этой температуре равно 2061 Па.
2. Вычислите плотность арсина (AsH_3) по водороду.
3. Давление водорода в закрытом сосуде при 12 °С равно 100 кПа. Каким станет давление, если нагреть сосуд до 30 °С?
4. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$; $\text{Na}[\text{BH}_4] + \text{NaOH} \rightarrow$.
5. Какой объем водяного пара получается от взрыва смеси 220 мл водорода и 220 мл кислорода при 100 °С и давлении 101,3 кПа?
6. Какой объем водорода, измеренный при нормальных условиях, выделится при действии на алюминий массой 32,4 г раствора объемом 200 мл с массовой долей гидроксида калия 30 % и плотностью 1,29 г/мл?

Вариант №8

1. Газометр емкостью 20 л наполнен газом. Плотность этого газа по водороду 40, давление $1,03 \cdot 10^5$ Па, температура 17°C . Вычислите массу газа.
2. При давлении 98,7 кПа и температуре 91°C некоторое количество водорода занимает объем 680 мл. Найти объем газа при нормальных условиях.
3. При температуре 15°C и давлении $0,957 \cdot 10^5$ Па некоторая масса водорода занимает объем 912 мл. Какой объем займет эта же масса газа при н.у.?
4. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{H}_2 + \text{Na} \rightarrow$; $\text{Na}[\text{BH}_4] + \text{HCl} \rightarrow$.
5. Определите, при каких температурах при стандартном давлении термодинамически возможно разложение воды на водород и кислород.
6. Какой объем водорода, измеренный при нормальных условиях, потребуется для восстановления оксида меди (II), который получили при термическом разложении гидроксида меди (II) массой 19,6 г?

Вариант №9

1. При взаимодействии 1,28 г металла с водой выделилось 380 мл водорода, измеренного при 21°C и давлении 104,5 кПа. Найти эквивалентную массу металла.
2. Приведите к н.у. 608 мл водорода, имеющего температуру 91°C и давление $0,98 \cdot 10^5$ Па.
3. Найдите, сколько молекул содержится в 1 л водорода при н.у.
4. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{NiO} + \text{H}_2 \rightarrow$; $\text{K}_2[\text{PtCl}_4] + \text{H}_2 \rightarrow$.
5. Сколько металлического цинка прореагировало с соляной кислотой, если при этом выделилось 112 мл газообразного водорода (н.у.)?
6. Некоторый элемент образует гидрид ЭH_3 , массовая доля водорода в котором равна 1,245 %. Какой элемент образует гидрид?

Вариант №10

1. При 17 °С некоторое количество водорода занимает объем 580 мл. Какой объем займет это же количество газа при 100 °С, если давление остается неизменным?
2. Сколько молей содержится в 1 м³ водорода при н.у.?
3. В каком объеме водорода содержится при н.у. 10²¹ молекул?
4. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{Vi}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow$; $(\text{NH}_4)_2[\text{PtCl}_6] + \text{H}_2 \rightarrow$.
5. Сколько металлического алюминия прореагировало с соляной кислотой, если при этом выделилось 336 мл газообразного водорода (н.у.)?
6. При действии воды на гидрид металла массой 0,84 г выделился водород, объем которого при нормальных условиях составил 896 мл. Определите, гидрид какого элемента был взят, если известно, что этот элемент проявляет степень окисления +2.

Вариант №11

1. Плотность газа по водороду равна 17,5. Какова масса этого газа, взятого объемом 1 л (при н.у.)?
2. Два одинаковых баллона заполнены сжатыми газами: первый – водородом при давлении 151,5 · 10⁵ Па, второй – азотом при давлении 50,5 · 10⁵ Па. Какой баллон тяжелее?
3. Определите массу водорода, заполняющего воздушный шар емкостью 1000 м³ при давлении 0,99 · 10⁵ Па и температуре 17 °С.
4. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{H}_2 + \text{F}_2 \rightarrow$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2] + \text{H}_2 \rightarrow$.
5. Определите область температур, при которых возможна реакция получения жидкого метанола CH₃OH из водорода и монооксида углерода CO при стандартных состояниях реагентов.
6. Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 15 % и плотностью 1,1 г/мл надо взять для реакции с избытком цинка, чтобы полученным водородом можно было восстановить оксид Fe₃O₄ массой 1,6 г до железа?

Вариант №12

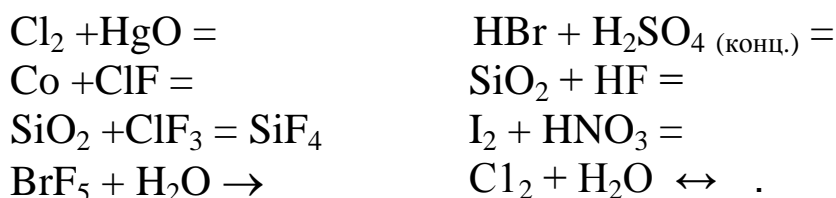
1. 30 л водорода собраны над водой при 18 °С и давлении 90 кПа. Какой объем (при н.у.) займет это же количество сухого водорода? Давление водяного пара при этой температуре равно 2061 Па.
2. Давление водорода в закрытом сосуде при 12 °С равно 100 кПа. Каким станет давление, если нагреть сосуд до 30 °С?
3. Вычислите плотность арсина AsH_3 по водороду.
4. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{MnCl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow$; $\text{Na}[\text{AlH}_4] + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.
5. Сколько килограммов гидрида кальция CaH_2 необходимо израсходовать для получения 560 м³ водорода (н.у.)?
6. Какой объем водорода можно получить действием металлов на раствор объемом 150 мл с массовой долей серной кислоты 20 %? Объем рассчитайте при нормальном давлении и температуре 30 °С. Плотность раствора кислоты равна 1,14 г/мл.

5.2. Галогены²⁰

Задачи для выполнения на занятиях

1. Хлороводород, полученный сульфатным способом из хлорида натрия массой 11,7 г, пропустили через раствор нитрата серебра. Получили осадок массой 20,09 г. Считая, что выход продукта второй реакции количественный, определите выход хлороводорода.
2. Какие степени окисления проявляют галогены в соединениях? Объясните с использованием электронных формул атомов фтора и хлора.
3. Закончите уравнения реакций, укажите условия, при которых эти реакции протекают, назовите все соединения:
 $\text{PbO} + \text{ClO}_2 + \text{NaOH} =$ $\text{SiCl}_4 + \text{H}_2\text{O} =$
 $\text{HClO}_2 = \text{ClO}_2 +$ $\text{PI}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\text{Cl}_2 + \text{KOH} =$ $\text{O}_2 + 4 \text{HI} =$
 $\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow$ $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) =$

²⁰ Ступко Т.В. Указ. соч. Ч. 2. С. 11–22.



Задачи для самостоятельного решения²¹

Вариант №1

1. Рассчитать pH 0,5 М раствора иодоводородной кислоты.
2. Сколько граммов оксида марганца (IV) и сколько миллилитров соляной кислоты с концентрацией 24 % (плотность 1,12 г/мл) израсходовано для получения хлора, если при действии его на иодид калия образовалось 25,4 г иода?
3. Какую массу 20%-й плавиковой кислоты можно получить из 1,5 кг фторида кальция, содержащего 6 % примесей, если выход продукта реакции составляет 80 % от теоретически возможного?
4. В 2 л воды растворили 800 л хлороводорода (н.у.). Определите массовую долю вещества в получившемся растворе.
5. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{KI} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow ;$ $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow .$

Вариант №2

1. Какую массу оксида марганца (IV) и какой объем раствора с массовой долей HCl 36 % и плотностью 1,18 г/мл надо взять для получения хлора, который может вытеснить из раствора иодида калия молекулярный иод массой 30,48 г? Принять, что выход продуктов на каждой из стадий процесса составляет 80 % от теоретически возможного.
2. Сколько граммов свободного иода выделится при пропускании 3,36 л хлора (н.у.) через раствор, содержащий 15 г иодида калия, если выход реакции составляет 90 %?
3. Какой объем хлора можно получить из баллона с жидким хлором емкостью 30 л, если плотность жидкого хлора 1,5 г/см³? Какая

²¹ При решении задач по теме «Галогены» повторите темы «Растворы», «Окислительно-восстановительные процессы», воспользуйтесь примерами решения задач на с. 78–103 данного пособия.

масса соли может быть получена при сжигании железа в этом количестве хлора?

4. В какой массе воды надо растворить 33,6 л (н.у.) иодоводорода, чтобы получить 10 %-й раствор?
5. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{Br}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{NaBrO}_3 + \text{F}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$.

Вариант №3

1. Каменная соль одного из месторождений содержит NaCl (массовая доля 96 %), KCl (0,2 %), MgCl₂ (0,2 %) и другие компоненты, не содержащие хлор. Какой объем соляной кислоты с массовой долей HCl 36 % и плотностью 1,18 г/мл можно получить из образца каменной соли массой 5 кг?
2. В стакан со 100 г 24 %-го раствора соляной кислоты опустили 15 г карбоната кальция. Определите массовую долю в полученном после реакции растворе.
3. Сколько атомов содержится в молекуле иода при температуре 650 °С, если плотность его паров по кислороду равна 15,875?
4. Навеску массой 25 г технической поваренной соли, содержащей нерастворимые примеси, растворили в 60 г воды и получили с массовой долей хлорида натрия 25 %. Какова массовая доля нерастворимых примесей в образце соли?
5. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{Cl}_2 + \text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.

Вариант №4

1. Имеется раствор массой 500 г, содержащий хлорид натрия и фторид натрия. К половине раствора прилили избыток раствора нитрата серебра, получив осадок массой 5,74 г. К другой половине раствора добавили избыток раствора хлорида кальция, в результате чего образовался осадок массой 2,34 г. Определите массовые доли хлорида натрия и фторида натрия в исходном растворе.
2. В 2 л воды растворили 800 л хлороводорода (н.у.). Определите массовую долю вещества в получившемся растворе.

3. Гранулу цинка массой 6,5 г растворили в 100 г 7,3 %-го раствора хлороводорода. Определите процентную концентрацию растворенного вещества в образовавшемся растворе.
4. Сколько граммов иода и спирта нужно взять для приготовления 500 г 5 %-го раствора иодной настойки?
5. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{ClO}_2 + \text{PbO} + \text{NaOH} \rightarrow$; $\text{F}_2 + \text{HClO} \rightarrow$.

Вариант №5

1. Весь хлороводород, полученный действием избытка серной кислоты на хлорид калия массой 14,9 г, поглотили водой массой 200 г. Определите массовую долю хлороводорода в растворе, если его выход в реакции составил 70 %.
2. К раствору, содержащему 1 г хлороводорода, добавили раствор, содержащий 1 г сульфата натрия. Какое вещество и какой массы получится при выпаривании раствора?
3. 12,4 г фосфора сожгли в хлоре. В результате получили 69,2 г смеси хлоридов фосфора. Определите состав полученной смеси.
4. Сколько граммов хлорида калия содержится в 750 г 10 %-го раствора?
5. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{KClO}_3 + \text{F}_2 \rightarrow$; $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow$.

Вариант №6

1. Неизвестный металл массой 6,75 г соединяется с хлором, объем которого при н.у. равен 8,4 л. Этот же металл может реагировать с иодом, причем в хлориде и иодиде он проявляет одну и ту же степень окисления. Какая масса иодида образуется при взаимодействии металла массой 6,75 г с иодом?
2. Определите массу соли, полученной при взаимодействии 300 г 2 %-го раствора гидроксида натрия с 300 г 10 %-го раствора соляной кислоты.
3. 3,84 г серы сожгли в хлоре. В результате получили 22,3 г смеси хлоридов серы. Определите состав полученной смеси.

Вариант № 9

1. В какой массе воды надо растворить 33,6 л (н.у.) иодоводорода, чтобы получить 10 %-й раствор?
2. Рассчитайте рН раствора, если в 200 г воды растворили 20 г аммиака (плотность полученного раствора 1,1 г/мл).
3. 90 л хлороводорода, измеренные при температуре 27 °С и давлении 102 кПа, растворены в 0,7 л воды. Вычислите массовую долю хлороводорода в полученном растворе.
4. Рассчитайте рН раствора, если в 2 кг воды растворили 0,2 г фтороводорода (плотность полученного раствора 1,1 г/мл).
5. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{HCl} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow$; $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$.

Вариант №10

1. Сколько металлического алюминия прореагировало с соляной кислотой, если при этом выделилось 336 мл газообразного водорода (н.у.)?
2. Хлорат калия KClO_3 массой 12,25 г подвергли разложению. Какой объем кислорода образовался (н.у.)?
3. Сколько миллилитров 20 %-й соляной кислоты, плотность которой 1,098 г/мл, потребуется для приготовления 1 л 2 М раствора?
4. Как в промышленности получают иод и бром? Напишите уравнения реакций.
5. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{HBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow$ $\text{KClO}_3 + \text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KClO}_4 + \dots$

Вариант №11

1. Сколько граммов хлорида калия содержится в 750 г 10 %-го раствора?
2. К раствору, содержащему 1 г хлороводорода, добавили раствор, содержащий 1 г сульфата натрия. Какое вещество и какой массы получится при выпаривании раствора?

3. Весь хлороводород, полученный действием избытка серной кислоты на хлорид калия массой 14,9 г, поглотили водой массой 200 г. Определите массовую долю HCl в растворе.
4. Определите массу соли, полученной при взаимодействии 80 г 6 %-го раствора нитрата серебра с 300 г 10 %-го раствора соляной кислоты.
5. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:

$$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} = \dots$$

Вариант № 12

1. Имеется раствор массой 200 г, содержащий хлорид натрия и фторид натрия. К половине раствора прилили избыток раствора нитрата серебра, получив осадок массой 4 г. К другой половине раствора добавили избыток раствора хлорида кальция, в результате чего образовался осадок массой 1,34 г. Определите массовые доли хлорида натрия и фторида натрия в исходном растворе.
2. Определите массу соли, полученной при взаимодействии 500 г 6 %-го раствора гидроксида натрия с 800 г 10 %-го раствора соляной кислоты.
3. Сколько миллилитров 3 М раствора HCl потребуется для взаимодействия с 8 г цинка? Вычислите объем образовавшегося газа (30 °С и 110,65 кПа).
4. Рассчитайте рН 0,5 М раствора соляной кислоты.
5. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:

$$2\text{P} + 5\text{F}_2 \rightarrow 4\text{HClO}_3 \xrightarrow{t} \text{HCl} + \dots$$

5.3. Элементы VI А группы²²

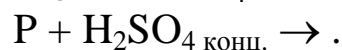
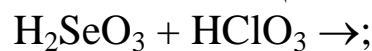
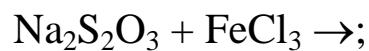
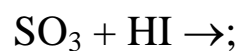
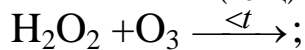
Задачи для решения на занятиях

1. Какая масса воздуха необходима для полного сгорания 22,4 л (н.у.) H₂ (массовая доля кислорода в воздухе равна 21 %)?

²² Ступко Т.В. Указ. соч. Ч. 2. С. 23–41.

2. Какое количество теплоты поглотится при получении кислорода объемом 6,72 л (н.у.) разложением нитрата калия (ΔH° (реакции), равном 254,8 кДж)?
3. Какую массу раствора с массовой долей серной кислоты 70 % можно получить из пирита массой 200 кг, содержащего FeS_2 и посторонние примеси? Массовая доля примесей в пирите составляет 10 %, а выход серной кислоты 80 %.
4. Как осуществить превращения:

$$\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{S}_n \rightarrow \text{H}_2\text{S}_n \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}?$$
5. Допишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса.



Задачи для самостоятельного решения²³

Вариант №1

1. Сколько молей содержится в 0,22 л кислорода при температуре 25 °С и давлении 101 кПа?
2. Какой объем концентрированной H_2SO_4 плотностью 1,7 г/мл, в котором массовая доля кислоты составляет 80 %, необходимо взять для полного растворения меди массой 5 г? Какой объем оксида серы (IV), измеренный при н.у., выделится при этом?
3. С помощью 500 г 0,9 %-го раствора гидроксида натрия было поглощено 0,03 моль сероводорода. Определите массовую долю (%) соли, образовавшейся в растворе.
4. В реакции сероводорода с оксидом серы (IV) образовалось 100 г серы. Определите объем сероводорода (н.у.), вступившего в реакцию.

²³ При решении задач по теме «Элементы VI А группы» повторите темы «Стехиометрические и газовые законы», «Основы термодинамики», «Растворы», «Окислительно-восстановительные процессы», воспользуйтесь примерами решения задач на с. 6, 45, 78, 98 данного пособия.

5. Допишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса:
- $$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + ; \quad \text{H}_2\text{O}_2 + \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow .$$

Вариант №2

1. Масса колбы вместимостью 750 мл, наполненной при 27 °С кислородом, равна 83,3 г. Масса пустой колбы составляет 82,1 г. Определите давление кислорода.
2. Вычислите, какое количество теплоты выделится при сгорании теллура массой 0,8 г, если для $\text{TeO}_{2(\text{к})}$ $\Delta H^\circ = -321,7$ кДж/моль.
3. Какой объем концентрированной серной кислоты плотностью 1,84 г/мл, в котором массовая доля кислоты составляет 98 %, необходимо взять для полного растворения меди массой 8 г? Какой объем оксида серы (IV), измеренный при н.у., выделится при этом?
4. Какая масса воздуха необходима для полного сгорания 22,4 л (н.у.) сероводорода (массовая доля кислорода в воздухе равна 21 %)?
5. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaClO} \rightarrow ; \quad \text{MnS} + \text{HNO}_{3(\text{разб})} \rightarrow .$

Вариант №3

1. Сколько молей содержится в 0,25 л кислорода при н.у.?
2. Какое количество теплоты поглотится при получении кислорода объемом 6,72 л (н.у.) разложением нитрата калия? ($\Delta H^\circ(\text{реакции}) = 254,8$ кДж).
3. Какой объем (н.у.) кислорода может быть получен из 100 г каждого из веществ: а) перманганата калия; б) хлората калия; в) нитрата калия?
4. С помощью 100 г 0,4 %-го раствора гидроксида натрия было поглощено 0,01 моль сероводорода. Определите массовую долю (%) соли, образовавшейся в растворе.
5. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 \rightarrow ; \quad \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 \rightarrow .$

Вариант №4

1. В стальном баллоне емкостью 14 л находится кислород при температуре 0 °С и давлении $80,8 \cdot 10^5$ Па. Определите массу кислорода.
2. Какой объем концентрированной серной кислоты плотностью 1,84 г/мл, в котором массовая доля кислоты составляет 98 %, необходимо взять для полного растворения меди массой 8 г? Какой объем оксида серы (IV), измеренный при н.у., выделится при этом?
3. При нагревании 170 г 5 %-го раствора пероксида водорода образовалось 672 мл (н.у.) кислорода. Какая часть пероксида водорода подверглась разложению?
4. В реакции сероводорода с оксидом серы (IV) образовалось 100 г серы. Определите объем сероводорода (н.у.), вступившего в реакцию.
5. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{FeCl}_3 \rightarrow$; $\text{SO}_3 + \text{HI} \rightarrow$.

Вариант №5

1. Каково соотношение объемов, занимаемых 1 молем O_2 и 1 молем O_3 (условия одинаковые)?
2. Какой объем сероводорода, измеренный при н.у., можно получить из технического сульфида железа массой 3 кг, в котором массовая доля FeS составляет 95 %?
3. При окислении 6,72 л (н.у.) оксида серы (IV) кислородом воздуха было получено 21,6 г оксида серы (VI). Какова доля выхода продукта реакции от теоретически возможного?
4. При обработке сероводородной кислотой 10,5 г технического сульфита калия (с примесями) выделился газ с резким запахом, который пропустили через сероводородную воду. Выпал осадок серы массой 5,04 г. Рассчитайте массовую долю (%) основного вещества в техническом сульфите калия.
5. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{Na}_2\text{Se} + \text{Ca}(\text{OCl})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.

Вариант №6

1. Вычислите молярную массу газа, если 600 мл его при н.у. равно 1,714 г.
2. Какой объем оксида серы (IV), измеренный при н.у., надо растворить в воде массой 300 г для получения раствора сероводородной кислоты с массовой долей H_2S 1,2 %?
3. Сероводород, полученный взаимодействием водорода с 16 г серы, пропустили через водный раствор нитрата свинца (II) и образовалось 47,8 г осадка. Какая часть серы вступила в реакцию?
4. Определите состав минерала золотистого цвета, при обжиге которого образуется оксид (IV), если массовые доли железа и серы в этом веществе равны 46,7 и 53,3 % соответственно.
5. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{Na}_2\text{Se} + \text{NaNO}_3 \rightarrow$; $\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{HClO}_3 \rightarrow$.

Вариант №7

1. Сколько молей содержится в 0,25 л кислорода при н.у.?
2. При взаимодействии раствора серной кислоты массой 16 г с избытком раствора хлорида бария выделился осадок массой 5,7 г. Определите массовую долю H_2SO_4 в исходном растворе.
3. 12,25 г бертолетовой соли подвергли разложению. Объем образовавшегося кислорода составил 336 мл (н.у.). Определите массовую долю хлорида калия в сухом остатке после окончания реакции.
4. Навеску твердого оксида серы (VI) массой 8 г обработали 200 г раствора гидроксида натрия, содержащего 0,2 моль щелочи. Определите состав образовавшейся соли и ее массовую долю (%) в конечном растворе.
5. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_4 + \text{KMnO}_4 \rightarrow$; $\text{H}_2\text{Te} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow$.

Вариант №8

1. В сосуде смешаны углекислый газ массой 11 г, кислород массой 24 г и азот массой 14 г. Вычислите, в каких объемных отношениях смешаны газы.

2. Какой объем кислорода, измеренный при 18 °С и давлении 100 кПа, потребуется для сжигания сероводорода массой 5 г?
3. При сжигании 10 г металла было получено 18,9 г оксида. Что это за металл? Какой объем кислорода (н.у.) был израсходован при этом?
4. При действии разбавленной серной кислоты на алюминий получено 3,42 г соли. Определите количество серной кислоты, необходимое для проведения реакции.
5. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{PO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$; $\text{TeCl}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.

Вариант №9

1. Бертолетова соль разлагается при нагревании на KCl и O₂. Сколько литров кислорода при 0 °С и давлении 101,3 кПа можно получить из 1 моля KClO₃?
2. При растворении серебра в избытке концентрированной серной кислоты при нагревании выделился оксид серы объемом (IV) 10 мл (н.у.). Определите массу растворенного серебра.
3. Теплота сгорания металлов в кислороде с образованием 1 моль оксида составляет: MgO – 600 кДж, TiO₂ – 944 кДж, NiO – 240 кДж. Какие из этих металлов могут быть получены алюмотермически?
4. Какой объем (н.у.) диоксида серы выделится при нагревании 100 мл 98 %-го раствора серной кислоты (плотность 1,84 г/мл) с избытком меди?
5. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{CrSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{O}_3 + \text{PbS} \rightarrow$.

Вариант №10

1. Какой объем кислорода, взятого при температуре 27 °С и давлении 0,93 · 10⁵ Па, нужен для превращения серы массой 16 г в оксид серы (IV)?
2. Какую массу раствора с массовой долей серной кислоты 70 % можно получить из пирита массой 200 кг, содержащего FeS₂ и

посторонние примеси? Массовая доля примесей в пирите составляет 10 %, а выход серной кислоты 80 %.

3. Какая масса воздуха необходима для полного сгорания 22,4 л (н.у.) водорода (массовая доля кислорода в воздухе равна 21 %)?
4. В стальном баллоне объемом 12 л находится кислород под давлением $1 \cdot 10^8$ Па при температуре 0 °С. Какой объем займет этот газ при н.у.?
5. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{I}_2 \rightarrow$; $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaClO} \rightarrow$.

Вариант №11

1. При н.у. 1 г воздуха занимает объем 773 мл. Какой объем займет та же масса воздуха при 0 °С и давлении 93,3 кПа?
2. При прокаливании смеси хлората калия и хлорида калия массой 50 г выделился газ объемом 6,72 л (н.у.). Определите массовую долю хлорида калия в исходной смеси солей.
3. Какая масса воздуха необходима для полного сгорания 22,4 л (н.у.) H_2S (массовая доля кислорода в воздухе равна 21 %)?
4. Масса колбы вместимостью 750 мл, наполненной при 27 °С кислородом, равна 83,3 г. Масса пустой колбы составляет 82,1 г. Определите давление кислорода.
5. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 \rightarrow$; $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 \rightarrow$.

Вариант №12

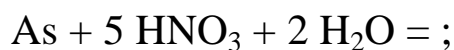
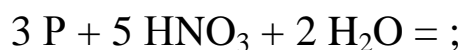
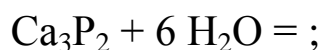
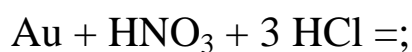
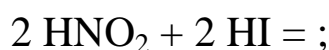
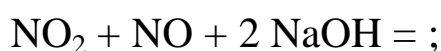
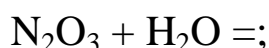
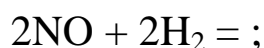
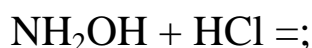
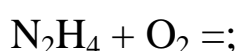
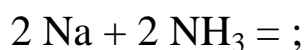
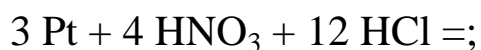
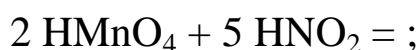
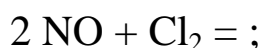
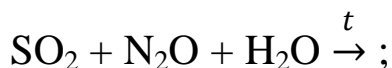
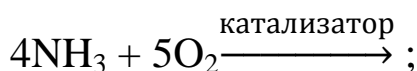
1. Из стального баллона емкостью 100 л, заполненного кислородом, при температуре 0 °С и давлении $151,5 \cdot 10^5$ Па выпустили кислород объемом 1000 л (при н.у.). Каково давление газа, оставшегося в баллоне?
2. Какой объем оксид серы (IV), измеренный при 27 °С и давлении 98,5 кПа, образуется при обжиге пирита массой 30 г, который, кроме FeS_2 , содержит примеси, не образующиеся при обжиге SO_2 ? Массовая доля примесей в пирите 20 %.

3. С помощью 100 г 0,4 %-го раствора гидроксида натрия было поглощено 0,01 моль сероводорода. Определите массовую долю (%) соли, образовавшейся в растворе.
4. Сколько молей содержится в 0,25 л кислорода при н.у.?
5. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{BaO}_2 + \text{HCl}_{(\text{конц})} \rightarrow$.

5.4. Элементы V A группы²⁴

Задачи для решения на занятиях

1. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель. Назовите все соединения:



²⁴ Ступко Т.В. Указ. соч. Ч. 2. С. 43–68.

Задачи для самостоятельного решения²⁵

Вариант №1

1. Напишите уравнения реакции взаимодействия NH_3 с NaClO , приводящего к образованию N_2H_4 .
2. Какое свойство проявляет арсин в реакции с нитратом серебра в водном растворе, которое используется для открытия мышьяка? Напишите уравнение реакции.
3. С атомом какого инертного газа и с ионами какого галогена и какого щелочного металла сходен по электронному строению отрицательно заряженный ион азота?
4. При длительном пропускании электрических искр через аммиак последний практически нацело разлагается. При этом происходит увеличение объема. Во сколько раз? Каков состав (в процентах по объему) получившейся смеси газов?
5. В качестве окислителя применяется перхлорат аммония. В нем водорода 3,4 %, азота – 11,9, хлора – 30,2, кислорода – 54,5 %. Выведите формулу этой соли, составьте уравнение реакции ее распада при нагревании в отсутствие горючего (при этом образуется вода, хлороводород, азот и кислород). Укажите также объемное отношение кислорода и азота в полученной смеси.
6. Допишите уравнения следующих реакций:
 $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$ (в отсутствие катализатора) ; $\text{Sn} + \text{HNO}_3 (70\%) =$.

Вариант №2

1. Получите азид натрия взаимодействием амида натрия с оксидом N_2O и азотистоводородную кислоту HN_3 взаимодействием гидразина с азотистой кислотой.
2. В лабораторных условиях азот можно получить взаимодействием растворов хлорида аммония и нитрита натрия. Учитывая, что при этом образуются также хлорид натрия и вода, составьте уравнение реакции и вычислите, сколько граммов хлорида аммония необходимо для получения 20 л азота.

²⁵ При решении задач по теме «Элементы VI А группы» повторите темы «Стехиометрические и газовые законы», «Основы термодинамики», «Растворы», «Окислительно-восстановительные процессы», воспользуйтесь примерами решения задач на с. 6, 45, 78, 98 данного пособия.

3. Раствор 1 моль соли состава K_3PO_4 , смешали с раствором 1 моль соли состава KH_2PO_4 и смесь выпарили. Каков состав получившейся соли? Напишите уравнение реакции и назовите каждое из исходных и образующихся веществ.
4. При $20^\circ C$ в 1 л воды растворяется $6,8 \cdot 10^{-4}$ моль азота. Сколько это составит в граммах на литр?
5. Гидрокарбонат аммония применяется при выпечке печенья, так как при нагревании он разлагается с образованием газов, вспучивающих в тесто, делающих его рыхлым. Напишите уравнение реакции.
6. Допишите уравнения следующих реакций:
 $N_2H_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow ; \quad HNO_3 + HI = .$

Вариант №3

1. Во сколько раз увеличится скорость прямой и обратной реакции синтеза аммиака, если в 10 раз увеличить концентрацию азота или водорода? Как повлияет это на равновесие и выход аммиака?
2. Фосфороводород можно получить действием гидроксида калия KOH на аналог иодида аммония – иодид фосфония. Составьте уравнение этой реакции.
3. Оксид мышьяка (III), или «белый мышьяк», получают при обжиге мышьякового колчедана $FeAsS$. Напишите уравнение этой реакции. Какие свойства характерны для указанного оксида?
4. «Летучая щелочь» – так называли в XVIII в. аммиак. Почему его так называли? Рассчитайте содержание (в процентах) азота и водорода в этом соединении.
5. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме между бромидом аммония и гидроксидом натрия, гидроксидом калия, гашеной известью, серной кислотой в воде.
6. Допишите уравнения следующих реакций:
 $NH_2OH + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow ; \quad HNO_3 + I_2 = .$

Вариант №4

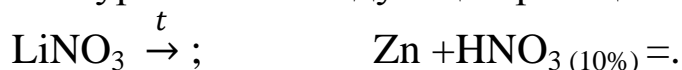
1. При $0^\circ C$ и давлении 101325 Па объем аммиака в 1176 раз больше объема воды, в которой он растворяется. Найдите молярную концентрацию образующегося при этом раствора аммиака.
2. Почему белый фосфор нельзя приводить в соприкосновение с теплой водой?

3. При накаливании нитрата бария каждые 2 моль его дают 2 моль оксида бария, 4 моль газа, содержащего азот, и 1 моль газа, входящего в состав атмосферы. Составьте уравнение реакции.
4. Один из шести стеклянных цилиндров заполнен аммиаком, другой – углекислым газом, третий – хлором, четвертый – кислородом, пятый – азотом, шестой – воздухом. Как вы определите, какой газ находится в каждом из этих цилиндров? Напишите уравнения соответствующих реакций.
5. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме между гидроксидом натрия и иодидом аммония, фторидом аммония, карбонатом аммония в водном растворе.
6. Допишите уравнения следующих реакций:

$$\text{NH}_2\text{OH} \rightarrow \text{N}_2 + ; \quad \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} = .$$

Вариант №5

1. В воде объемом 10 л растворен аммиак объемом 2000 л (н.у.). Чему равна массовая доля аммиака в этом растворе?
2. Какое место занимает висмут в ряду напряжений и как относится к кислотам и щелочам? Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной формах уравнение реакции взаимодействия висмута с концентрированной и разбавленной азотной кислотой.
3. Напишите уравнения реакций получения мышьяковой кислоты H_3AsO_4 действием HNO_3 на As , As_2O_3 или As_2S_3 .
4. Один из трех цилиндров заполнили аммиаком, другой – кислородом, третий – аргоном. После этого цилиндры некоторое (небольшое) время оставались открытыми. Что будет наблюдаться при опускании в каждый из цилиндров тлеющей лучинки?
5. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме между гашеной известью и иодидом аммония, карбонатом аммония в растворе.
6. Допишите уравнения следующих реакций:



Вариант №6

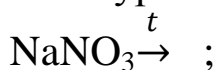
1. Вычислите K_D для реакции $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_2^+ + \text{OH}^-$, зная, что $\alpha(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 0,43\%$ в растворе концентрации 1 моль/л.

2. Какие соединения As и Sb образуются при их взаимодействии с азотной кислотой? Проявляют ли они в этом отношении сходство с висмутом или фосфором?
3. При добавлении KI к раствору хлорида или нитрата висмута выпадает желтый осадок, растворяющийся в избытке реактива. Напишите уравнения этих реакций.
4. Как освободить кислород от примеси аммиака? К ответу дайте пояснение.
5. Сколько аммиака можно получить, нагревая смесь 20 г хлорида аммония с 20 г оксида кальция, приняв, что выход составляет 98 % от теоретически возможного?
6. Допишите уравнения следующих реакций:



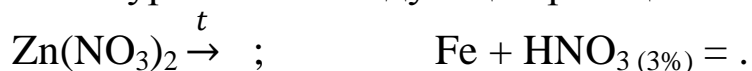
Вариант №7

1. Какую массу сульфата аммония можно получить при взаимодействии серной кислоты с 1 кг аммиака? Какой объем раствора H_2SO_4 с массовой долей 60 % израсходовано на эту реакцию?
2. Оксид мышьяка (III), или «белый мышьяк», получают при обжиге мышьякового колчедана FeAsS . Напишите уравнение этой реакции. Какие свойства характерны для указанного оксида?
3. В одной из двух фарфоровых чашек был выпарен досуха водный раствор аммиака, в другой – водный раствор гидроксида натрия. Можно ли, не прибегая к каким-либо пробам, указать чашку, в которой был раствор аммиака? Ответ поясните.
4. Если в закрытый пробкой цилиндр, заполненный оксидом азота (IV), ввести немного раствора сернистой кислоты, то коричневая окраска исчезает. Теперь, если убрать пробку, газ в цилиндре вновь становится коричневым. Руководствуясь этими наблюдениями, составьте уравнение реакции между оксидом азота (IV) и сернистой кислотой.
5. Газовая смесь, выходящая из колонны синтеза аммиака, содержала 20 % аммиака (по объему). Сколько (в процентах по объему) водорода было в этой смеси, если считать, что газовая смесь, поступившая в колонну, содержала водород и азот в отношении, требуемом уравнением реакции?
6. Допишите уравнения следующих реакций:



Вариант №8

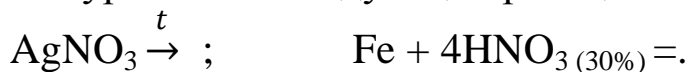
1. При нагревании оксида азота (IV) в закрытом сосуде при некоторой температуре установилось равновесие, которому соответствуют следующие концентрации реагирующих веществ: $[\text{NO}_2]=0,06$ моль/л, $[\text{NO}]=0,24$ моль/л, $[\text{O}_2]=0,12$ моль/л. Найдите константу равновесия при данной температуре и исходную концентрацию NO_2 .
2. Как изменяется от мышьяка к висмуту характер оксидов $\text{Э}_2\text{O}_3$? Какой из них растворяется в воде подобно оксиду P_2O_3 , не растворяется в растворах щелочей? Чем объяснить эти различия?
3. Пять стеклянных цилиндров заполнены газами. В одном находится хлор, в другом – азот, в третьем – оксид серы (IV), в четвертом – кислород, в пятом – оксид углерода (IV). В каком цилиндре находится азот и как это определить? Дайте обоснованный ответ.
4. Аммиачная вода первого сорта, выпускаемая заводами синтетического аммиака, содержит 25 % аммиака (по массе). В каком количестве ее заключается 5 моль аммиака?
5. Напишите уравнение реакции горения водорода в оксиде азота (IV), учитывая, что из 6 объемов взятой смеси газов получается, не считая паров воды, один объем нового газа.
6. Допишите уравнения следующих реакций:



Вариант №9

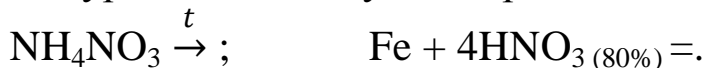
1. Определите теплоту образования оксида азота N_2O из уравнения $\text{C} + 2\text{N}_2\text{O} = \text{CO}_2 + 2\text{N}_2 - 556,9$ кДж и теплоты образования CO_2 . Какие оксиды элементов подгруппы мышьяка растворяются в щелочах с образованием солей типа $\text{Na}[\text{Э}(\text{OH})_4]$? Напишите для них уравнение этой реакции.
2. Можно ли освободить азот от примеси: а) хлороводорода; б) хлора; в) оксида серы (IV); г) сероводорода; д) паров воды; е) оксида углерода (IV); ж) кислорода, имея промывные склянки с раствором гидроксида калия и с концентрированной серной кислотой? Ответ иллюстрируйте уравнениями реакций.
3. Как, исходя из водорода, хлора и азота, получить хлорид аммония? Ответ иллюстрируйте соответствующими уравнениями реакций.

- 3,4 г аммиака смешано с 8 г хлороводорода. Какое новое вещество и в каком количестве должно образоваться в результате реакции?
- Допишите уравнения следующих реакций:



Вариант №10

- Какой объем раствора KOH концентрации 2 моль/л потребуется для поглощения N₂O массой 23 г объемом 5,6 л (н.у.)?
- Как изменяются от As к Vi свойства гидроксидов элементов (III)? Какой из них по растворимости в воде и другим свойствам близок к фосфористой кислоте, взаимодействует только с кислотами? Напишите уравнения этих реакций.
- Какими опытами можно проверить, содержит ли азот примеси хлора, хлороводорода? Приведите соответствующие уравнения реакций.
- Составьте уравнения реакций получения сульфата аммония из трех газообразных веществ и газообразного при обычных условиях и жидкого вещества.
- Сколько килограммов 78 %-го раствора серной кислоты необходимо для получения сульфата аммония из 102 кг аммиака?
- Допишите уравнения следующих реакций:

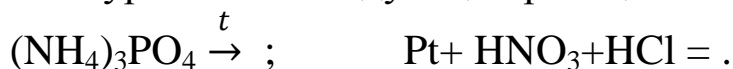


Вариант №11

- Какими реакциями можно показать, к какому классу относится каждое из указанных соединений фосфора: P₂S₅, PF₅, POBr₃, H₃PS₄, Na₃PS₄?
- При добавлении KI к раствору хлорида или нитрата висмута выпадает желтый осадок, растворяющийся в избытке реактива. Напишите уравнения этих реакций.
- Для получения азота в лаборатории пользуются следующими приемами: а) пропускают воздух через трубки с раскаленными медными стружками; б) разлагают нитрит аммония. Уравнение реакции: $\text{NH}_4\text{NO}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$. Чем по составу отличается азот, полученный первым и вторым путем?
- При получении сульфата аммония гипсовым способом гипс взмучивают в воде и через смесь пропускают аммиак и

углекислый газ. Образующийся карбонат аммония с гипсом дает сульфат аммония и вещество, выпадающее в осадок. Составьте уравнения реакций.

5. Сколько гашеной извести необходимо взять для получения из хлорида аммония такого количества аммиака, чтобы можно было приготовить 1 кг 17 %-го раствора аммиака?
6. Допишите уравнения следующих реакций:



Вариант №12

1. Напишите уравнения реакций термического разложения следующих гидро- и дегидрофосфатов: K_2HPO_4 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$, $\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$.
2. Напишите уравнения реакций получения мышьяковой кислоты H_3AsO_4 действием HNO_3 на As , As_2O_3 или As_2S_3 .
3. Какова плотность азота по воздуху и по водороду? Можно ли пользоваться азотом для заполнения аэростата?
4. Некоторый газ горит в хлоре, образуя азот и хлороводород, причем объемы вступившего в реакцию хлора и образовавшегося азота относятся как 3:1. Каков состав этого газа? Почему вначале при этой реакции наблюдается обильное выделение белого дыма? Что он собой представляет? Напишите уравнения реакций.
5. 5 г смеси хлорида калия и хлорида аммония прокалили до прекращения выделения паров. В остатке оказалось 4 г вещества. Каков состав смеси (%)?
6. Допишите уравнения следующих реакций:



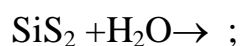
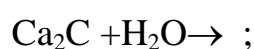
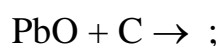
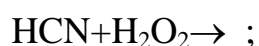
5.5. Элементы IVA группы²⁶

Задачи для решения на занятиях

1. Расположить соли KCN, KCNO, KCNS в ряд снижения pH их растворов (одинаковой молярной концентрации).

²⁶ Ступко Т.В. Указ. соч. Ч. 2. С. 69–95.

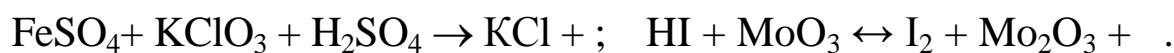
2. Рассчитать необходимую массу сырья (какого?) для производства 478 кг стекла, состав которого можно описать формулой $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.
3. На нейтрализацию раствора карбоната и гидрокарбоната натрия потребовался раствор гидроксида натрия объемом 80 мл с концентрацией 1 моль/л. После упаривания нейтрализованного раствора выпал осадок $\text{Mg}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ массой 16,09 г. Определите массовые доли (%) карбоната и гидрокарбоната в растворе.
4. Сравните химическую активность углерода и кремния при действии на них концентрированной HNO_3 , концентрированного NaOH .
5. Какую массу воды необходимо пропустить над раскаленным углем для получения 10 м^3 водяного газа, содержащего CO_2 и H_2 в объемных отношениях 1:1?
6. С целью регенерации олова луженые железные пластинки, имеющие поверхность общей площадью 170 м^2 и толщину покрытия $1,5 \cdot 10^{-4} \text{ м}$ ($\rho(\text{Sn})=6,5 \text{ г/см}^3$), прокипятили с раствором NaOH ; при этом выделился газ объемом 25 м^3 (н.у.). Далее олово восстановили. Считая, что восстановление произошло полностью, рассчитайте долю практического выхода олова от теоретически возможного. Предложите способы восстановления олова.
7. Навеску смеси кремния и песка обработали раствором щелочи. При этом выделился газ объемом 11,2 л (н.у.). Осадок тщательно промыли водой, растворили в избытке плавиковой кислоты. Получили раствор, содержащий 13,83 г кремнефтористоводородной кислоты. Определите массу исходной смеси.
8. Какую массу $\text{Na}_2\text{SiO}_4 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ нужно взять для приготовления 200 мл 0,5 н раствора ($\rho=1,35 \text{ г/см}^3$) в расчете на безводную соль?
9. Сравните по степени гидролизуемости соседние вещества в ряду: SnCl_2 , SnCl_4 , Na_2SnO_3 , Na_2SnO_2 .
10. Почему при хранении раствора щелочи в стеклянной посуде он мутнеет?
11. Допишите и уравняйте реакции:



Индивидуальное домашнее задание «Неметаллы»²⁷

Вариант №1

1. Какая масса гидроксида магния должна прореагировать с водой, чтобы выделившимся газом восстановить 10 г оксида меди (II)?
2. Гранулу цинка массой 6,5 г растворили в 100 г 7,3 %-го раствора соляной кислоты. Определите массовую долю хлорида цинка в образовавшемся растворе.
3. В стальном баллоне объемом 12 л находится кислород под давлением $1 \cdot 10^8$ Па при температуре 10°C . Какой объем займет этот газ при н.у.?
4. В чем разница в разложении солей аммония при нагревании:
1) $\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{338^\circ\text{C}}$; 2) $\text{NH}_4\text{I} \xrightarrow{405^\circ\text{C}}$; 3) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{>70^\circ\text{C}}$?
5. Сравните кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксида углерода (II) и оксида углерода (IV), исходя из строения их молекул. Привести примеры. Написать уравнения соответствующих реакций.
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:



Вариант №2

1. При взаимодействии гидроксида кальция массой 4,2 г с водой выделился газ (какой?) объемом 4 л (н.у.) Определите массовую долю примеси в образце гидроксида кальция.
2. Сколько граммов свободного иода выделится при пропускании 5 л хлора (н.у.) через раствор, содержащий 5 г иодида калия, если выход реакции составляет 80 % ?
3. Вычислите, сколько выделится теплоты при сгорании серы массой 12 г, если известно, что энтальпия образования оксида серы (IV) из кислорода и серы равна 296,9 кДж/моль.
4. В чем разница в разложении солей аммония при нагревании:
1) $\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{338^\circ\text{C}}$; 2) $\text{NH}_4\text{I} \xrightarrow{405^\circ\text{C}}$; 3) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \xrightarrow{218^\circ\text{C}}$?

²⁷ При решении задач по теме «Элементы V A группы» повторите темы «Растворы», «Окислительно-восстановительные процессы».

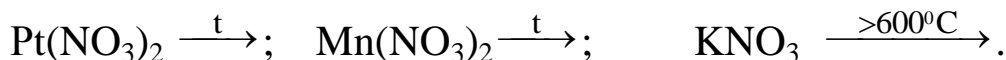
5. Расположите соли KCN, KCNO, KCNS в ряд снижения pH их растворов (одинаковой молярной концентрации).
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:



Вариант №3

1. Сравните эффективность использования следующих смесей в качестве топлива в ракетных двигателях $\text{H}_2 + \text{F}_2 = 2\text{HF}$ и $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$. Рассчитайте тепловой эффект реакции, если берется 1 кг смеси.
2. Каменная соль одного из месторождений содержит хлорид натрия (массовая доля 96 %), хлорид калия (0,2 %), хлорид магния (0,2 %) и другие компоненты, не содержащие хлор. Какой объем соляной кислоты с массовой долей HCl 36 % и плотностью 1,18 г/мл можно получить из образца каменной соли массой 5 кг?
3. Какую массу раствора с массовой долей серной кислоты 70 % можно получить из пирита массой 200 кг, содержащего FeS_2 и посторонние примеси? Массовая доля примесей в пирите составляет 10 %, а выход серной кислоты 80 %.

4. Как разлагаются при нагревании нитраты металлов?



5. Рассчитайте необходимую массу сырья (какого?) для производства 478 кг стекла, состав которого можно описать формулой $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:

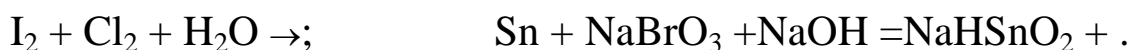


Вариант №4

1. Какое количество 2 молярного раствора серной кислоты необходимо для полного растворения 10 г магния?
2. Навеску массой 25 г технической поваренной соли, содержащей нерастворимые примеси, растворили в 60 г воды и получили с

массовой долей хлорида натрия 25 %. Какова массовая доля нерастворимых примесей в образце соли?

3. Какая масса воздуха необходима для полного сгорания 22,4 л (н.у.) водорода?
4. При сгорании 3 г фосфора получилось 6,87 г оксида. Какова истинная формула этого оксида, если его плотность по воздуху равна 9,8?
5. При сгорании 10 г графита выделилось 330,4 кДж теплоты, 1 г алмаза – 32,94 кДж, а 1,5 г карбина – 45 кДж. Рассчитайте теплоту сгорания алмаза, графита и карбина. Какое из аллотропных видоизменений углерода наиболее стабильно в обычных условиях?
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:



Вариант №5

1. Вычислите плотность газа по водороду (1 л водорода при н.у. весит 0,09 г), если масса 300 мл газа (при н.у.) равна 0,86 г.
2. Сколько граммов иода и спирта нужно взять для приготовления 500 г 5 %-го раствора иодной настойки?
3. Масса колбы вместимостью 750 мл, наполненной при 27 °С кислородом, равна 83,3 г. Масса пустой колбы составляет 82,1 г. Определите давление кислорода.
4. Оксид азота (IV) пропустили через 500 мл 2,2 молярного раствора NaOH (плотностью 1,092 г/л). Какие соли получились при этом? Определите их массовые доли в растворе.
5. Растворимость углекислого газа при 20 °С составляет 0,88 объемов в 1 объеме воды. Рассчитайте максимально возможную массовую долю угольной кислоты в растворе исходя из предположения, что весь оксид углерода (IV) взаимодействует с водой.
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow;$
 $\text{Ga} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{NaOH} = \text{Na}_3\text{GaO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + .$

Вариант №6

1. Определите тепловой эффект получения водорода из твердого гидрида натрия с помощью жидкой воды при стандартном состоянии реагентов и 298 К. Энтальпия образования $\Delta H^{\circ}_{298}(\text{NaH}) = -57,3$ кДж/моль.
2. Весь хлороводород, полученный действием избытка серной кислоты на хлорид калия массой 14,9 г, поглотили водой массой 200 г. Определите массовую долю хлороводорода в растворе, если его выход в реакции составил 70 %.
3. Какой объем концентрированной серной кислоты плотностью 1,84 г/мл, в котором массовая доля кислоты составляет 98 %, необходимо взять для полного растворения меди массой 8 г? Какой объем оксида серы (IV), измеренный при н.у., выделится при этом?
4. Почему реакция $\text{O}_2 + \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$ не идет во всем возможном температурном интервале, хотя $\Delta G_f^{\circ}(\text{HNO}_3) = -79,84$ кДж/моль?
5. На нейтрализацию раствора карбоната и гидрокарбоната натрия потребовался раствор гидроксида натрия объемом 80 мл с концентрацией 1 моль/л. После упаривания нейтрализованного раствора выпал осадок $\text{Mg}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ массой 16,09 г. Определите массовые доли (%) карбоната и гидрокарбоната в растворе.
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:



Вариант №7

1. Сколько миллилитров 4 н. раствора HCl потребуется для взаимодействия с 10 г цинка? Вычислите объем образовавшегося газа (0 °С и 50,65 кПа).
2. 12,4 г фосфора сожгли в хлоре. В результате получили 69,2 г смеси хлоридов фосфора. Определите состав полученной смеси.
3. Вычислите, какое количество теплоты выделится при сгорании теллура массой 0,8 г, если для $\text{TeO}_{2(\text{к})}$ $\Delta H^{\circ} = -321,7$ кДж/моль.
4. Как из разбавленной азотной кислоты получить концентрированную кислоту? Напишите уравнения реакций.

- Сравните химическую активность углерода и кремния при действии на них концентрированной HNO_3 , концентрированного NaOH . Напишите уравнения реакций.
- Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{FeCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
 $\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{HClO}_3 \leftrightarrow \text{HCl} + .$

Вариант №8

- Определите массу водорода, который при 17°C и давлении 95 кПа занимает объем, равный 2 л.
- Неизвестный металл массой 6,75 г соединяется с хлором, объем которого при н.у. равен 8,4 л. Этот же металл может реагировать с иодом, причем в хлориде и иодиде он проявляет одну и ту же степень окисления. Какая масса иодида образуется при взаимодействии металла массой 6,75 г с иодом?
- Какая масса воздуха необходима для полного сгорания 22,4 л (н.у.) сероводорода?
- Сравните гидролизуемость солей в водном растворе AsCl_3 и NaAsO_2 . Напишите уравнения реакций. Рассчитайте константу гидролиза.
- Смесь карбонатов натрия и калия массой 7 г обработали серной кислотой, взятой в избытке. При этом выделилось 1,344 л (н.у.) газа. Определите массовые доли (%) карбонатов в исходной смеси.
- Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{NaBr} + \text{NaClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
 $\text{BiCl}_3 + \text{SnCl}_2 + \text{KOH} \leftrightarrow \text{Bi} + \text{K}_2\text{SnO}_3 + .$

Вариант №9

- Масса 1 л газа, измеренного при 31°C и 104 кПа, составляет 1,154 г. Найдите плотность газа по водороду.
- 3,84 г серы сожгли в хлоре. В результате получили 22,3 г смеси хлоридов серы. Определите состав полученной смеси.
- Сколько молей содержится в 0,25 л кислорода при н.у.?

4. Как изменяются кислотно-основные свойства в ряду гидроксидов мышьяка (III), сурьмы (III), висмута (III) ?
5. Какую массу воды необходимо пропустить над раскаленным углем для получения 10 м^3 водяного газа, содержащего CO_2 и H_2 в объемных отношениях 1:1?
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{NaBr} + \text{NaClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
 $\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow \text{MnSO}_4 + \text{ZnSO}_4 + .$

Вариант №10

1. Сколько литров водорода (20°C и 100 кПа) выделится при взаимодействии 165 г железа с 1 кг 30% раствора HCl ?
2. Хлороводород, полученный из образца технического хлорида натрия массой 12 г , использовали для получения концентрированной соляной кислоты. Вся полученная кислота вступила в реакцию с оксидом марганца (IV). При этом образовался газ объемом $1,12 \text{ л}$ (н.у.). Определите массовую долю NaCl в исходном образце.
3. Какое количество теплоты поглотится при получении O_2 объемом $6,72 \text{ л}$ (н.у.) разложением KNO_3 ($\Delta H^\circ_{\text{реакции}} = 254,8 \text{ кДж}$)?
4. Сравните свойства (устойчивость, силу, окислительно-восстановительные свойства) $\text{NH}_3 - \text{PH}_3 - \text{AsH}_3 - \text{SbH}_3 - \text{BiH}_3$.
5. Вычислите процентное содержание углерода, азота и водорода в веществе, если при сжигании $0,18 \text{ г}$ его было получено $0,132 \text{ г}$ CO_2 , $0,108 \text{ г}$ H_2O и выделилось $67,2 \text{ мл}$ N_2 (н.у.).
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{KI} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
 $\text{Ag}_2\text{SeO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Ag}_2\text{SeO}_4 + .$

Вариант №11

1. Сколько молекул содержится в 1 мл водорода при н.у.?
2. При нагревании $24,5 \text{ г}$ бертолетовой соли в присутствии катализатора получили 5 л кислорода (н.у.). Сколько граммов хлорида калия образовалось?

3. Какой объем (н.у.) кислорода может быть получен из 100 г каждого из веществ: а) перманганата калия; б) хлората калия; в) нитрата калия?
4. При сгорании 3 г Р получилось 6,87 г оксида. Какова истинная формула этого оксида, если его плотность по воздуху равна 9,8?
5. До какого объема нужно разбавить 30 % раствор нитрата свинца (II) объемом 25 мл ($\rho=1,33 \text{ г/см}^3$), чтобы получить раствор соли с концентрацией 0,2 моль/л ($\rho=1,08 \text{ г/см}^3$)?
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow$; $\text{Sb} + \text{Br}_2 + \text{KOH} \leftrightarrow \text{KSbO}_2 + .$

Вариант №12

1. Микроманометр может измерить давление, равное $1 \cdot 10^{-8}$ Па. Сколько молекул водорода будет находиться в 1 мл при 0°C и указанном давлении?
2. Для реакции взяли 5 л хлора и 2 л водорода (н.у.). Смесь взорвалась. Каков объем полученного хлороводорода?
3. С помощью 100 г 0,4 %-го раствора гидроксида натрия было поглощено 0,01 моль сероводорода. Определите массовую долю (%) соли, образовавшейся в растворе.
4. На каких свойствах KNO_3 основано его применение как составляющего пороха? Закончить уравнение реакции: $\text{KNO}_3 + \text{S} + \text{C} \xrightarrow{t} .$
5. До какого объема нужно разбавить 30 % раствор нитрата свинца (II) объемом 25 мл ($\rho=1,33 \text{ г/см}^3$), чтобы получить раствор соли с концентрацией 0,2 моль/л ($\rho=1,08 \text{ г/см}^3$)?
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{KClO}_3 + \text{F}_2 \rightarrow$; $\text{H}_2\text{S} + \text{HOCl} \leftrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + .$

Вариант №13

1. Определите область температур, при которых возможен процесс получения газообразного аммиака из азота и водорода при стандартных давлениях газов.
2. В 2 л воды растворили 800 л хлороводорода (н.у.). Определите массовую долю вещества в получившемся растворе.

3. Как осуществить превращения:
 $S \rightarrow H_2S \rightarrow (NH_4)_2S \rightarrow (NH_4)_2S_n \rightarrow H_2S_n \rightarrow H_2S \rightarrow S$?
4. Охарактеризовать соединение N_2H_4 (название, графическая формула, свойства).
5. Сколько миллилитров 0,5 н раствора гидроксида калия ($\rho=1,43 \text{ г/см}^3$) потребуется для растворения кремния, образовавшегося при прокаливании 5 г песка с 5 г магния?
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $ClO_2 + PbO + NaOH \rightarrow$;
 $KI + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \leftrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + I_2 +$.

Вариант №14

1. Масса 1 л газа, измеренного при 31 °С и 104 кПа, составляет 1,154 г. Найдите плотность газа по водороду.
2. Сколько граммов свободного иода выделится при пропускании 3,36 л хлора (н.у.) через раствор, содержащий 15 г иодида калия, если выход реакции составляет 90 %?
3. Напишите графические формулы всех возможных соединений, соответствующих формуле $H_2S_nO_m$ и назовите их.
4. Охарактеризуйте соединение NH_2OH (название, графическая формула, свойства).
5. Можно ли получить 1 н. раствор H_2CO_3 ? Подтвердить ответ расчетом, имея в виду, что в 1 объеме воды при 20 °С растворяется 0,88 объема CO_2 .
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $Cl_2 + Bi_2O_3 + H_2O \rightarrow$;
 $Na_2S_2O_3 + HOC1 \leftrightarrow Na_2SO_4 + HCl +$.

Вариант №15

1. Сколько килограммов гидрида кальция CaH_2 необходимо израсходовать для получения 560 м³ водорода (н.у.)?
2. Какую массу 20 %-й плавиковой кислоты можно получить из 1,5 кг фторида кальция, содержащего 6 % примесей, если выход продукта реакции составляет 80 % от теоретически возможного?

3. В стальном баллоне емкостью 14 л находится кислород при температуре $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ и давлении $80,8 \cdot 10^5$ Па. Определите массу O_2 .
4. Охарактеризуйте соединение NH_3 (название, графическая формула, свойства).
5. Навеску смеси кремния и песка обработали раствором щелочи. При этом выделился газ объемом 11,2 л (н. у.). Осадок тщательно промыли водой, растворили в избытке плавиковой кислоты. Получили раствор, содержащий 13,83 г кремнефторфтористоводородной кислоты $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$. Определите массу исходной смеси.
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{Se} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{SeO}_4 +$.

Вариант №16

1. Какой объем водорода можно получить из 3 кг твердого гидрида калия KH с помощью жидкой воды (н.у.)?
2. Сколько граммов оксида марганца (IV) и сколько миллилитров соляной кислоты с концентрацией 24 % (плотность 1,12 г/мл) израсходовано для получения хлора, если при действии его на иодид калия образовалось 25,4 г иода?
3. При нагревании 170 г 5 %-го раствора пероксида водорода образовалось 672 мл (н.у.) кислорода. Какая часть пероксида водорода подверглась разложению?
4. Охарактеризуйте соединение HNO_2 (название, графическая формула, свойства).
5. Песок массой 500 кг сплавляли с гидроксидом кальция. Получили 800 кг силиката кальция. Какова доля (%) практического выхода готового продукта к теоретически возможному?
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{NaBrO}_3 + \text{F}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$; $\text{As} + \text{HNO}_3 \rightarrow$.

Вариант №17

1. Какой объем водорода можно получить действием металлов на раствор объемом 150 мл с массовой долей серной кислоты 20 %?

Объем рассчитайте при нормальном давлении и температуре 30 °С. Плотность раствора кислоты равна 1,14 г/мл.

2. Сколько граммов оксида марганца (IV) и сколько миллилитров соляной кислоты с концентрацией 24 % (плотность 1,12 г/мл) израсходовано для получения хлора, если при действии его на иодид калия образовалось 25,4 г иода?
3. В реакции сероводорода с оксидом серы (IV) образовалось 100 г серы. Определите объем сероводорода (н.у.), вступившего в реакцию.
4. Охарактеризуйте соединение NO (название, графическая формула, свойства).
5. Какую массу $\text{Na}_2\text{SiO}_4 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ нужно взять для приготовления 200 мл 0,5 М раствора ($\rho = 1,35 \text{ г/см}^3$) в расчете на безводную соль?
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{Br}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{Ni} + \text{HNO}_3 \rightarrow$.

Вариант №18

1. Два одинаковых баллона заполнены сжатыми газами: первый – водородом при давлении $151,5 \cdot 10^5 \text{ Па}$, второй – азотом при давлении $50,5 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Какой баллон тяжелее?
2. Хлороводород, полученный сульфатным способом из NaCl массой 11,7 г, пропустили через раствор нитрата серебра. Получили осадок массой 20,09 г. Считая, что выход продукта второй реакции количественный, определите выход хлороводорода.
3. Какой объем сероводорода, измеренный при н.у., можно получить из технического сульфида железа массой 3 кг, в котором массовая доля FeS составляет 95 %?
4. Охарактеризуйте соединение NO₂ (название, графическая формула, свойства).
5. Сравните по степени гидролизуемости соседние вещества в ряду: PbCl₂, PbCl₄, SnCl₂, SnCl₄. Напишите уравнения реакций.
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{Na}_2\text{Se} + \text{Ca}(\text{OCl})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow$.

Вариант №19

1. Какой объем водорода, измеренный при н.у., выделится при действии на алюминий массой 32,4 г раствора объемом 200 мл с массовой долей гидроксида калия 30 % и плотностью 1,29 г/мл?
2. Какая масса бромной воды потребуется для окисления сульфата железа (II) массой 7,6 г в сернокислом растворе? (Растворимость брома при 20 °С равна 3,6 г на 100 г воды.)
3. При окислении 6,72 л (н.у.) оксида серы (IV) кислородом воздуха было получено 21,6 г оксида серы (VI). Какова доля выхода продукта реакции от теоретически возможного?
4. Охарактеризуйте соединение P_2O_5 (название, графическая формула, свойства).
5. При сплавлении 10 г карбоната калия с оксидом алюминия получена соль, содержащая 39,8 % К, 27,55 – Al, 32,65 % – O. Определите формулу и массу полученного соединения.
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $MnS + HNO_{3(разб)} \rightarrow$; $Sn + HNO_{3(конц)} \rightarrow$.

Вариант №20

1. Какой объем водяного пара получается от взрыва смеси 220 мл водорода и 220 мл кислорода при 100 °С и давлении 101,3 кПа?
2. Если принять, что в 1 объеме воды растворяется 400 объемов хлороводорода (при н.у.), то какой будет массовая доля хлороводорода в полученном растворе соляной кислоты?
3. При обработке сероводородной кислотой 10,5 г технического сульфита калия (с примесями) выделился газ с резким запахом, который пропустили через сероводородную воду. Выпал осадок серы массой 5,04 г. Рассчитайте массовую долю (%) основного вещества в техническом сульфите калия.
4. Охарактеризуйте соединение H_3AsO_4 (название, графическая формула, свойства).
5. Какой объем (н. у.) ацетиленов получен из 500 кг карбида кальция, содержащего 7 % примесей, если отношение практического выхода ацетиленов по отношению к теоретическому составляет 99,2 %?
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя ме-

тод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaClO} \rightarrow$; $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \leftrightarrow \text{I}_2 +$.

Вариант №21

1. Какой объем водорода, измеренный при нормальных условиях, выделится при действии на алюминий массой 32,4 г раствора объемом 200 мл с массовой долей гидроксида калия 30 % и плотностью 1,29 г/мл?
2. Сравните свойства (устойчивость, силу, окислительно-восстановительные свойства) хлорной, бромной и иодной кислот.
3. Вычислите молярную массу газа, если 600 мл его при н.у. равно 1,714 г.
4. Охарактеризуйте соединение H_3AsO_3 (название, графическая формула, свойства).
5. Кварцевый песок массой 50 г сплавляли с коксом в дуговой печи. Каковы масса полученного вещества и объем выделившегося газа?
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{P} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow$.

Вариант №22

1. Газометр емкостью 20 л наполнен газом. Плотность этого газа по водороду 40, давление $1,03 \cdot 10^5$ Па, температура 17 °С. Вычислите массу газа.
2. Какова среда в водных растворах NaClO_2 , KBrO_3 , Na_5JO_6 ? Ответ обоснуйте. Напишите уравнения реакций.
3. Какой объем оксида серы (IV), измеренный при н.у., надо растворить в воде массой 300 г для получения раствора сероводородной кислоты с массовой долей H_2S 1,2 %?
4. Охарактеризуйте соединение As_2O_3 (название, графическая формула, свойства).
5. Сравните по степени гидролизуемости соседние вещества в ряду: SnCl_2 , SnCl_4 , Na_2SnO_3 , Na_2SnO_2 .
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{Se} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{NO} +$.

Вариант №23

1. Сколько металлического цинка прореагировало с серной кислотой, если при этом выделилось 250 мл газообразного водорода (н.у.)?
2. Как получить из $\text{NaCl} - \text{Cl}_2\text{O}_7$, из $\text{KBr} - \text{KBrO}_4$? Приведите уравнения реакций.
3. Сероводород, полученный взаимодействием водорода с 16 г серы, пропустили через водный раствор нитрата свинца (II) и образовалось 47,8 г осадка. Какая часть серы вступила в реакцию?
4. Охарактеризуйте соединение P_2O_3 (название, графическая формула, свойства).
5. Сравните по степени гидролизваемости соседние вещества в ряду: SnCl_2 , SnCl_4 , Na_2SnO_3 , Na_2SnO_2 . Напишите уравнения реакций.
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{S} + \text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{конц}}$; $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \leftrightarrow \text{HIO}_3 + \dots$

Вариант 24

1. Некоторый элемент образует гидрид ЭН_3 , массовая доля водорода в котором равна 1,245 %. Какой элемент образует гидрид?
2. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства соединений галогенов в степени окисления +5 и +7 в подгруппе (сверху вниз) и почему? Ответ подтвердите примерами.
3. Определите состав минерала золотистого цвета, при обжиге которого образуется оксид (IV), если массовые доли железа и серы в этом веществе равны 46,7 и 53,3 % соответственно.
4. Охарактеризуйте соединение H_3PO_4 (название, графическая формула, свойства).
5. Какие из реакций можно использовать для получения SnO (при нагревании): $\text{Sn} + \text{O}_2 \rightarrow$; $\text{Sn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\text{в токе } \text{CO}_2}$; $\text{Sn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\text{на воздухе}}$; $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{\text{в инертной среде}}$; $\text{SnC}_2\text{O}_4 \xrightarrow{\text{на воздухе}}$; $\text{SnC}_2\text{O}_4 \xrightarrow{\text{в инертной среде}}$; $\text{SnO}_2 + \text{CO} \rightarrow ?$
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \rightarrow$; $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_3\text{AsO}_4 \leftrightarrow$.

Вариант №25

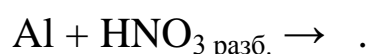
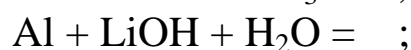
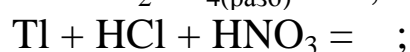
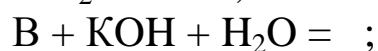
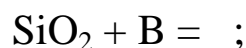
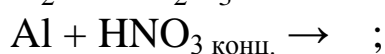
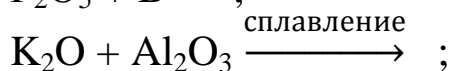
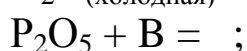
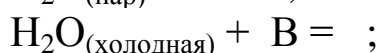
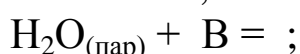
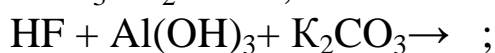
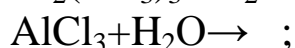
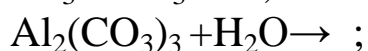
1. При электролизе раствора медного купороса образовалось 6,35 г меди. Какой газ и в каком количестве по объему выделился на аноде, если он измерен при 25 °С при давлении 99980 Па? Сколько времени продолжался электролиз, если сила тока была равна 0,2 А?
2. Сколько металлического алюминия прореагировало с гидроксидом калия, если при этом выделилось 400 мл газообразного водорода (н.у.)?
3. В стакан со 200 г 20 %-го раствора соляной кислоты опустили 5 г карбоната кальция. Определите массовую долю в полученном после реакции растворе.
4. Охарактеризуйте соединение As_2O_5 (название, графическая формула, свойства).
5. Что произойдет, если в раствор $SnCl_2$ опустить пластинку Zn ?
6. Закончите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод ионно-электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $PbS + H_2O_2 \rightarrow$; $PH_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \leftrightarrow$.

6. СВОЙСТВА S- И P-ЭЛЕМЕНТОВ I–III ГРУППЫ²⁸

6.1. Элементы III A группы

Задачи для решения на занятиях

1. Сколько килограмм борной кислоты и какой объем 23 %-го раствора Na_2CO_3 ($\rho=1,25 \text{ г/см}^3$) необходимо затратить для получения 1 т буры?
2. К насыщенному при 60°C раствору буры массой 88 г прилили 8 % раствор соляной кислоты объемом 23 мл ($\rho=1,039 \text{ г/см}^3$) и оставили на сутки. Определите массу борной кислоты, выпавшей в осадок, если температура раствора понизилась до 10°C (растворимость данной соли при 60°C равна 17,50 г в 100 г воды, а при 10°C – 1,60 г в 100 г воды).
3. Алюминий массой 4 г прореагировал с гидроксидом калия массой 8,3 г и водой массой 13,3 г. Определите массу образовавшейся соли и объем выделившегося водорода.
4. По стандартным энтальпиям образования рассчитайте тепловые эффекты сгорания в кислороде следующих веществ: B_2H_6 , B_4H_{10} и Si_2H_6 (назовите эти вещества, напишите графические формулы) ($\Delta H^0_{\text{обр}}$ соответственно равны 30,75; 82,98; 78,31 кДж/моль). Проанализируйте возможность использования этих веществ как топлива.
5. Допишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты, назовите все соединения:



²⁸ Ступко Т.В. Указ. соч. Ч. 2. С. 95–132.

Задачи для самостоятельного решения²⁹

1. Бор массой 10 г обработали концентрированной азотной кислотой. Выпал белый осадок. Определите массу полученного осадка.
2. Опишите способы получения и свойства нитридов бора.
3. Какое количество борной кислоты можно получить из 20 г аморфного бора при окислении его 65 %-м раствором азотной кислоты, если последнего добавлено 50 мл ($\rho=1,4 \text{ г/см}^3$) и HNO_3 восстанавливается до NO .
4. Какие ионы находятся в разбавленном растворе буры?
5. Какой объем раствора NaOH с массовой долей 25 % ($\rho=1,269 \text{ г/см}^3$) необходим для нейтрализации борной кислоты массой 0,5 кг? Определите массу образующейся соли.
6. Напишите уравнения реакций, иллюстрирующих амфотерные свойства оксидов и гидроксидов галлия (III) и индия (III).
7. Оксиды бора и алюминия. Модификации. Получение. Применение. Физические и химические свойства.
8. Оцените возможность растворения алюминия в кислотах, воде, щелочах на основании значений стандартных электродных потенциалов полуреакций. Охарактеризуйте коррозионную устойчивость алюминия в этих средах и на воздухе.
$$\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{Al} + 4\text{OH}^-; \quad E^\circ = -2,35 \text{ В};$$
$$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Al}; \quad E^\circ = -1,663 \text{ В}.$$
9. Напишите уравнения реакций, иллюстрирующих амфотерные свойства оксидов и гидроксидов галлия (III) и индия (III). При сплавлении 10 г карбоната калия с оксидом алюминия получена соль, содержащая 39,8 % К, 27,55 – Al, 32,65 % – O. Определите формулу и массу полученного соединения.
10. Почему, несмотря на достаточно высокое отрицательное значение электродного потенциала, алюминий не растворяется в воде, а таллий растворяется, хотя его электродный потенциал более положителен?

²⁹ При решении задач по теме «Элементы III A группы» повторите темы «Растворы», «Окислительно-восстановительные процессы», «Комплексные соединения» воспользуйтесь примерами решения задач на с. 78, 98, 109 данного пособия.

6.2. Элементы II A группы Периодической системы

Задачи для решения на занятиях

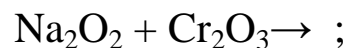
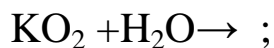
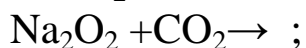
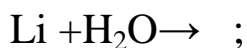
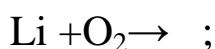
1. Сколько граммов бериллия растворится в 70 мл 20 % раствора гидроксида натрия? Напишите уравнение реакции, назовите соединения.
2. Сколько граммов $MgCO_3$ выпадет в осадок, если к 200 мл 0,1 н. раствора $MgCl_2$ прибавить избыток раствора соды?
3. Напишите ионное и молекулярное уравнения гидролиза $Ca(CH_3COO)_2$ и укажите реакцию среды раствора.
4. Вычислить объем воды, необходимый для растворения при $25\text{ }^\circ\text{C}$ 1 г $BaSO_4$ ($PP = 1,1 \cdot 10^{-10}$).
5. Растворы солей кадмия образуют со щелочами белый осадок гидроксида кадмия $Cd(OH)_2$, а с сероводородом – желтый осадок сульфида кадмия CdS . Как объяснить, что раствор комплексной соли $K_2[Cd(CN)_4]$ образует осадок с сероводородом, но не дает осадка с щелочами?
6. Карбонатную жесткость воды можно устранить добавлением гашеной извести. Приведите все возможные реакции.
7. При обжиге 1 т известняка, содержащего 8 % пустой породы, выделилось 120 м^3 (н.у.) газа. Какую долю (%) от теоретически возможного составляет этот объем?
8. рН насыщенного раствора $CaCO_3$ равен 9,3. О чем это говорит? Какие другие физико-химические данные можно получить из этой величины?

6.3. Элементы I A группы

Задачи для решения на занятиях

1. Найдите массу гидроксида натрия, полученного электролизом хлорида натрия, взятого массой 1 т и содержащего 10 % примесей. Выход по току составил 90 %.
2. Электролизом раствора хлорида натрия при силе тока 10,50 А за 12 ч был выделен хлор объемом $4,48\text{ м}^3$ (н.у.). Найдите массу полученного при этом гидроксида натрия, если выход по току на аноде и катоде составляет одну и ту же величину.

- Какой объем 2 молярного раствора соды потребуется для полной нейтрализации ортофосфорной кислоты, содержащейся в ее 3 молярном растворе объемом 200 мл?
- После реакции между пероксидом натрия и водой общий объем раствора составил 750 мл; 10 мл полученного раствора потребовалось для нейтрализации 15 мл 0,2 н HCl. Сколько граммов Na_2O_2 израсходовано на реакцию с водой?
- Какой объем CO_2 (27 °С и 81 кПа) получится при нагревании 1,4 т NaHCO_3 ? Сколько тонн кальцинированной соды получится при этом?
- Определите энтальпию гидратации соды по реакции $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 10\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, если при растворении безводной соды $\text{Na}_2\text{CO}_3_{\text{к}} = \text{Na}_2\text{CO}_3_{(\text{р-р})}$ $\Delta H^\circ_1 = -25,1$ кДж и при растворении кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{CO}_3_{(\text{р-р})}$ ΔH° реакции = - 288,9 кДж.
- Определите массу образовавшегося осадка, если к 50 мл 3 М раствора K_2CO_3 ($\rho=1,3$ г/мл) добавили 35,7 мл 17 %-го раствора хлорида цинка ($\rho=1,12$ г/мл).
- Закончите уравнения реакций:



Задачи для самостоятельного решения

Вариант №1

- Бор массой 10 г обработали концентрированной азотной кислотой. Выпал белый осадок. Определите массу полученного осадка.
- Какой объем 2 Н. раствора гидроксида натрия требуется прибавить к 200 г 5 % раствора хлорида олова (II), чтобы полностью перевести его в комплексное соединение?

3. Рассчитайте необходимую массу сырья (какого?) для производства 478 кг стекла, состав которого можно описать формулой $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.
4. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты, назовите все соединения: $\text{Al} + \text{HNO}_3_{\text{конц.}} \rightarrow$; $\text{Al} + \text{HNO}_3_{\text{разб.}} \rightarrow$.
5. При электролизе водного раствора хлорида натрия в течение 6 ч при силе тока 1000 А получено 70 л 10,6 %-го раствора NaOH ($\rho = 1,12$). Вычислите КПД тока.
6. Какие продукты могут образоваться при барботировании через раствор гидроксида бария газов: а) диоксида углерода; б) сероводорода; в) иодоводорода? Составьте уравнения реакций.
7. Прокипятили водный раствор, содержащий нитрат калия и гидроксид калия, с добавлением порошкообразного алюминия. Выделившийся газ собрали и доказали присутствие в нем двух веществ. Какими способами это осуществили? Укажите, как определить состав алюминийсодержащих частиц в конечном растворе. Составьте уравнения всех реакций.
8. Предложите все возможные способы превращения одних веществ в другие по схеме:



Вариант №2

1. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты, назовите все соединения: $\text{KH} + \text{O}_2 \rightarrow$.
2. Какой объем оксида азота (IV) выделяется (н.у.), если 50 г сплава, состоящего из 70 % меди и 30 % олова, обработать избытком концентрированной азотной кислоты?
3. Плотность 10,85 %-го раствора Na_2CO_3 составляет 1,1161. Вычислите процентное содержание кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ в растворе. Сколько килограммов безводной и кристаллической соды можно получить из 1 м³ указанного раствора?
4. Какое из простых веществ элементов I А группы будет наиболее сильным восстановителем в реакции: а) с кислородом; б) с водой?
5. Прокипятили водный раствор, содержащий нитрат калия и гидроксид калия, с добавлением порошкообразного алюминия. Выделившийся газ собрали и доказали присутствие в нем двух веществ. Какими способами это осуществили? Укажите, как опре-

делить состав алюминийсодержащих частиц в конечном растворе. Составьте уравнения всех реакций.

6. Напишите уравнения реакций, протекающих при насыщении водного раствора Na_2CO_3 : а) хлором; б) оксидом азота (IV).
7. Напишите молекулярные и графические формулы метабората бария, тетрабората кальция, метаалюмината калия, гексагидроксоалюмината натрия.
8. Для нейтрализации 100 мл насыщенного при 25 °С раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$ потребовалось 49 мл 0,1 н HCl . Вычислите произведение растворимости $\text{Ca}(\text{OH})_2$ при указанной температуре.

Вариант №3

1. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты, назовите все соединения: $\text{PbO} + \text{HCl} \rightarrow$.
2. Какие ионы сообщают воде «жесткость»? Как её можно устранить? Напишите уравнения реакций.
3. Какое количество борной кислоты можно получить из 20 г аморфного бора при окислении его 65 %-м раствором азотной кислоты, если последнего добавлено 50 мл ($\rho=1,4 \text{ г/см}^3$) и HNO_3 восстанавливается до NO .
4. На нейтрализацию раствора карбоната и гидрокарбоната натрия потребовался раствор гидроксида натрия объемом 80 мл с концентрацией 1 моль/л. После упаривания нейтрализованного раствора выпал осадок $\text{Mg}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ массой 16,09 г. Определите массовые доли (%) карбоната и гидрокарбоната в растворе.
5. Растворимость CaCO_3 при 35 °С равна $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Чему равно произведение растворимости?
6. Газообразный трихлорид бора поглотили водой при комнатной температуре. Выпавший осадок отфильтровали, промыли холодной водой и растворили в горячей воде. К полученному раствору в отдельных пробирках добавили фтороводородную кислоту, карбонат натрия. Составьте уравнения и назовите продукты.
7. Допишите уравнения реакций, поставьте коэффициенты:
а) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{в растворе}}$; б) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; в) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4$.
8. Предложите все возможные способы превращения одних веществ в другие по схеме:



Вариант №4

1. Какие ионы находятся в разбавленном растворе буры?
2. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты, назовите все соединения: $\text{SnCl}_2 + \text{FeCl}_3 \rightarrow$.
3. Смесь карбонатов натрия и калия массой 7 г обработали серной кислотой, взятой в избытке. При этом выделилось 1,344 л (н.у.) газа. Определите массовые доли (%) карбонатов в исходной смеси.
4. Какую массу $\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ необходимо добавить к 100,0 мл 40 %-го раствора H_2SO_4 ($\rho=1,3$ г/мл), чтобы получить раствор, в котором массовая доля серной кислоты равна 10 %?
5. Какой объем водорода (27 °С и 99,7 кПа) получится при разложении водой 21 г гидроксида кальция? Какой объем 1 молярного раствора HCl необходим для нейтрализации полученного продукта?
6. Напишите уравнения следующих реакций: а) $\text{BaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; б) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; в) $\text{KOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow$; г) $\text{KOH} + \text{BeCl}_2 \rightarrow$.
7. Используя справочные данные, установите, какой из металлов II А группы является наиболее сильным восстановителем при реакциях с кислородом, водой. Проявляют ли эти металлы окислительные свойства?
8. Допишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты:
а) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; б) $\text{KH} + \text{O}_2 \rightarrow$.

Вариант №5

1. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты, назовите все соединения: $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.
2. С целью регенерации олова луженые железные пластинки, имеющие поверхность общей площадью 170 м² и толщину покрытия $1,5 \cdot 10^{-4}$ м ($\rho(\text{Sn})=6,5$ г/см³), прокипятили с раствором NaOH ; при этом выделился газ объемом 25 м³ (н.у.). Далее олово восстановили. Считая, что восстановление произошло полностью, рассчитайте долю практического выхода олова от теоретически возможного. Предложите способы восстановления олова.
3. Какой объем раствора NaOH с массовой долей 25 % ($\rho=1,269$ г/см³) необходим для нейтрализации борной кислоты массой 0,5 кг? Определите массу образующейся соли.
4. pH раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$ составляет 10,9. Вычислите концентрацию ионов кальция в растворе и произведение растворимости гидроксида кальция.

5. Как можно отличить известковую воду (насыщенный водный раствор гидроксида кальция) от баритовой воды (насыщенный водный раствор гидроксида бария)?
6. При растворении в соляной кислоте сплава магния с алюминием массой 50 г выделился водород объемом 48,25 л (н.у.). Определите массовые доли (%) металлов в сплаве.
7. Напишите уравнения следующих реакций: а) $\text{Na}[\text{BH}_4] + \text{HCl} \rightarrow$; б) $\text{H}_2 + \text{Na} \rightarrow$; в) $\text{Al} + \text{NaOH} \rightarrow$; г) $\text{Li} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.
8. Какие равновесия существуют в водном растворе, содержащем NH_4Cl и Na_2CO_3 ? В каком направлении сместятся равновесия при нагревании этого раствора?

Вариант №6

1. Приведите примеры, иллюстрирующие склонность атомов бора и алюминия к комплексообразованию.
2. Какой осадок начнет выпадать в первую очередь, если к раствору, содержащему ионы Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , по каплям приливать раствор сульфата калия? Почему? Определите массу осадка сульфата кальция, если к 10 мл 0,2 н раствора CaCl_2 прилили 40 мл 2 н раствора K_2SO_4 .
3. В пробирках находятся 0,01 М растворы NaF , NaCl и NaBr , в каждую пробирку добавляют равный объем 0,01 М раствора нитрата таллия (1). В каких пробирках выпадут осадки? Как это можно предсказать?
4. Составьте названия веществ: $(\text{MgAl}_2)\text{O}_4$, $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{OH})_2]\text{Cl}$, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.
5. Какой объем водорода, измеренного при 20 °С и 92 кПа, выделится при действии на воду 1 г сплава с массовой долей калия 30 %, натрия 70 %?
6. Магний подожгли на воздухе. Каков состав спека? Что произойдет с этим спеком во влажной атмосфере и при последующем прокаливании при взаимодействии с азотной кислотой (разб.)? Составьте уравнения всех возможных реакций.
7. Известно, что монофосфид алюминия реагирует с горячей водой, с хлороводородной, серной и азотной кислотами, с гидроксидом натрия и гидратом аммиака. Укажите условия проведения каждой реакции. В каких из этих реакций алюминий и фосфор меняют свою степень окисления?

8. Как изменяется активность металлов в ряду Li-Na-K-Rb-Cs? Приведите доказательства.

Вариант № 7

1. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты, назовите все соединения: $\text{VF}_3 + \text{NH}_3 \rightarrow$.
2. После прохождения 1 м^3 воздуха через раствор гидроксида бария образовалось 2,64 г осадка. Вычислите процентное содержание CO_2 в воздухе.
3. При обжиге 1 т известняка, содержащего 8 % пустой породы, выделилось 120 м^3 (н.у.) газа. Какую долю (%) от теоретически возможного составляет этот объем?
4. До какого объема нужно разбавить 30 % раствор нитрата свинца (II) объемом 25 мл ($\rho = 1,33 \text{ г/см}^3$), чтобы получить раствор соли с концентрацией 0,2 моль/л ($\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$)?
5. Сколько килограммов соды потребуется для устранения жесткости 1000 л воды, насыщенной сульфатом кальция при $20 \text{ }^\circ\text{C}$, если растворимость последнего равна 2 г на литр?
6. Сколько килограмм гидрида кальция следует разложить водой, чтобы получить 1680 м^3 водорода ($0 \text{ }^\circ\text{C}$ и $101,3 \text{ кПа}$)?
7. К осадку гидроксида алюминия добавляют водный раствор гидроксида натрия. Наблюдают химическое растворение осадка, который выпадает снова при насыщении образовавшегося раствора газообразным диоксидом серы. Объясните результаты опыта, напишите уравнения реакций.
8. Магний и щелочноземельные металлы проще всего получать электролизом расплава их галогенидов. Укажите, какие электроды можно использовать для этого, составьте уравнения электрохимических реакций для MgCl_2 и SrBr_2 . Возможно ли выделение металлов при электролизе растворов тех же солей?

Вариант № 8

1. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты, назовите все соединения: $\text{Sn} + \text{HNO}_3_{\text{конц.}} \rightarrow$; $\text{Pb} + \text{HNO}_3_{\text{конц.}} \rightarrow$.
2. Какие вещества получаются в осадке при добавлении соды к раствору, содержащему соли MgCl_2 , CaCl_2 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и NH_4NO_3 ?
3. При растворении 0,5 г известняка в соляной кислоте получено 75 мл углекислого газа ($23 \text{ }^\circ\text{C}$ и $4,52 \cdot 10^4 \text{ Па}$). Вычислите массовую долю (%) карбоната кальция в известняке.

4. Алюминий массой 4 г прореагировал с гидроксидом калия массой 8,3 г и водой массой 13,3 г. Определите массу образовавшейся соли и объем выделившегося водорода.
5. Сколько мл 0,5 н раствора гидроксида калия ($\rho = 1,43 \text{ г/см}^3$) потребуется для растворения кремния, образовавшегося при прокаливании 5 г песка с 5 г магния?
6. Для получения бора тетрафтороборат (III) калия восстанавливают при нагревании натрием, B_2O_3 спекают с магнием. Составьте уравнения реакций. Приведите примеры других способов получения бора.
7. Сколько потребуется смешать по объему 40 %-го раствора NaOH и воды для приготовления 100 л 12 %-го раствора NaOH?
8. Как изменяется активность металлов в ряду Be-Mg-Ca-Sr-Ba? Приведите доказательства.

Вариант № 9

1. Сравните по степени гидролизваемости соседние вещества в ряду SnCl_2 , SnCl_4 , Na_2SnO_3 , Na_2SnO_2 .
2. Сколько тонн извести и углекислого газа дает ежедневно известково-обжигательная печь, перерабатывающая за сутки 75 т известняка с содержанием 96 % CaCO_3 , если расход угля, входящего в состав шихты, составляет 12 % от массы известняка?
3. Определите pH раствора $\text{Mg}(\text{OH})_2$, в котором концентрация ионов Mg^{2+} равна 0,02 моль/л.
4. Составьте уравнения электрохимических реакций на электродах и общие уравнения электролиза растворов фторида калия, гидроксида лития.
5. При растворении тетрабората натрия в воде среда становится щелочной. На основании этого определите, является ли переход данной соли в раствор только физическим процессом.
6. Какой объем 4 М раствора KOH потребуется для полного растворения 15 г гидроксида алюминия?
7. К 0,5 л 0,2 М водного раствора сульфата алюминия добавляют 0,5 л 0,2 М раствора сульфата калия, смесь упаривают и охлаждают. Какое вещество выпадает в осадок?
8. Термическое разложение карбонатов щелочноземельных элементов и магния протекает с образованием соответствующих оксидов металлов и диоксида углерода. Составьте уравнение обратимой

реакции разложения карбоната кальция, запишите выражение для константы равновесия и укажите условия, необходимые для полного разложения соли.

Вариант №10

1. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты, назовите все соединения $\text{SnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.
2. Сколько килограмм борной кислоты и какой объем 23 %-го раствора Na_2CO_3 ($\rho=1,25 \text{ г/см}^3$) необходимо затратить для получения 1 т буры?
3. Будет ли образовываться осадок CaSO_4 , если к раствору, содержащему 0,02 моль/л CaCl_2 , прибавить равный объем раствора, содержащего 0,2 моль/л серной кислоты ($K_{\text{IP}} \text{ CaSO}_4 = 2,5 \cdot 10^{-5}$)?
4. При горении калия с ним прореагировало 13,5 л воздуха. Какое вещество и в каком количестве образовалось в результате горения?
5. Укажите различия в протекании гидролиза следующих соединений: Be_2C ; CaC_2 ; $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$.
6. Укажите распространенные в лаборатории реактивы, с помощью которых можно химически растворить олово, свинец.
7. При взаимодействии 1 г амальгамы натрия (сплав натрия со ртутью) с водой был получен раствор щелочи, для нейтрализации которого израсходовалось 50 мл 0,1 н. раствора HCl . Определите массовую долю (%) натрия в амальгаме.
8. Составьте уравнения следующих реакций в растворе:
а) $\text{TlNO}_3 + \text{KOH} + \text{Cl}_2 =$; б) $\text{Tl}(\text{NO}_3)_3 + \text{KNO}_2 =$; в) $\text{TlCl} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) =$.

Вариант № 1

1. Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты, назвать все соединения. $\text{SiCl}_4 + \text{HNO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$.
2. К насыщенному при 60 °С раствору буры массой 180 г прилили 18 % раствор соляной кислоты объемом 23 мл ($\rho=1,039 \text{ г/см}^3$) и оставили на сутки. Определите массу борной кислоты, выпавшей в осадок, если температура раствора понизилась до 10 °С (растворимость данной соли при 60 °С равна 17,50 г в 100 г воды, а при 10 °С = 1,60 г в 100 г воды).
3. Навеску смеси кремния и песка обработали раствором щелочи. При этом выделился газ объемом 11,2 л (н.у.). Осадок тщательно

промыли водой, растворили в избытке плавиковой кислоты. Получили раствор, содержащий 13,83 г кремнефтористоводородной кислоты. Определите массу исходной смеси.

4. Какой объем 1 М раствора гидроксида натрия потребуется для перевода в тетрагидроксобериллат натрия хлорида бериллия, содержащегося в 600 г 6 %-го раствора?
5. Какие вещества образуются при сгорании каждого из простых веществ элементов I А группы на воздухе? Как эти продукты реагируют с холодной водой, с водой при кипячении?
6. В четырех пробирках находится 0,1 М раствор $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; в каждую пробирку добавляют (по каплям, при перемешивании) 0,1 М раствор KI , KBr , KCl или KF соответственно. В какой пробирке появится осадок при числе капель наименьшем и наибольшем? Появится ли осадок во всех пробирках? Ответ поясните.
7. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3$.
8. К водному раствору сульфата магния добавили избыток перхлората бария. Выпавший осадок отфильтровали. Фильтрат осторожно выпарили до постоянной массы. Какое вещество образовалось? КЧ атома магния примите равным 6.

Вариант №12

1. Какой объем 2 Н. раствора гидроксида натрия требуется прибавить к 200 г 5 % раствора хлорида олова (II), чтобы полностью перевести его в комплексное соединение?
2. Песок массой 500 кг сплавляли с гидроксидом кальция. Получили 800 кг силиката кальция. Какова доля (%) практического выхода готового продукта к теоретически возможному?
3. Напишите уравнения реакций, иллюстрирующих амфотерные свойства оксидов и гидроксидов галлия (III) и индия (III).
4. Тетрагидридоборат (III) натрия $\text{Na}[\text{BH}_4]$ вносят в горячую воду, при этом наблюдают выпадение осадка и выделение газа. Установлено, что выделение газа уменьшается (до почти полного прекращения) при увеличении щелочности среды; при подкислении реакция с выделением газа возобновляется. Объясните результаты опыта.
5. Объясните, почему при пропускании диоксида углерода через раствор хлорида кальция осадок CaCO_3 не выпадает, а при про-

пускании диоксида углерода через раствор гидроксида кальция выпадает.

6. Студент приготовил для опыта шесть пробирок с раствором сульфата алюминия-калия – $KAl(SO_4)_2$. В первую пробирку он ввел недостаток раствора щелочи, во вторую – избыток щелочи, в третью – вначале избыток щелочи, затем избыток серной кислоты, в четвертую вначале избыток щелочи, затем избыток диоксида углерода, в пятую и шестую – избыток гидрата аммиака на холоду и при кипячении. В каких пробирках выпал осадок и каков его состав?
7. Напишите уравнения следующих реакций: а) $K_2O + Al_2O_3 \rightarrow$; б) $NaOH + NH_4Cl \rightarrow$; в) $KO_2 + CO \rightarrow$; г) $Rb + O_2 \rightarrow$.
8. Какие вещества получаются в осадке при добавлении соды к раствору, содержащему соли $MgCl_2$, $CaCl_2$, $Ba(NO_3)_2$ и NH_4Cl ?

Вариант №13

1. Какой объем оксида азота (IV) выделяется (н.у.), если 50 г сплава, состоящего из 70 % меди и 30 % олова, обработать избытком концентрированной азотной кислоты?
2. Составьте названия веществ: $Na_3[AlF_6]$, $Na_2[B_4O_5(OH)_4] \cdot 8H_2O$, $Ba_2[Al_4(OH)_6]$.
3. Минерал *криолит* $Na_3[AlF_6]$, природные запасы которого на Земле уже почти исчерпаны, синтезируют на заводах совместным взаимодействием гидроксида алюминия и карбоната натрия с концентрированной фтороводородной кислотой. Составьте уравнение реакции. Укажите, для чего используется криолит при получении алюминия электролизом из Al_2O_3 .
4. Составьте уравнения реакций: а) $Sn + O_2 =$; б) $Pb + O_2 =$; в) $Sn + KOH + H_2O =$; г) $Pb + KOH + H_2O =$.
5. В четырех пробирках находится 0,1 М раствор $Pb(NO_3)_2$; в каждую пробирку добавляют (по каплям, при перемешивании) 0,1 М раствор KI , KBr , KCl или KF соответственно. В какой пробирке появится осадок при числе капель наименьшем и наибольшем? Появится ли осадок во всех пробирках? Ответ поясните.
6. Смесь карбонатов натрия и калия массой 7 г обработали серной кислотой, взятой в избытке. При этом выделилось 1,344 л (н.у.) газа. Определите массовые доли (%) карбонатов в исходной смеси.

7. Составьте уравнения реакций: а) $\text{In}(\text{OH})_3 + \text{NaOH}$ (конц.) = ;
б) $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ = ; в) $\text{InCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$ = .

Вариант №14

1. Смесь гидрокарбонатов аммония, натрия и кальция массой 41,6 г прокалили; при этом масса смеси уменьшилась на 20,6 г. При действии на остаток раствором соляной кислоты получили газ объемом 4,48 л (н.у.). Определите массовую долю каждого компонента в смеси.
2. Сколько граммов бериллия растворится в 40 мл 40 % раствора гидроксида натрия? Напишите уравнение реакции.
3. Составьте уравнения электрохимических реакций на электродах и общие уравнения электролиза растворов: а) сульфата рубидия; б) смеси гидроксида и хлорида натрия.
4. Известно, что литий по многим физико-химическим свойствам более схож с магнием, чем со своим аналогом по I А группе натрием. Рассмотрите проявление диагональной периодичности литий→ магний на примерах получения химических свойств оксидов, нитридов, гидридов, гидроксидов, карбонатов, фторидов, ортофосфатов.
5. Умягчение воды (устранение постоянной жесткости) можно проводить с помощью Na_2CO_3 осаждением карбонатов MgCO_3 и CaCO_3 или с помощью Na_3PO_4 осаждением ортофосфатов. Напишите уравнения реакций.
6. Щелочные металлы в свободном виде обычно получают электролизом расплава их галогенидов или гидроксидов. Составьте уравнения электрохимических реакций на инертных электродах и общие уравнения электролиза расплавов: а) бромида калия; б) гидроксида цезия.
7. Назовите вещества: $\text{Ca}[\text{AlH}_4]_2$, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{Ba}_2[\text{Mg}(\text{OH})_6]$.

Вариант №15

1. рН насыщенного раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$ составляет 12,4. Вычислите концентрацию ионов кальция в растворе и произведение растворимости гидроксида кальция.
2. Рассчитайте массы соды, известняка, содержащего 10 % пустой породы и песка, которые необходимы для получения 1 т стекла состава $\text{Na}_2\text{O} \text{ CaO} 6\text{SiO}_2$.

3. Укажите различия в протекании гидролиза следующих соединений: BaS ; $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$; Mg_2C .
4. Как можно осуществить переход:
 $\text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$.
5. Для получения аморфного кремния нагревают смесь диоксида кремния и магния. После окончания реакции и охлаждения спека к нему добавляют хлороводородную кислоту. Наблюдают самовоспламенение выделяющейся газовой смеси. Составьте уравнения реакций.
6. Как отличить гашеную известь от измельченного в порошок известняка?
7. Какой объем H_2 (30 °С и 100 кПа) получится при разложении водой 50 г гидрида бария? Какой объем 2 молярного раствора HCl необходим для нейтрализации полученного продукта?

Вариант №16

1. Какие вещества образуются при взаимодействии щелочных металлов с кислородом? Напишите уравнения реакций.
2. В воду высыпают кристаллический оксид магния. Насыщенный раствор MgO в воде имеет $\text{pH}=10,05$. Объясните причину щелочной среды раствора. Напишите уравнения равновесий. Какие численные данные можно получить из величины pH насыщенного раствора?
3. При сплавлении 10 г карбоната калия с оксидом алюминия получена соль, содержащая 39,8 % К, 27,55 – Al, 32,65 % – O. Определите формулу и массу полученного соединения.
4. Как доказать опытным путем амфотерность гидроксида олова (II)? Напишите уравнения реакций.
5. Известно, что основные гидроксиды полностью диссоциируют в водном растворе, например: $\text{LiOH} = \text{Li}^+ + \text{OH}^-$ или $\text{Mп}(\text{OH})_2 = \text{Mп}^{2+} + 2\text{OH}^-$. Почему гидроксиды LiOH , NaOH , KOH (и некоторые другие) называются щелочами, а гидроксиды большинства металлов, например $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и $\text{Fe}(\text{OH})_2$, к щелочам не относятся?
6. Через водный раствор гидроксида натрия пропускают следующие газообразные вещества: а) хлор; б) хлороводород; в) сероводород; г) диоксид углерода. Укажите формулы и названия частиц (молекул, ионов), образующихся в каждой из протекающих реакций.

7. Сколько граммов бериллия растворится в 60 мл 8 % раствора гидроксида натрия?

Вариант №17

1. При обжиге 1 т известняка, содержащего 8 % пустой породы, выделилось 120 м³ (н. у.) газа. Какую долю (%) от теоретически возможного составляет этот объем?
2. Для нейтрализации 100 мл насыщенного при 25 °С раствора Ca(OH)₂ потребовалось 49 мл 0,1 н HCl. Вычислите произведение растворимости Ca(OH)₂ при указанной температуре.
3. Напишите уравнение реакции, лежащей в основе получения сода из сульфата натрия путем спекания его с углем и известняком при высокой температуре. Какие функции выполняют при этом атом углерода и известняк?
4. Чему равна масса калийной селитры, которая расходуется на получение в щелочной среде K₂MnO₄ из технического MnO₂ массой 4,35 кг, содержащего примеси, массовая доля которых составляет 12 %?
5. Приведите примеры подтверждения диагональной аналогии магния и алюминия.
6. рН насыщенного раствора Ca(OH)₂ составляет 11,6. Вычислите концентрацию ионов кальция в растворе и произведение растворимости гидроксида кальция.
7. Напишите уравнения реакций, иллюстрирующих амфотерные свойства оксидов и гидроксидов галлия (III) и индия (III).

Тест «s- и p-металлы»³⁰

№	Вопрос	Вариант ответа
1	Кислотные свойства гидроксидов C, Si, Ge, Sn, Pb (IV):	1) увеличиваются; 2) не изменяются; 3) уменьшаются; 4) сначала ослабевают, а затем усиливаются.
2	Сумма стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции SnCl ₂ + H ₂ O → равна:	1) 4; 2) 6; 3) 8; 4) 10.

³⁰ Приведен пример теста.

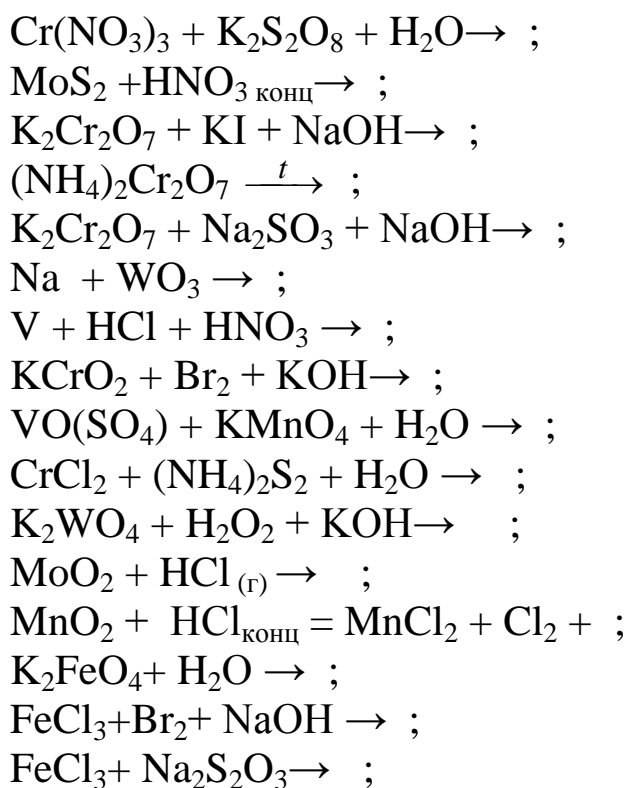
№	Вопрос	Вариант ответа
3	В 1 л растворены одинаковые массы гидроксида натрия и оксида серы (VI). При добавлении фенолфталеина к полученному раствору он окрасится:	1) в красный цвет; 2) синий цвет; 3) оранжевый цвет; 4) окраска раствора не изменится.
4	Для In и Tl высшая степень окисления по сравнению с Ga и Al:	1) менее характерна; 2) более характерна; 3) соединения в высшей и низшей степени окисления одинаково устойчивы.
5	Для получения 1 кг оконного стекла необходимо взять соды в количестве (г):	1) 222; 2) 444 ; 3) 242; 4) 424.
6	Основные свойства гидроксидов Ge, Ga, Sr, Rb:	1) увеличиваются; 2) не изменяются; 3) уменьшаются; 4) сначала ослабевают.
7	Сумма стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции $\text{Na}_2\text{C}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ равна:	1) 4; 2) 6; 3) 8; 4) 10.
8	Натронной известью (смесь $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и NaOH) можно сушить газы:	1) Cl_2 ; H_2 ; NH_3 ; 2) CH_4 ; CO_2 ; SO_2 ; 3) O_2 ; H_2S ; SO_3 ; 4) O_2 , NH_3 , H_2 .
9	Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{Li}_2\text{S} + \text{O}_2 =$ равна:	1) 3; 2) 4; 3) 5; 4) 8.
10	Кислотные свойства гидроксидов В, Al, Ga, In, Tl (III):	1) увеличиваются; 2) не изменяются; 3) уменьшаются; 4) сначала ослабевают, а затем усиливаются.
11	Сумма стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции $\text{Pb}_3\text{O}_4 + \text{HCl} \rightarrow$ равна:	1) 8; 2) 10; 3) 14; 4) 16.
12	Формула кварца:	1) Na_2SiO_3 ; 2) SiO_2 ; 3) SiO ; 4) CaSiO_3 .

№	Вопрос	Вариант ответа
13	Из 3 кг гидрида калия можно получить водород объемом:	1) 448 л; 2) 4480 л; 3) 224 л; 4) 2240 л.
14	При температурном разложении нитрата лития образуется:	1) нитрит лития; 2) оксид лития; 3) гидроксид лития; 4) литий.
15	Основные свойства гидроксидов Mg, Ca, Sr, Ba:	1) увеличиваются; 2) не изменяются; 3) уменьшаются; 4) сначала ослабевают.
16	Амфотерным является гидроксид:	1) кремния; 2) алюминия; 3) бария; 4) таллия; 5) натрия.
17	pH > 7 в растворах солей:	1) CaCl ₂ ; 2) Na ₂ SO ₄ ; 3) Ca(NO ₂); 4) K ₃ PO ₄ ; 5) AlCl ₃ .

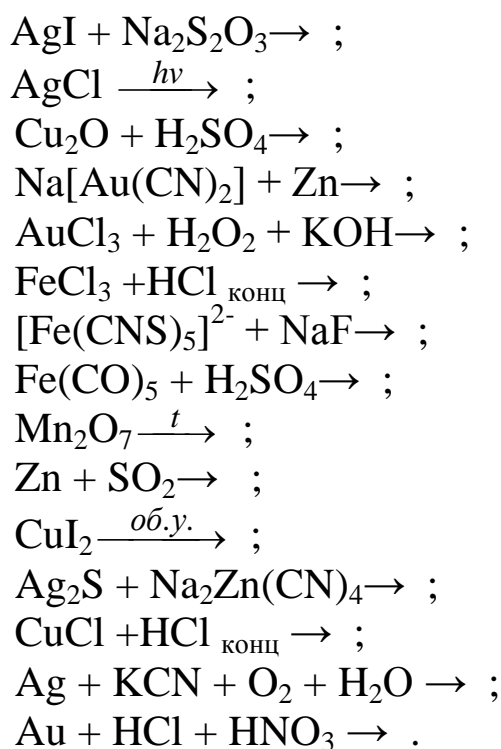
7. СВОЙСТВА d-ЭЛЕМЕНТОВ³¹

Задачи для решения на занятиях

1. Напишите молекулярные уравнения гидролиза солей: $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$; ZnS ; $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и укажите реакцию среды раствора.
2. В каком объеме насыщенного раствора AgSCN содержится 1 мг растворенной соли ($\text{ПР}=1 \cdot 10^{-12}$)?
3. Из 500 г 40 %-го раствора сульфата железа (III) при охлаждении выпало 100 г соли. Какова массовая доля вещества в оставшемся растворе?
4. Какую массу AgNO_3 необходимо добавить к 100,0 мл 5,5 молярного раствора HCl ($\rho=1,1$ г/мл), чтобы получить раствор, в котором массовая доля азотной кислоты равна 10 %?
5. Определите массу образовавшегося осадка, если к 30 мл 1 молярного раствора K_2CO_3 ($\rho=1,3$ г/мл) добавили 50 мл 10 %-го раствора хлорида цинка ($\rho=1,12$ г/мл).
6. Допишите реакции, уравняйте, используя метод электронного и электронно-ионного баланса.



³¹ Ступко Т.В. Указ. соч. Ч. 2. С. 132–154. При решении задач повторите темы «Растворы», «Окислительно-восстановительные процессы», «Комплексные соединения».



Задачи для самостоятельного решения

Вариант №1

1. Химические свойства хрома.
2. Допишите и уравняйте уравнения реакции (используя метод полуреакций): $\text{Au} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow$; $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$.
3. Какой объем 8 н. раствора NaOH способен прореагировать с 250 г оксида цинка (II), содержащего 18,6 % примесей, не растворимых в NaOH?
4. Как изменяется устойчивость к окислению в ряду Fe (II) – Co (II) – Ni (II)? Приведите примеры.
5. Можно ли без вреда для здоровья пить молоко, в 1 л которого содержится: а) 0,14 мг сульфата свинца (II); б) 0,28 мг сульфата меди (II); в) 5,5 мг сульфата цинка(II)? Для молока санитарные нормы содержания этих ионов равны $2,4 \cdot 10^{-7}$ моль/л Pb^{2+} ; $1,6 \cdot 10^{-5}$ моль/л Cu^{2+} ; $7,7 \cdot 10^{-5}$ моль/л Zn^{2+} .
6. Назовите комплексные соединения, напишите реакции их диссоциации и выражения для констант диссоциации и устойчивости: $[\text{Pd}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$; $(\text{NH}_4)_3[\text{RhF}_6]$; $\text{K}_3[\text{Ir}(\text{NO}_2)_4\text{Cl}_2]$.

Вариант № 2

1. Химические свойства железа.

2. Допишите и уравняйте уравнения реакции:
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{NaOH} \rightarrow$; $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$.
3. Какой объем хлора (при температуре 17 °С и давлении 959,8 кПа) выделится при взаимодействии $\text{HCl}_{(к)}$ с 1 кг MnO_2 ?
4. Какая масса кристаллогидрата состава $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}_{(кр)}$ требуется для приготовления 100 л 1,5 %-го раствора? Плотность 1,5 %-го раствора CuSO_4 равна 10,14 г/л.
5. Как изменяется окислительная способность к в ряду $\text{Fe (III)} - \text{Co (III)} - \text{Ni (III)}$? Приведите примеры.
6. Назовите комплексные соединения, напишите реакции их диссоциации и выражения для констант диссоциации и устойчивости:
 $[\text{Os}(\text{NH}_3)_6]\text{Br}_3$; $(\text{Na})_2[\text{PdI}_4]$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4]\text{Cl}_2$.

Вариант № 3

1. Химические свойства кобальта и его соединений.
2. Допишите и уравняйте уравнения реакции:
 $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t}$; $\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t}$; $\text{Ni}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t}$.
3. Какой объем 2 М раствора NaOH потребуется для полного растворения 9,9 г гидроксида хрома (III)?
4. Для определения содержания серебра в серебряной монете кусочек ее массой 0,3 г растворили в HNO_3 и осадили из полученного раствора хлорид серебра при помощи HCl . Масса осадка после промывания и высушивания оказалась равной 0,199 г. Рассчитать, сколько процентов серебра содержала монета.
5. При нагревании смеси нитратов натрия и свинца (II) образовалось 35 г PbO и выделилось 10 л смеси газов. Определите массу исходной смеси солей.
6. Назовите комплексные соединения, напишите реакции их диссоциации и выражения для констант диссоциации и устойчивости:
 $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$; $(\text{NH}_4)_3[\text{FeF}_6]$; $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{SO}_4)\text{Cl}_4]$.

Вариант № 4

1. Химические свойства никеля и его соединений.
2. Допишите и уравняйте уравнения реакции:
 $\text{Ag} + \text{KCN} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{MnSO}_4 + \text{NaBrO}_3 + \text{HNO}_3 =$.
3. Сколько грамм бихромата калия и сколько мл 39 %-го раствора HCl ($\rho=1,2$ г/мл) следует взять, чтобы с помощью выделяющегося хлора окислить 0,1 моль FeCl_2 до FeCl_3 ?

4. Разбитый термометр, в котором было 20,5 г ртути, выбросили в пруд. Прошло 4 месяца, и вследствие сложных биохимических процессов около 5 % этого опасного металла перешло в раствор нитрата ртути (II) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$. Определите количество и массу катионов ртути (II) в пруду. Определите, представляет ли опасность прудовая вода, если объем воды в пруду 80 м^3 , а санитарная норма предусматривает содержание не более чем $0,01 \text{ г Hg}^{2+}$ в 1 м^3 воды.
5. Какое соединение (или ионы) образуется при восстановлении $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ в щелочной среде?
6. Назовите комплексные соединения, напишите реакции их диссоциации и выражения для констант диссоциации и устойчивости: $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$; $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$.

Вариант № 5

1. Химические свойства кадмия и его соединений.
2. Допишите и уравняйте уравнения реакции:
 $\text{Ag} + \text{KCN} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.
3. Взаимодействие минерала магнетита (оксида железа состава Fe_3O_4) с монооксидом углерода CO приводит к получению железа и выделению углекислого газа CO_2 . В результате реакции было выделено 65,3 кг железа. Рассчитайте практический выход Fe, если масса исходного Fe_3O_4 составляла 110 кг. Определите объем (при 400 К и давлении 1,5 ат.) полученного газа.
4. Какая из солей в наибольшей степени гидролизуется в растворе, написать уравнение реакции гидролиза: ScCl_3 ; YCl_3 ; LaCl_3 .
5. Напишите ионное и молекулярное уравнения гидролиза CdCl_2 и укажите реакцию среды раствора.
6. К 40 мл 15 % раствора нитрата никеля (II) ($\rho=1,2 \text{ г/мл}$) прилили 500 мл 10 М раствора аммиака. Определите молярную концентрацию ионов никеля в растворе, если константа устойчивости комплексного иона равна $2,0 \cdot 10^8$ (к.ч. никеля =6).

Вариант №6

1. Химические свойства соединений хрома (VI).
2. Допишите и уравняйте уравнения реакции: $\text{Mn}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t}$; $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.

3. Какой объем воздуха, в котором содержится 21 % кислорода, расходуется при получении Zn массой 260 кг из цинковой обманки массой 1 т? Чему равна массовая доля ZnS в используемой руде?
4. Вычислите массу осадка и раствора над ним, полученного при сливании 0,5 л 0,001 М раствора нитрата серебра и 1,5 л 0,01 М раствора хлорида натрия ($IP_{AgCl} = 1,8 \cdot 10^{-10}$).
5. Можно ли будет употреблять в пищу хлеб, при выпечке которого использовали тесто, замешенное на воде, в которой содержалось $6,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л $CuCl_2$? Считается, что на каждый килограмм хлеба при замесе теста расходуется 1 л воды, а примеси солей тяжелых металлов (в том числе меди) полностью переходят в продукт. Санитарные нормы допускают содержание меди (II) в хлебе не более 5 мг/кг.
6. Какое количество хлорида серебра выпадет в осадок из раствора, если избыток хлорида натрия прилить к раствору, образованному при смешивании 40 мл 0,5 н $AgNO_3$ и 50 мл 10 М NH_3 ? Константа устойчивости иона диамминсеребра равна $1,6 \cdot 10^7$.

Вариант №7

1. Химические свойства соединений меди.
2. Допишите и уравняйте уравнения реакции: $K_2FeO_4 + H_2O \rightarrow$; $HCl + CrO_3 \rightarrow$.
3. Выпадет ли осадок, если смешать растворы K_2CrO_4 и $BaCl_2$ равных объемов и равной концентрации (0,1 моль/л), если $IP (BaCl_2)$ равно $1 \cdot 10^{-10}$?
4. Будет ли вредна для здоровья питьевая вода, если в ней содержится: а) $5,6 \cdot 10^{-6}$ моль/л $Fe(NO)_3$; б) $2,7 \cdot 10^{-7}$ моль/л $Ni(NO)_3$; в) $2,9 \cdot 10^{-7}$ моль/л $Cr(NO)_3$? Для питьевой воды санитарными нормами допускается содержание железа (II), равное 0,2 г/м³; никеля (II), равное 0,1 г/м³; хрома (III), равное 0,05 г/м³.
5. Сравните кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства хромовой, молибденовой и вольфрамовой кислот, приведите примеры.
6. Каким из следующих веществ можно разрушить комплексный ион $[Ag(NH_3)_2]^+$: NaCl, NaBr; Na_2S ; Na_2SO_4 (используйте необходимые справочные данные).

Вариант №8

1. Химические свойства соединений серебра.

2. Допишите и уравняйте уравнения реакции:
 $\text{K}_2\text{WO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.
3. Чему равна масса калийной селитры, которая расходуется на получение в щелочной среде K_2MnO_4 их технического MnO_2 массой 4,35 кг, содержащего примеси, массовая доля которых составляет 12 %?
4. Какая из солей в наибольшей степени гидролизуеться в растворе: ZnCl_2 ; CdCl_2 ; HgCl_2 .
5. Чем объяснить, что желтый хромат натрия с уменьшением pH раствора и с увеличением концентрации соли становится оранжевым, а затем красным? Напишите уравнение реакции.
6. Какое основание более сильное: $\text{Cu}(\text{OH})_2$ или $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$?

Вариант № 9

1. Химические свойства золота и его соединений.
2. Допишите и уравняйте уравнения реакции: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$;
 $\text{V} + \text{HF} + \text{HNO}_3 =$ (к.ч. $\text{V}=7$).
3. Сколько грамм иода выделится в сернокислом растворе иодида калия при его взаимодействии с 150 мл 6 %-го раствора KMnO_4 ($\rho=1,04$ г/мл³)?
4. Вычислите массу осадка и раствора над ним, полученного при сливании 1,5 л 0,01 М раствора нитрата серебра и 0,5 л 0,05 М раствора хлорида натрия ($\text{PP}_{\text{AgCl}} = 1,8 \cdot 10^{-10}$).
5. Можно ли получить сульфид железа (III) взаимодействием растворов хлорида железа (III) с сероводородной кислотой или нитрата железа (III) с сульфидом аммония? Ответ обоснуйте.
6. Предложите способ синтеза гексацианоферрата (III) натрия.

Вариант № 10

1. Химические свойства цинка и его соединений.
2. Допишите и уравняйте уравнения реакции: $\text{KCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$;
 $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц) \rightarrow .
3. Определите массу титана, полученного при нагревании в стехиометрической смеси тетрахлорида титана со 100 г натрия?
4. Железо, содержащееся в 10 мл анализируемого раствора FeS , окислено до железа (III) и осаждено в виде гидроксида. Масса прокаленного осадка равна 0,4132 г. Вычислите молярную концентрацию сульфата железа (II) в исходном растворе.

5. Напишите уравнения реакции взаимодействия ртути с концентрированной и разбавленной азотной кислотой.
6. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений серебра: $\text{AgCl} \times 2\text{NH}_3$; $\text{AgCN} \times \text{KCN}$; $\text{AgNO}_2 \times \text{NaNO}_2$. Координационное число серебра равно двум. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

Вариант №11

1. Химические свойства ртути и ее соединений.
2. Допишите и уравняйте уравнения реакции: $\text{V} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow$; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$.
3. При сплавлении 6,08 г Cr_2O_3 с окислителем в присутствии NaOH получено 12,74 г хромата натрия. Определите выход продукта в процентах.
4. Определите число молей азотной кислоты, которое реагирует при взаимодействии 6,02 г ртути с «царской водкой».
5. Напишите ионное и молекулярное уравнения гидролиза NiCl_2 и указать реакцию среды раствора.
6. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений серебра: $\text{AgCl} \times 2\text{NH}_3$; $\text{AgCN} \times \text{KCN}$; $\text{AgNO}_2 \times \text{NaNO}_2$. Координационное число серебра равно двум. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

Вариант №12

1. Химические свойства марганца.
2. Допишите и уравняйте уравнения реакции: $\text{Cr}_2\text{S}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{HCl} + \text{CrO}_3 \rightarrow$.
3. Какой объем 0,1 молярного раствора SnCl_2 нужно прилить к 200 мл 0,15 молярного раствора сулемы, чтобы восстановить ионы ртути до металлической ртути?
4. Для определения содержания серебра в серебряной монете кусочек ее массой 0,5 г растворили в HNO_3 и осадили из полученного раствора хлорид серебра при помощи HCl . Масса осадка после промывания и высушивания оказалась равной 0,33 г. Рассчитать, сколько процентов серебра содержала монета.
5. К 90 мл 35 % раствора сульфата меди (II) ($\rho = 1,3$ г/мл) прилили 200 мл 10 М раствора аммиака. Определите молярную концен-

трацию ионов меди в растворе, если константа устойчивости комплексного иона равна $1,6 \cdot 10^{35}$ (к.ч. меди = 4).

6. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений платины: $\text{PtCl}_{4 \times 6}\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_{4 \times 4}\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_{4 \times 2}\text{NH}_3$. Координационное число платины (IV) равно шести. Напишите уравнение диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое из соединений является комплексным неэлектролитом?

Вариант №13

1. Химические свойства соединений марганца.
2. Допишите и уравняйте уравнения реакции: $\text{FeCl}_3 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow$;
 $\text{Cd} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$.
3. Какой объем 0,1 М раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ потребуется для окисления 10 г KI в кислой среде?
4. Из сочетания частиц Cr^{3+} , H_2O , Cl^- и K^+ можно составить семь координационных формул комплексных соединений хрома, одна из которых $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$. Составьте формулы других шести соединений и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.
5. Определите молярную концентрацию 13 % раствора сульфата меди ($\rho = 1,2$ г/мл).
6. Напишите схему процессов электролиза расплава и раствора соли NiCl_2 .

Вариант №14

1. Химические свойства соединений хрома.
2. Допишите и уравняйте уравнения реакции: $\text{FeCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$;
 $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.
3. Какой объем 8 н. раствора NaOH способен прореагировать с 250 г оксида цинка (II), содержащего 18,6 % примесей, не растворимых в NaOH?
4. Напишите выражения для констант нестойкости комплексных ионов $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{PtCl}_6]^{2-}$. Чему равны степень окисления и координационное число комплексообразователей в этих ионах?
5. При взаимодействии меди с концентрированной серной кислотой выделилось 37 мл газа (н.у.). Какая масса меди растворилась при этом?

6. К 450 мл 25 % раствора нитрата олова (II) ($\rho=1,4$ г/мл) прилили 900 мл 5 н раствора гидроксида натрия. Определите молярную концентрацию ионов олова в растворе, если константа устойчивости комплексного иона равна $1,0 \cdot 10^{16}$ (к.ч. олова =6).

Вариант №15

1. Свойства платиновых металлов (Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt).
2. Допишите и уравняйте уравнения реакции (используя метод электронного баланса): $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{C} \rightarrow$; $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$.
3. Назовите комплексные соединения, напишите реакции их диссоциации и выражения для констант диссоциации и устойчивости: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$; $(\text{NH}_4)_3[\text{FeF}_6]$; $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{SO}_4)\text{Cl}_4]$.
4. Вычислите массу осадка и раствора над ним, полученного при сливании 0,3 л 0,04 М раствора нитрата серебра и 0,5 л 0,05 М раствора хлорида натрия ($\text{ПР}_{\text{AgCl}} = 1,8 \cdot 10^{-10}$).
5. Сравните кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксида хрома (II), оксида хрома (III), оксида хрома (VI). Приведите примеры.
6. Произойдут ли реакции между следующими веществами в растворе: а) SnCl_2 FeCl_3 ; б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ Cd .

Вариант №16

1. Химические свойства титана, циркония и гафния.
2. Какой объем хлора (при температуре 27 °С и давлении 100 кПа) выделится при взаимодействии $\text{HCl}_{(\text{к})}$ с 25 г MnO_2 ?
3. Напишите ионное и молекулярное уравнения гидролиза солей: $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$; K_2MoO_4 и укажите реакцию среды раствора.
4. Какой объем воздуха, в котором содержится 21 % кислорода, расходуется при получении Zn массой 160 кг из цинковой обманки массой 2 т? Чему равна массовая доля ZnS в используемой руде?
5. Допишите и уравняйте уравнения реакции (используя метод электронного баланса): $\text{MoS}_2 + \text{HNO}_3_{\text{конц}} \rightarrow$; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.
6. Каким из следующих веществ можно разрушить комплексный ион $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$: NaCl , NaBr ; Na_2S ; Na_2SO_4 (используйте необходимые справочные данные).

Вариант №17

1. Химические свойства ртути.
2. Какая из солей больше подвержена гидролизу: CrCl_3 или MoCl_3 ? Дайте объяснение.

3. Допишите и уравняйте уравнения реакции (используя метод электронного баланса): $\text{Au} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow$;
 $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$.
4. Какой объем 8 М раствора NaOH способен прореагировать с 50 г оксида цинка (II), содержащего 10 % примесей, не растворимых в NaOH?
5. Составьте названия веществ: $\text{K}[\text{Ga}_2\text{Cl}_7]$, $\text{InSO}_4(\text{OH}) \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.
6. Выпадет ли осадок, если смешать растворы K_2CrO_4 и BaCl_2 равных объемов и равной концентрации (0,1 моль/л), если $\text{PP} (\text{BaCl}_2)$ равно $1 \cdot 10^{-10}$?

Вариант №18

1. Химические свойства железа.
2. Допишите и уравняйте уравнения реакции (используя метод электронного баланса): $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{NaOH} \rightarrow$;
 $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$.
3. Какой объем хлора (при температуре 37°C и давлении 100 кПа) выделится при взаимодействии $\text{HCl}_{(\text{к})}$ с 6 г MnO_2 ?
4. Какая масса кристаллогидрата состава $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}_{(\text{кр})}$ требуется для приготовления 100 л 1,5 %-го раствора? Плотность 1,5 %-го раствора CuSO_4 равна 1014 г/л.
5. Как изменяется окислительная способность в ряду $\text{Fe} (\text{III}) - \text{Co} (\text{III}) - \text{Ni} (\text{III})$? Приведите примеры.
6. Назовите комплексные соединения, напишите реакции их диссоциации и выражения для констант диссоциации и устойчивости: $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_2)_3]$; $\text{Na}_4[\text{PtCl}_6]$; $\text{K}[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$.

Вариант № 19

1. Химические свойства кобальта и его соединений.
2. Допишите и уравняйте уравнения реакции (используя метод электронного баланса):
 $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t}$; $\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t}$; $\text{Ni}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t}$.
3. Какой объем 5-молярного раствора KOH потребуется для полного растворения 6,9 г гидроксида хрома (III)?
4. Для определения содержания серебра в серебряной монете кусочек ее массой 0,5 г растворили в HNO_3 и осадили из полученного раствора хлорид серебра при помощи HCl. Масса осадка после промывания и высушивания оказалась равной 0,3 г. Рассчитайте, сколько процентов серебра содержала монета.

- Какой объем 0,1 М раствора $K_2Cr_2O_7$ потребуется для окисления 10 г KI в кислой среде?
- Назовите комплексные соединения, напишите реакции их диссоциации и выражения для констант диссоциации и устойчивости: $[Co(NH_3)_3Cl_3]$; $(NH_4)_3[FeF_6]$; $K_3[Cr(SO_4)Cl_4]$.

Вариант № 20

- Химические свойства никеля и его соединений.
- Допишите и уравняйте уравнения реакции (используя метод электронного баланса): $Ag + KCN + O_2 + H_2O \rightarrow$;
 $MnSO_4 + NaBrO_3 + HNO_3 =$.
- Произойдут ли реакции между следующими веществами в растворе: а) $FeCl_2$ и $Pb(NO_3)_2$; б) $SnCl_2$ и Cu ?
- Сколько грамм бихромата калия и сколько мл 39 %-го раствора HCl ($\rho=1,2$ г/мл) следует взять, чтобы с помощью выделяющегося хлора окислить 0,1 моль $FeCl_2$ до $FeCl_3$?
- Выпадет ли осадок, если смешать растворы K_2CrO_4 и $BaCl_2$ равных объемов и равной концентрации (0,1 моль/л), если ПР ($BaCl_2$) равно $1 \cdot 10^{-10}$?
- Назовите комплексные соединения, напишите реакции их диссоциации и выражения для констант диссоциации и устойчивости: $[Co(NH_3)_4Cl_2]Cl$; $(NH_4)_3[CrF_6]$; $K_3[Fe(SO_4)Cl_4]$.

Тест «Свойства d-элементов»

№	Вопрос	Вариант ответа
1	При восстановлении $Cr_2O_7^{2-}$ в щелочной среде образуется:	1) CrO_2^- ; 2) CrO_4^{2-} ; 3) $Cr(OH)_3$; 4) Cr^{3+} .
2	При взаимодействии Cu с конц. H_2SO_4 образуется:	1) H_2S ; 2) H_2 ; 3) S ; 4) SO_2 .
3	Бесцветные растворы в перечисленных комплексах:	1) $K[Ag(CN)_2]$; 2) $[Cu(NH_3)_2]Cl$; 3) $K_4[Fe(CN)_6]$; 4) $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$.
4	Число молей азотной кислоты, которое реагирует при взаимодействии 6,02 г ртути с царской водкой, образуя ион $[HgCl_4]^{2-}$:	1) 0,01; 2) 0,02; 3) 0,03; 4) 0,04

№	Вопрос	Вариант ответа
5	В атоме с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ число валентных электронов равно:	1) 2; 2) 3; 3) 4; 4) 5.
6	Железо реагирует с веществами:	1) H_2O ; 2) O_2 ; 3) HCl ; 4) H_2SO_4 (конц); 5) K_2O ; 6) $CuSO_4$.
7	Красно-фиолетовую окраску водного раствора обуславливает ион:	1) Mn^{2+} ; 2) Mn^{3+} ; 3) MnO_4^{2-} ; 4) MnO_4^- .
8	Элементы, встречающиеся в природе в виде простых веществ:	1) кислород; 2) серебро; 3) азот; 4) фосфор; 5) натрий; 6) кальций.
9	Растворение в воде хлорида цинка делает среду раствора:	1) нейтральной; 2) кислой; 3) щелочной; 4) горькой.
10	Анодом в случае электрохимической коррозии, находящимся в контакте металлов Cu-Zn является:	1) медь; 2) цинк.
11	При взаимодействии Cu с концентрированной H_2SO_4 образуется:	1) H_2S ; 2) H_2 ; 3) S; 4) SO_2 .
12	Соответствие между химической формулой и названием вещества:	1) $KMnO_4$ а) марганцевая кислота; 2) K_2MnO_4 в) гидроксид марганца; 3) $HMnO_4$ б) гидрид марганца; 4) H_2MnO_4 г) манганат калия; 5) $Mn(OH)_2$ д) марганцовистая кислота; е) перманганат калия.

ВОПРОСЫ К ЗАЧЕТУ (1-й семестр)

1. Основные химические понятия: атомная и молекулярная масса, моль, молярная масса.
2. Стехиометрические законы химии (закон постоянства состава, закон сохранения массы вещества, закон кратных отношений).
3. Газовые законы. Условия их выполнения в химии.
4. Основные классы неорганических соединений. Определение, классификация, основные химические свойства.
5. Тепловой эффект химической реакции. Термохимия. Закон Гесса. Приложения закона Гесса.
6. Энтропия. Определение, размерность. Стандартная энтропия вещества.
7. Изобарно-изотермический потенциал. Оценка возможности протекания химических процессов.
8. Скорость химической реакции. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции.
9. Скорость химической реакции. Порядок и молекулярность реакции. Физический смысл константы скорости. Связь констант скоростей и константы равновесия химической реакции. Закон действующих масс.
10. Понятие о каталитических реакциях. Гомогенный и гетерогенный катализ.
11. Характеристика химического равновесия. Константа химического равновесия. Сдвиг химического равновесия.
12. Квантовая модель строения атома водорода. Квантовые числа электрона в атоме. Атомные орбитали, их форма и расположение в пространстве.
13. Принципы заполнения электронами орбиталей многоэлектронных атомов. Емкость и порядок заполнения электронных подуровней в атоме.
14. Современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева. Структура периодической таблицы. Периоды, группы элементов: s-, p-, d-, f-элементы.
15. Радиус атома и иона, его изменение по периодам и группам таблицы Д.И. Менделеева.
16. Энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность элемента. Изменение их по периодам и группам таблицы Д.И. Менделеева.

17. Свойства химической связи с позиции метода валентных связей. Насыщаемость химической связи. σ -, π -, δ -связи. Гибридизация атомных орбиталей.
18. Донорно-акцепторный механизм образования связи.
19. Полярность химической связи, полярные связи и полярные молекулы.
20. Ионная связь. Свойства соединений с ионной связью.
21. Водородная связь, ее энергия, возможность образования, значение в химизме процессов в растворах.
22. Металлическая связь. Свойства соединений с металлической связью.
23. Межмолекулярные взаимодействия, дисперсионные, ориентационные, диффузионные.
24. Растворы. Способы выражения концентрации растворов.
25. Законы Рауля для растворов неэлектролитов и электролитов. Определение молекулярной массы хорошо растворимого труднолетучего вещества.
26. Свойства растворов неэлектролитов: осмос, понижение упругости пара над раствором. Способы определения молекулярной массы неэлектролитов.
27. Растворы электролитов. Изотонический коэффициент. Теория электролитической диссоциации.
28. Истинные растворы. Способы выражения концентрации растворов. Процессы и явления, протекающие при образовании растворов.
29. Растворимость. Влияние различных факторов на растворимость веществ. Произведение растворимости малорастворимых электролитов.
30. Растворы слабых электролитов. Закон действующих масс. Константа диссоциации слабых электролитов. Закон разбавления Оствальда.
31. Особенности растворов сильных электролитов. Кажущаяся степень диссоциации сильного электролита. Активность, коэффициент активности.
32. Вода – слабый электролит. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды, рН растворов. Индикаторы.
33. Гидролиз солей. Влияние различных факторов на гидролиз солей. Классификация солей по отношению к гидролизу. Гидролиз со-

лей различного типа (с примерами). Константа гидролиза и степень гидролиза.

34. Важнейшие окислители и восстановители. Оценка направления протекания окислительно-восстановительных реакций.

ВОПРОСЫ К ЭКЗАМЕНУ (2-й семестр)³²

1. Водород. Двойственность положения водорода в периодической таблице. Физические свойства. Нахождение в природе. Основные способы получения. Химические свойства водорода и его соединений. Гидриды. Металлические соединения водорода.
2. Общая сравнительная характеристика свойств галогенов. Физические свойства. Нахождение в природе и получение галогенов. Особенности химических свойств фтора, хлора, брома и йода.
3. Галогеноводороды. Получение, свойства, применение. Кислородсодержащие кислоты и соли галогенов. Применение галогенов и их соединений.
4. Общая сравнительная характеристика свойств элементов подгруппы VI A. Нахождение в природе. Простые вещества, их физические и химические свойства. Получение простых веществ.
5. Химические свойства кислорода и его соединений (оксиды, пероксиды, надпероксиды, озон). Применение кислорода.
6. Химические свойства серы и ее соединений – сульфиды, персульфиды. Применение серы и ее соединений.
7. Кислородсодержащие соединения серы. Структура и свойства сернистой кислоты, серной кислоты и сульфатов, тиосерной кислоты и тиосульфатов, полисерных кислот, политионовых кислот, пироксосерных кислот.
8. Общая сравнительная характеристика свойств элементов VA подгруппы. Простые вещества, их физические и химические свойства, основные способы получения. Нахождение их в природе. Влияние на организм человека, животных и растений.
9. Химические свойства водородных соединений азота. Применение соединений азота. Структура и химические свойства кислородсодержащих соединений азота.

³² В экзаменационный билет входит два теоретических вопроса и задача, подобная той, которую решали на занятии. Билеты составлены таким образом, чтобы были охвачены все три модуля.

10. Химические свойства соединений фосфора. Применение.
11. Сравнительная характеристика свойств элементов подгруппы IVA.
12. Физические и химические свойства углерода. Аллотропические видоизменения углерода (алмаз, графит, карбин, фуллерены), их структура, физические свойства, практическое значение, углестроение, свойства, применение. Химические свойства углерода и его соединений (углеводороды, бинарные соединения с металлами и неметаллами, кислородные соединения).
13. Кремний и его соединения. Кремний в природе. Получение кремния, применение. Физические и химические свойства кремния. Карборунд. Диоксид кремния. Кварц, его природные разновидности. Кремниевые кислоты. Силикаты.
14. Общая сравнительная характеристика элементов III A. Нахождение в природе. Простые вещества, физические и химические свойства, получение.
15. Бор, химические свойства, основные соединения, применение.
16. Алюминий, химические свойства оксида и гидроксида алюминия, алюминатов и гидроксоалюминатов. Соли алюминия. Применение. Алюмотермия.
17. Общая сравнительная характеристика элементов II A группы. Нахождение в природе. Простые вещества, физические и химические свойства, получение.
18. Бериллий. Физические и химические свойства. Основные соединения. Получение и применение.
19. Щелочноземельные металлы. Физические и химические свойства, химические свойства их соединений. Жесткость воды. Применение элементов II A.
20. Сравнительная характеристика щелочных металлов. Физические и химические свойства простых веществ и основных соединений. Получение и применение. Техника безопасности работы с щелочными металлами.
21. Общая характеристика d-элементов. Особенности электронных конфигураций атомов d-элементов и следствия из этого.
22. Общая сравнительная характеристика элементов подгруппы хрома. Природные соединения хрома. Получение и применение хрома, а также его сплавов. Физические и химические свойства, применение. Соединения хрома. Изменение кислотно-основных и

окислительно-восстановительных свойств соединений хрома с увеличением степени окисления элемента.

23. Общая характеристика элементов VII В и простых веществ. Марганец. Природные соединения марганца, получение. Применение марганца и его сплавов. Физические и химические свойства. Соединения марганца: оксиды, гидроксиды, соли. Марганцовистая и марганцевая кислоты, манганаты и перманганаты.
24. Общая сравнительная характеристика элементов семейств железа. Особенности подгруппы. Триады элементов. Распространенность в земной коре, физические и химические свойства, получение и применение.
25. Характеристика важнейших соединений элементов цинка, кадмия и ртути. Соединения ртути и их окислительно-восстановительные свойства.
26. Элементы подгруппы меди. Общая характеристика простых веществ. Медь, серебро и золото. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Получение.

ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Третья часть учебно-методического пособия «Основы общей и неорганической химии» является заключительной для методического сопровождения данной дисциплины.

Дисциплина «Основы общей и неорганической химии» изучается в течение первого и второго семестров студентами Института пищевых производств. Публикуемый учебный материал выстроен в соответствии с программой изучения дисциплины.

Первая часть пособия включала теоретический материал (курс лекций) первого семестра – «Основы общей химии», вторая – теоретический материал второго семестра – «Основы неорганической химии». В третьей части студенты найдут примеры решения задач и заданий, позволяющие на практике освоить теоретический курс.

Учебный материал поможет студентам после посещения лекций поработать над изучением теоретического материала и выполнить практические задания, обращаясь к примерам, разобранным подробно для каждой темы. В приложении третьей части пособия даны справочные материалы, необходимые для решения задач, а в примерах указано, как ими пользоваться.

Автор надеется, что работа студентов с материалами учебно-методического пособия будет полезна и позволит более успешно справиться с практическими заданиями как в аудитории, так и при самостоятельной подготовке, а также успешно подготовиться к сдаче зачета и экзамена.

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. *Ахметов, Н.С.* Общая и неорганическая химия: учеб. для студентов химико-технологических специальностей вузов / *Н.С. Ахметов.* – 7-е изд., стер. – М.: Высшая школа, 2009. – 742 с.
2. *Угай, Я.А.* Общая и неорганическая химия: учеб. для студентов вузов / *Я.А. Угай.* – 4-е изд. перераб. и доп. – СПб.: ИТК Гранит, 2009. – 463 с.
3. *Глинка, Н.Л.* Общая химия: учеб. пособие / *Н.Л. Глинка*; под ред. *А.И. Ермакова.* – 30-е изд. испр. – М.: Интеграл-пресс, 2002. – 728 с.
4. *Коровин, Н.В.* Общая химия: учеб. для техн. направ. и спец. вузов / *Н.В. Коровин.* – 11-е изд. – М.: Высшая школа, 2009. – 557 с.
5. Неорганическая химия. Т. 1. Физико-химические основы неорганической химии / под ред. *Ю.Д. Третьякова.* – М.: Академия, 2004. – 240 с.
6. Неорганическая химия. Т. 2. Химия непереходных элементов / под ред. *Ю.Д. Третьякова.* – М.: Академия, 2004. – 368 с.
7. *Глинка, Н.Л.* Задачи и упражнения по общей химии / *Н.Л. Глинка.* – М.: Интеграл-пресс; Л.: Химия, 2005. – 240 с.
8. *Гольбрайх, З.Я.* Сборник задач и упражнений по химии / *З.Я. Гольбрайх, Е.И. Маслов.* – М.: АСТ; Астрель, 2007. – 383 с.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Периодическая таблица Д.И. Менделеева (длиннопериодный вариант)

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ																	
	1 (IA)	2 (IIA)	3 (IIIB)	4 (IVB)	5 (VB)	6 (VIB)	7 (VIIB)	8 (VIIIB)	9 (VIIIB)	10 (VIIIB)	11 (IB)	12 (IIB)	13 (IIIA)	14 (IVA)	15 (VA)	16 (VIA)	17 (VIIA)	18 (VIIIA)
1	H ¹ 1,0079 Водород																H	He ² 4,00260 Гелий
2	Li ³ 6,941 Литий	Be ⁴ 9,01218 Бериллий											B ⁵ 10,81 Бор	C ⁶ 12,011 Углерод	N ⁷ 14,0067 Азот	O ⁸ 15,9994 Кислород	F ⁹ 18,9984 Фтор	Ne ¹⁰ 20,179 Неон
3	Na ¹¹ 22,989 Натрий	Mg ¹² 24,305 Магний											Al ¹³ 26,9815 Алюминий	Si ¹⁴ 28,0855 Кремний	P ¹⁵ 30,973 Фосфор	S ¹⁶ 32,06 Сера	Cl ¹⁷ 35,453 Хлор	Ar ¹⁸ 39,948 Аргон
4	K ¹⁹ 39,0983 Калий	Ca ²⁰ 40,08 Кальций	21 Sc 44,9559 Скандий	22 Ti 47,88 Титан	23 V 50,9415 Ванадий	24 Cr 51,996 Хром	25 Mn 54,938 Марганец	26 Fe 55,847 Железо	27 Co 58,9332 Кобальт	28 Ni 58,69 Никель	29 Cu 63,546 Медь	30 Zn 65,39 Цинк	31 Ga 69,72 Галлий	32 Ge 72,59 Германий	33 As 74,9216 Мышьяк	34 Se 78,96 Селен	35 Br 79,904 Бром	36 Kr 83,80 Криптон
5	Rb ³⁷ 85,4678 Рубидий	Sr ³⁸ 87,62 Стронций	39 Y 88,9059 Иттрий	40 Zr 91,22 Цирконий	41 Nb 92,9064 Ниобий	42 Mo 95,94 Молибден	43 Tc [98] Технеций	44 Ru 101,07 Рутений	45 Rh 102,905 Родий	46 Pd 106,42 Палладий	47 Ag 107,868 Серебро	48 Cd 112,41 Кадмий	49 In 114,82 Индий	50 Sn 118,69 Олово	51 Sb 121,75 Сурьма	52 Te 127,60 Теллур	53 I 126,904 Иод	54 Xe 131,29 Ксенон
6	Cs ⁵⁵ 132,905 Цезий	Ba ⁵⁶ 137,33 Барий	57 La* 138,905 Лантан	72 Hf 178,49 Гафний	73 Ta 180,9479 Тантал	74 W 183,85 Вольфрам	75 Re 186,207 Рений	76 Os 190,2 Осмий	77 Ir 192,22 Иридий	78 Pt 195,08 Платина	79 Au 196,967 Золото	80 Hg 200,59 Ртуть	81 Tl 204,383 Таллий	82 Pb 207,2 Свинец	83 Bi 208,980 Висмут	84 Po [209] Полоний	85 At [210] Астат	86 Rn [222] Радон
7	Fr ⁸⁷ [223] Франций	Ra ⁸⁸ [226] Радий	89 Ac** [227] Актиний	104 Rf [261] Резерфордий	105 Db [262] Дубний	106 Sg [266] Сиборгий	107 Bh [264] Борий	108 Hs [269] Гассий	109 Mt [268] Мейтнерий	110 Ds [271] Дармштадтий	111	112	113	114				



206

*Лантаноиды

58 Ce 140,12 Церий	59 Pr 140,908 Празеодим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [145] Прометий	62 Sm 150,36 Самарий	63 Eu 151,96 Европий	64 Gd 157,25 Гадолиний	65 Tb 158,925 Тербий	66 Dy 162,50 Диспрозий	67 Ho 164,930 Гольмий	68 Er 167,26 Эрбий	69 Tm 168,934 Тулий	70 Yb 173,04 Иттербий	71 Lu 174,967 Лютеций
--------------------------	-------------------------------	---------------------------	----------------------------	----------------------------	----------------------------	------------------------------	----------------------------	------------------------------	-----------------------------	--------------------------	---------------------------	-----------------------------	-----------------------------

В квадратных скобках приведены значения массового числа наиболее устойчивого изотопа данного элемента

**Актиноиды

90 Th 232,038 Торий	91 Pa [231] Протактиний	92 U 238,029 Уран	93 Np [237] Нептуний	94 Pu [244] Плутоний	95 Am [243] Америций	96 Cm [247] Кюрий	97 Bk [247] Берклий	98 Cf [251] Калифорний	99 Es [252] Эйнштейний	100 Fm [257] Фермий	101 Md [260] Менделевий	102 No [259] Нобелий	103 Lr [262] Лоуренсий
---------------------------	-------------------------------	-------------------------	----------------------------	----------------------------	----------------------------	-------------------------	---------------------------	------------------------------	------------------------------	---------------------------	-------------------------------	----------------------------	------------------------------

Периодическая таблица Д.И. Менделеева (короткопериодный вариант)

Период	Ряд	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ												
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII					
I	1	(H)						H ¹ 1,00797 Водород	He ² 4,0026 Гелий	<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> Обозначение элемента Li Литий </div> <div style="text-align: center;"> Атомный номер 3 </div> </div> <div style="text-align: center; margin-top: 10px;"> Относительная атомная масса 6,939 </div>				
II	2	Li ³ 6,939 Литий	Be ⁴ 9,0122 Бериллий	B ⁵ 10,811 Бор	C ⁶ 12,01115 Углерод	N ⁷ 14,0067 Азот	O ⁸ 15,9994 Кислород	F ⁹ 18,9984 Фтор	Ne ¹⁰ 20,179 Неон					
III	3	Na ¹¹ 22,9898 Натрий	Mg ¹² 24,305 Магний	Al ¹³ 26,9815 Алюминий	Si ¹⁴ 28,086 Кремний	P ¹⁵ 30,9738 Фосфор	S ¹⁶ 32,064 Сера	Cl ¹⁷ 35,453 Хлор	Ar ¹⁸ 39,948 Аргон					
IV	4	K ¹⁹ 39,102 Калий	Ca ²⁰ 40,08 Кальций	21 Sc 44,956 Скандий	22 Ti 47,90 Титан	23 V 50,942 Ванадий	24 Cr 51,996 Хром	25 Mn 54,9380 Марганец	26 Fe 55,847 Железо	27 Co 58,9330 Кобальт	28 Ni 58,71 Никель			
	5	29 Cu 63,546 Медь	30 Zn 65,37 Цинк	Ga ³¹ 69,72 Галлий	Ge ³² 72,59 Германий	As ³³ 74,9216 Мышьяк	Se ³⁴ 78,96 Селен	Br ³⁵ 79,904 Бром	Kr ³⁶ 83,80 Криптон					
V	6	Rb ³⁷ 85,47 Рубидий	Sr ³⁸ 87,62 Стронций	39 Y 88,905 Иттрий	40 Zr 91,22 Цирконий	41 Nb 92,906 Ниобий	42 Mo 95,94 Молибден	43 Tc [99] Технеций	44 Ru 101,07 Рутений	45 Rh 102,905 Родий	46 Pd 106,4 Палладий			
	7	47 Ag 107,868 Серебро	48 Cd 112,40 Кадмий	In ⁴⁹ 114,82 Индий	Sn ⁵⁰ 118,69 Олово	Sb ⁵¹ 121,75 Сурьма	Te ⁵² 127,60 Теллур	I ⁵³ 126,9044 Иод	Xe ⁵⁴ 131,30 Ксенон					
VI	8	Cs ⁵⁵ 132,905 Цезий	Ba ⁵⁶ 137,34 Барий	57 La* 138,91 Лантан	72 Hf 178,49 Гафний	73 Ta 180,948 Тантал	74 W 183,85 Вольфрам	75 Re 186,2 Рений	76 Os 190,2 Осмий	77 Ir 192,2 Иридий	78 Pt 195,09 Платина			
	9	79 Au 196,967 Золото	80 Hg 200,59 Ртуть	Tl ⁸¹ 204,37 Таллий	Pb ⁸² 207,19 Свинец	Bi ⁸³ 208,980 Висмут	Po ⁸⁴ [210]* Полоний	At ⁸⁵ [210] Астат	Rn ⁸⁶ [222] Радон					
VII	10	Fr ⁸⁷ [223] Франций	Ra ⁸⁸ [226] Радий	89 Ac** [227] Актиний	104 Rf [261] Резерфордий	105 Db [262] Дубний	106 Sg [263] Сибгоргий	107 Bh [262] Борий	108 Hs [265] Хассий	109 Mt [266] Мейтнерий	110			
Лантаноиды*	58 Ce 140,12 Церий	59 Pr 140,907 Празеодим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [147]* Прометий	62 Sm 150,35 Самарий	63 Eu 151,96 Европий	64 Gd 157,25 Гадолиний	65 Tb 158,924 Тербий	66 Dy 162,50 Диспрозий	67 Ho 164,930 Гольмий	68 Er 167,26 Эрбий	69 Tm 168,934 Тулий	70 Yb 173,04 Иттербий	71 Lu 174,97 Лютеций
Актиноиды**	90 Th 232,038 Торий	91 Pa [231] Протактиний	92 U 238,03 Уран	93 Np [237] Нептуний	94 Pu [244] Плутоний	95 Am [243] Америций	96 Cm [247] Кюрий	97 Bk [247] Берклий	98 Cf [252]* Калифорний	99 Es [254] Эйнштейний	100 Fm [257] Фермий	101 Md [257] Менделевий	102 No [255] Нобелий	103 Lr [256] Лоуренсий

Значения фундаментальных физических постоянных

Величина	Обозначение	Значение
Скорость света в вакууме	c	$299792458 \text{ м} \times \text{с}^{-1}$
Элементарный заряд	e	$1,6021892 \times 10^{-19} \text{ К}$
Постоянная Планка	h	$6,626176 \times 10^{-34} \text{ Дж} \times \text{с}$
Постоянная Авогадро	N_A	$6,022045 \times 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Масса покоя электрона	m_e	$0,9109534 \times 10^{-30} \text{ кг}$ $5,4858026 \times 10^{-4} \text{ а. е. м.}$
Отношение заряда электрона к его массе	e/m_e	$1,7588047 \times 10^{-11} \text{ К/кг}^{-1}$
Масса покоя протона	m_p	$1,6726485 \times 10^{-27} \text{ кг}$ $1,007276470 \text{ а. е. м.}$
Масса покоя нейтрона	m_n	$1,6749543 \times 10^{-27} \text{ кг}$ $1,008665012 \text{ а. е. м.}$
Постоянная Фарадея	$F = N_A e$	$9,648456 \times 10^4 \text{ К/моль}$
Постоянная Ридберга	R_∞	$1,097373177 \times 10^{-7} \text{ м}^{-1}$
Радиус Бора	$a_0 = a/4 \pi R_\infty$	$0,52917706 \times 10^{-10} \text{ м}$
Универсальная газовая постоянная	R	$8,314441 \text{ Дж/(К} \times \text{моль)}$
Постоянная Больцмана	$k = R/N_A$	$1,380662 \times 10^{-23} \text{ Дж/К}$
Гравитационная постоянная	G	$6,6720 \times 10^{-11} \text{ Н} \times \text{м}^2/\text{кг}^2$
Ускорение свободного падения на Земле	g	$9,80665 \text{ м/с}^2$

Таблица 2

Соотношение между значениями физических единиц энергии

Единица измерения	Сокращенное обозначение	Эрг	Джоуль	Килограмм-метр	Ватт-час	Калория	Электрон вольт
Эрг	<i>эрг</i>	1	10^{-7}	$1,02 \cdot 10^{-8}$	$2,778 \cdot 10^{-11}$	$2,388 \cdot 10^{-8}$	$6,242 \cdot 10^{11}$
Джоуль	<i>Дж (Вт·с)</i>	10^7	1	0,10197	$2,778 \cdot 10^{-4}$	0,23889	$6,242 \cdot 10^{18}$
Килограмм-метр	<i>кГм</i>	$9,807 \cdot 10^7$	9,8066	1	$2,724 \cdot 10^{-3}$	2,3427	$6,121 \cdot 10^{19}$
Ватт-час	<i>Вт·ч</i>	$3,60 \cdot 10^{10}$	$3,60 \cdot 10^3$	$3,671 \cdot 10^2$	1	$8,60 \cdot 10^2$	$2,25 \cdot 10^{22}$
Калория	<i>кал</i>	$4,187 \cdot 10^7$	4,1868	0,42685	$1,163 \cdot 10^{-3}$	1	$2,613 \cdot 10^{19}$
Электрон вольт	<i>эВ</i>	$1,61 \cdot 10^{-12}$	$1,602 \cdot 10^{-19}$	$1,634 \cdot 10^{-20}$	$4,450 \cdot 10^{-23}$	$3,828 \cdot 10^{-20}$	1

Таблица 3

Соотношение между значениями физических единиц длины

Единица измерения	Сокращенное обозначение	Ангстрем	Нанометр	Микрометр	Миллиметр	Сантиметр
Ангстрем	<i>Å</i>	1	10^{-1}	10^{-4}	10^{-7}	10^{-8}
Нанометр	<i>нм</i>	10	1	10^{-3}	10^{-6}	10^{-7}
Микрометр (микрон)	<i>мкм</i>	10^4	10^3	1	10^{-3}	10^{-4}
Миллиметр	<i>мм</i>	10^7	10^6	10^3	1	10^{-1}
Сантиметр	<i>см</i>	10^8	10^7	10^4	10	1
Метр	<i>м</i>	10^{10}	10	10^6	10^3	10^2
Километр	<i>км</i>	10^{13}	10^{12}	10^9	10^6	10^5

Таблица 4

Перечень названий числительных приставок

моно	1	ундека	11	нонакоза	29
ди	2	додека	12	триаконта	30
три	3	тридека	13	гентриаконта	31
тетра	4	тетрадека	14	дотриаконта	32
пента	5	пентадека	15	тетраконта	50
гекса	6	гексадека	16	гексаконта	60
гепта	7	гептадека	17	гекта	100
окта	8	октадека	18	доэнеаконтагекта	192
нона	9	нонадека	19	кила	1000
дека	10	эйкоза	20	мириа	10000

Таблица 5

Греческий алфавит с транскрипцией

Прописная буква	Строчная буква	Соответствующая английская буква (в математике)	Греческая буква по-русски
Α	α	a	альфа
Β	β	b	бета
Γ	γ	g	гамма
Δ	δ	d	дельта
Ε	ε	e	эпсилон
Ζ	ζ	z	дзета
Η	η	h	эта
Θ	θ	th	тхэта
Ι	ι	i	йота
Κ	κ	k	каппа
Λ	λ	l	ламбда
Μ	μ	m	мю
Ν	ν	n	ню
Ξ	ξ	x	кси
Ο	ο	o	омикрон
Π	π	p	пи
Ρ	ρ	r	ро
Σ	ς	s	сигма
Τ	τ	t	тау
Υ	υ	u	ипсилон
Φ	φ	ph	фи
Χ	χ	ch	хи
Ψ	ψ	ps	пси
Ω	ω	o	омега

Относительность электроотрицательности химических элементов

Группа периодической таблицы																	
IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	II B	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
H 2,1																	He
Li 0,97	Be 1,47											B 2,02	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10	Ne
Na 1,01	Mg 1,23											Al 1,47	Si 1,74	P 2,10	S 2,60	Cl 2,83	Ar
K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,75	Ni 1,75	Cu 1,76	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74	Kr
Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21	Xe
Cs 0,86	Ba 0,97	La 1,08	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44	Au 1,42	Hg 1,44	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,96	Rn
Fr 0,86	Ra 0,97	Ac 1,00															

Примечание: 1. Лантаноиды имеют значения электроотрицательности в области 1,08–1,14.

2. Actиноиды имеют значения электроотрицательности в области 1,11 – 1,20.

3. Элементы VIII группы периодической системы (благородные газы) имеют нулевую электроотрицательность.

4. Условной границей между металлами и неметаллами считается значение электроотрицательности, равное 2.

Таблица 7

Атомные радиусы химических элементов

Период	Группа																		
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B		IB	II B	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA		
1	H																	He	
	0.32																	0.93	
2	Li		Be																Ne
	1.23	0.90																	0.71
3	Na		Mg																Ar
	1.54	1.36																	0.98
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
	2.03	1.74	1.44	1.32	1.22	1.18	1.17	1.17	1.16	1.15	1.17	1.25	1.26	1.22	1.20	1.16	1.14	1.17	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
	2.16	1.91	1.62	1.45	1.34	1.30	1.27	1.25	1.25	1.28	1.34	1.41	1.44	1.41	1.40	1.36	1.33	1.31	
6	Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
	2.35	1.98		1.44	1.34	1.30	1.28	1.26	1.27	1.30	1.34	1.49	1.44	1.47	1.46	1.45	1.47		
7	Fr	Ra	Ac⁺⁺	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo	
	2.70	2.35																	
Лантаноиды *		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
		1.69	1.65	1.65	1.64	1.63	1.62	1.85	1.61	1.59	1.59	1.58	1.57	1.56	1.70	1.56			
		1.87	1.83	1.82	1.82	-	1.81	2.02	1.79	1.77	1.77	1.76	1.75	1.74	1.93	1.74			
		1.04 (+3)	1.02 (+3)	1.00 (+3)	0.99 (+3)	0.98 (+3)	0.97 (+3)	0.97 (+3)	0.94 (+3)	0.89 (+3)	0.88 (+3)	0.86 (+3)	0.85 (+3)	-	0.81 (+3)	0.80 (+3)			
		0.90 (+4)	0.88 (+4)																
Актиноиды **		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			
		-	1.75	1.69	1.70	1.71	1.72	1.66	1.66	1.66	-	-	-	-	-	-			
		2.03	1.80	1.62	1.53	1.62	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-			
		-	0.95 (+4)	1.06 (+3)	1.04 (+3)	1.02 (+3)	1.01 (+3)	1.00 (+3)	-	-	-	-	-	-	-	-			
			0.91 (+4)	0.91 (+4)	0.89 (+4)	0.88 (+4)	0.86 (+4)	0.85 (+4)											

EI элемент
 ков. ковалентный радиус
 мет. атомный радиус
 ион. (+n) ионные радиусы (заряд)
 ион. (+m)

B	C	N	O	F	Ne
0.82	0.77	0.75	0.73	0.72	0.71
0.91	0.77	0.71	-	-	1.60
1.22 (-3)	2.55 (-4)	1.48 (-3)	1.36 (-2)	1.33 (-1)	-
0.2 (+3)	0.2 (+4)	0.15 (+5)	-	-	-
Al	Si	P	S	Cl	Ar
1.18	1.11	1.06	1.02	0.99	0.98
1.43	1.34	1.30	-	-	1.92
0.57 (+3)	1.98 (-4)	1.86 (-3)	1.82 (-2)	1.81 (-1)	-
	0.39 (+4)	0.35 (+5)	0.29 (+6)	0.26 (+7)	-

**Стандартные термодинамические характеристики
веществ (энтальпия образования – ΔH_f^0 , значение изобарно-
изотермического потенциала – ΔG_f^0 , энтропия образования ΔS_f^0)**

Вещество	ΔH_f^0 , кДж/моль	ΔG_f^0 , кДж/моль	ΔS_f^0 , Дж/(моль К)
Ag _(к)	0	0	42,69
AgBr _(к)	-99,16	-94,9	107,1
AgCl _(к)	-127,07	-109,7	96,11
AgI _(к)	-64,2	-66,3	144,2
Ag ₂ O _(к)	-30,56	-10,82	121,81
AgO _(к)	-44,6	-40,8	57,78
Al _(к)	0	0	28,32
Al ₂ O _{3(к)}	-1676	-1580	50,94
Au _(к)	0	0	47,65
AuCl _{3(к)}	-118,4	-48,53	146,4
Ba _(к)	0	0	66,94
BaO _(к)	-557,9	-528,4	70,29
BaCO _{3(к)}	-1202	-1139	112,1
BaSO _{4(к)}	-1352	-1465	131,8
Ba(NO ₃) ₂	-986,73	-923,08	213,6
Be _(к)	0	0	9,54
BeO _(к)	-598,7	-581,6	14,1
BeCO _{3(к)}	-983,6	-944,7	199,4
Bi _(к)	0	0	56,9
BiCl _{3(к)}	-379,1	-318,9	189,5
Br _{2(ж)}	0	0	152,3
Br _{2(г)}	30,92	3,14	245,35
Ca _(к)	0	0	41,42
CaCO _{3(к)}	-1207,1	-1128,76	92,88
CaCl _{2(к)}	-785,8	-750,2	113,8
CaO _(к)	-635,5	-605,2	39,7
Ca(OH) _{2(к)}	-986,2	-898,5	83,4
CaSO _{4(к)}	-1424	-1318,3	106,7
CaSO ₃ ·2H ₂ O _(к)	-1762,3	-1565,2	184,1
Cd _(к)	0	0	51,76
CdO _(к)	-256,1	-225,0	54,8
Cd(OH) _{2(к)}	-553,2	-470,2	95,4
Cl _{2(г)}	0	0	222,96

Вещество	ΔH_f^0 , кДж/моль	ΔG_f^0 , кДж/моль	ΔS_f^0 , Дж/(моль К)
C _(алмаз)	1,83	2,85	2,38
C _(графит)	0	0	5,74
CO _(г)	-110,5	-137,14	197,54
CO _{2(г)}	-393,51	-394,38	213,68
COCl _{2(г)}	-219,5	-205,3	283,6
CCl _{4(г)}	-106,7	-63,95	309,7
CHCl _{3(г)}	-100,32	-12,19	295,735
CH _{4(г)}	-74,85	-50,79	186,19
C ₂ H _{2(г)}	226,75	209,2	200,8
C ₂ H _{4(г)}	52,27	68,11	219,4
C ₂ H _{6(г)}	-84,68	-32,89	229,5
C ₃ H _{6(г)}	20,42	62,7	226,9
C ₃ H _{8(г)}	-104,0	-23,49	269,9
C ₄ H _{8(г)}	-0,13	71,5	307,4
C ₄ H _{10(г)}	-124,7	-17,15	310,0
C ₆ H _{6 (г)}	82,93	129,7	269,2
C ₆ H _{6(ж)}	49	124,5	172,8
C ₁₀ H _{8 (к)}	60	132,1	188,3
CH ₃ OH _(г)	-238,6	-166,23	126,8
CH ₃ OH _(ж)	-201,2	-161,9	239,7
C ₂ H ₅ OH _(г)	-235,3	-167,4	278,0
C ₂ H ₅ OH	-277,7	-174,76	160,7
C ₆ H ₁₂ O _{6 (к)}	-1264	-917	+269
CS _{2(ж)}	87,78	44,05	151,3
CS _{2(г)}	115,16	70,66	154
Cr _(к)	0	0	23,76
Cr ₂ O _{3(к)}	-1141	-1058	81,1
CrO _{3(к)}	-594,5	-505,8	72,0
CuCl _(к)	-133,6	-116,0	91,2
CuCl _{2(к)}	-172,4	-131,4	118,8
CuO _(к)	-165	-127,0	42,64
CuS _(к)	-48,5	-48,9	66,5
F _{2(г)}	0	0	202,9
Fe _(к)	0	0	27,15
FeCO _{3(к)}	-747,7	-673,9	92,88
FeCl _{2(к)}	-341,0	-301,7	120,1
FeCl _{3(к)}	-390,8	-328,7	154,4
FeO _(к)	-263,8	-244,3	57,79
Fe ₂ O _{3(к)}	-822,16	-740,8	89,96
Fe ₃ O _{4(к)}	-1117,7	-1014,2	146,4

Продолжение табл. 8

Вещество	ΔH_f^0 , кДж/моль	ΔG_f^0 , кДж/моль	ΔS_f^0 , Дж/(моль К)
FeS _(к)	-95,1	-97,6	67,4
Hg _(к)	0	0	77,4
HgO _(к)	-90,8	-58,3	70,3
HgCl _{2(к)}	-230,1	-185,8	144,35
Hg ₂ Cl _{2(к)}	-264,85	-210,7	185,8
H _(г)	217,4	203,26	114,6
H _{2(г)}	0	0	130,58
HBr _(г)	-35,98	-53,5	198,5
HCl _(г)	-92,3	-95,27	186,69
HCl _(г)	-166,9	-131,2	56,5
HF _(г)	-268,61	-270,7	173,51
HI _(г)	25,94	1,3	206,3
HNO _{3(ж)}	-174,3	-80,3	156,6
H ₂ O _(г)	-241,82	-228,61	188,7
H ₂ O _(ж)	-285,84	-237,2	70,08
H ₂ O _(к)	-291,85	-235,5	44,1
H ₂ O _{2(ж)}	-187,8	-120,4	109,6
H ₂ S _(г)	-20,17	-33,01	205,6
H ₂ SO _{4(ж)}	-811,3	-690,3	156,9
H ₃ PO _{4(ж)}	-1271,9	-1147,25	200,8
I _{2(к)}	0	0	116,73
I _{2(г)}	62,24	19,4	260,58
KCl _(к)	-435,9	-408,3	82,7
K ₂ O _(к)	-361,5	-333,5	94,0
KOH _(к)	-425,8	-380,	59,41
KClO _{3(к)}	-391,2	-289,9	142,9
KClO _{4(к)}	-430,1	-300,4	151
LiOH _(к)	-487,8	-443,9	42,7
Li ₂ O _(к)	-598,7	-562,1	37,9
Mg _(к)	0	0	32,55
MgCl _{2(к)}	-641,5	-592,1	89,6
MgO _(к)	-601,24	-569,4	26,94
Mg(OH) _{2(к)}	-924,7	-833,8	63,14
Mg(NO ₃) _{2(к)}	-789,6	-588,4	164,0
MgCO _{3(к)}	-1112,9	-1029,3	65,69
MgSO _{4(к)}	-1278,2	-1173,6	91,63
Mn _(к)	0	0	31,76
MnO _(к)	-385,0	-402,6	59,0
MnO _{2(к)}	-519,4	-464,8	53,14
MnSO _{4(к)}	-1063,7	-956,0	112,1

Продолжение табл. 8

Вещество	ΔH_f^0 , кДж/моль	ΔG_f^0 , кДж/моль	ΔS_f^0 , Дж/(моль К)
Mo _(к)	0	0	28,6
MoO _{3(к)}	-754,5	-677,6	78,2
Na _(к)	0	0	51,0
NaCl _(к)	-410,9	-384,0	72,33
Na ₂ O _(к)	-415,9	-376,6	72,8
NaOH _(к)	-427,8	-381,1	64,18
Na ₂ SO _{4(к)}	-1384,6	-1266,8	149,4
Na ₂ CO _{3(к)}	-1130,9	-1047,7	136,0
NaNO _{3(р-р)}	-446,2	-372,4	207,0
N _{2(г)}	0	0	191,5
NH _{3(г)}	-46,19	-16,66	192,5
N ₂ H _{4(ж)}	50,4	149,2	121,3
NH ₄ OH _(р-р)	-361,2	-254,2	165,4
NH ₄ Cl _(к)	-314,4	-203,0	94,6
NH ₄ NO _{3(р-р)}	-365,21	-320,37	150,48
(NH ₄) ₂ SO _{4(к)}	-1179,3	-900,3	220,3
(NH ₄) ₂ CO _{3(к)}	-987,2	-938,69	48,22
NO _(г)	90,37	86,71	210,62
NO _{2(г)}	33,5	51,8	240,45
N ₂ O _{4(г)}	9,66	98,28	304,3
N ₂ O _{5(г)}	15,05	-8,1	23,3
Ni _(к)	0	0	29,86
NiO _(к)	-239,7	-211,7	38,0
O _{2(г)}	0	0	205,04
O _{3(г)}	142,6	162,4	238,8
O _(г)	247,5	230,1	161,0
P _(белый, к)	0	0	41,1
P _(красный, к)	-18,4	-13,8	32,8
PCl _{3(г)}	-306,5	-286,3	311,7
PCl _{5(г)}	-592,0	-545,2	324,6
Pb _(к)	0	0	64,9
PbO _(к)	-217,9	-188,5	69,45
PbSO _{4(к)}	-918,1	-811,2	147,28
PbO _{2(к)}	-276,6	-219,0	76,44
S _(ромб.)	0	0	31,88
SO _{2(г)}	-296,9	-300,4	248,1
SO _{3(г)}	-395,2	-370,4	256,23
SO ₂ Cl _{2(ж)}	-381,1	-315,8	217,2

Вещество	ΔH_f^0 , кДж/моль	ΔG_f^0 , кДж/моль	ΔS_f^0 , Дж/(моль К)
Si _(к)	0	0	18,7
SiO ₂ (кварц)	-859,4	-805,2	41,84
SiCl _{4(г)}	-609,6	-569,9	331,4
SiH _{4(г)}	-61,9	-39,3	203,8
Sn _(к)	0	0	51,55
SnO _{2(к)}	-580,7	-418,4	52,3
Ta _(к)	0	0	41,4
Ta ₂ O _{5(к)}	-2045,1	-1922,5	143,1
Ti _(к)	0	0	30,6
TiCl _{4(г)}	-758,9	-714,0	353,1
TiCl _{4(ж)}	-800,0	-724,0	252,7
TiO _{2(к)}	-941,0	-881,6	50,2
W _(к)	0	0	33,5
WO _{3(к)}	-840,3	-763,4	83,3
Zn _(к)	0	0	41,59
ZnO _(к)	-349,0	-318,2	43,5
ZnCl _{2(к)}	-415,9	-369,2	108,4
ZnS _(к)	-201,0	-239,8	57,7
ZnSO _{4(к)}	-978,2	-870,2	124,6
Zr _(к)	0	0	38,4
ZrO _{2(к)}	-1762,3	-1565,2	184,1

Таблица 9

Константы диссоциации кислот и оснований при 25 °С

Кислота	Формула вещества	K _{дис}	pK _{дис}
<i>Кислоты</i>			
Азотистая	HNO ₂	4,00·10 ⁻⁴	3,4
Азотистоводородная	HN ₃	2,60·10 ⁻⁵	4,04
Азотная	HNO ₃	4,36·10	-1,64
Алюминиевая (мета)	HAIO ₂	4,00·10 ⁻¹³	12,4
Борная (мета)	HBO ₂	7,50·10 ⁻¹⁰	9,12
Борная (орто)	H ₃ BO ₃	5,80·10 ⁻¹⁰ (1)	9,24
		1,80·10 ⁻¹³ (2)	12,74
		1,60·10 ⁻¹⁴ (3)	13,80
Борная (тетра)	H ₂ B ₄ O ₇	~10 ⁻⁴ (1)	~4
		~10 ⁻⁹ (2)	~9

Продолжение табл. 9

Кислота	Формула вещества	$K_{\text{дис}}$	$pK_{\text{дис}}$
Бромоводородная	HBr	$1,00 \cdot 10^9$	-9
Бромноватая	HBrO ₃	$2,00 \cdot 10^{-1}$	0,7
Бромноватистая	HBrO	$2,06 \cdot 10^{-9}$	8,7
Вода	H ₂ O	$1,8 \cdot 10^{-16}$	15,41
Водорода пероксид	H ₂ O ₂	$2,63 \cdot 10^{-12}(1)$	11,58
Галлиевая	H ₃ GaO ₃	$5,00 \cdot 10^{-11}(2)$	10,3
		$2,00 \cdot 10^{-12}(3)$	11,7
Германиевая	H ₂ GeO ₃	$1,70 \cdot 10^{-9}(1)$	8,77
Иодоводородная	HI	$1,00 \cdot 10^{11}$	-11
Иодная (мета)	HO ₄	$2,30 \cdot 10^{-2}$	1,64
Иодная (орто)	H ₅ IO ₆	$3,09 \cdot 10^{-2}(1)$	1,51
		$7,08 \cdot 10^{-9}(2)$	8,15
		$2,50 \cdot 10^{-13}(3)$	12,60
Иодноватая	HO ₃	$1,70 \cdot 10^{-1}$	0,77
Кремневая (мета)	H ₂ SiO ₃	$2,20 \cdot 10^{-10}(1)$	9,66
Кремневая (орто)	H ₄ SiO ₄	$2,00 \cdot 10^{-10}(1)$	9,7
		$2,00 \cdot 10^{-12}(2)$	11,7
		$1,00 \cdot 10^{-12}(3)$	12,0
		$1,00 \cdot 10^{-12}(4)$	12,0
Марганцовая	HMnO ₄	$2,00 \cdot 10^2$	-2,3
Молибденовая	H ₂ MoO ₄	$1,00 \cdot 10^{-6}(2)$	6,0
Мышьяковистая (мета)	HASO ₂	$6,00 \cdot 10^{-10}$	9,2
Мышьяковая (орто)	H ₃ ASO ₄	$5,89 \cdot 10^{-3}(1)$	2,22
		$1,05 \cdot 10^{-7}(2)$	6,98
		$3,89 \cdot 10^{-12}(3)$	11,41
Мышьяковистая (орто)	H ₃ ASO ₃	$6,00 \cdot 10^{-10}(1)$	9,2
		$1,70 \cdot 10^{-14}(2)$	13,77
Оловянистая	H ₂ SnO ₂	$6,00 \cdot 10^{-18}$	17,2
Оловянная	H ₂ SnO ₃	$4,00 \cdot 10^{-10}$	9,4
Роданистоводородная	HCNS	$1,40 \cdot 10^{-1}$	1,97
Свинцовистая	H ₂ PbO ₂	$2,00 \cdot 10^{-16}$	15,7

Продолжение табл. 9

Кислота	Формула вещества	$K_{\text{дис}}$	$pK_{\text{дис}}$
Селенистая	H_2SeO_3	$3,50 \cdot 10^{-3}(1)$	2,46
		$5,00 \cdot 10^{-8}(2)$	7,3
Селеновая	H_2SeO_4	$1,00 \cdot 10^3(1)$	-3
		$1,20 \cdot 10^{-2}(2)$	1,9
Селеноводородная	H_2Se	$1,70 \cdot 10^{-4}(1)$	3,77
		$1,00 \cdot 10^{-11}(2)$	11,0
Серная	H_2SO_4	$1,00 \cdot 10^3(1)$	-3
		$1,20 \cdot 10^{-2}(2)$	1,9
Сернистая	H_2SO_3	$1,58 \cdot 10^{-2}(1)$	1,8
		$6,31 \cdot 10^{-8}(2)$	7,2
Сероводородная	H_2S	$6,00 \cdot 10^{-8}(1)$	7,2
		$1,00 \cdot 10^{-14}(2)$	14
Сурьмяная (орто)	H_3SbO_4	$4,00 \cdot 10^{-5}$	4,4
Сурьмянистая (мета)	$HSbO_2$	$1,00 \cdot 10^{-11}$	11
Теллуристая	H_2TeO_3	$3,00 \cdot 10^{-3}(1)$	2,5
		$2,00 \cdot 10^{-8}(2)$	7,7
Теллуровая	H_2TeO_4	$2,29 \cdot 10^{-8}(1)$	7,64
		$6,46 \cdot 10^{-12}(2)$	11,19
Теллуrowодородная	H_2Te	$1,00 \cdot 10^{-3}$	3,0
Тиосерная	$H_2S_2O_3$	$2,20 \cdot 10^{-1}(1)$	0,66
		$2,80 \cdot 10^{-2}(2)$	1,56
Угольная	H_2CO_3	$4,45 \cdot 10^{-7}(1)$	6,35
		$4,69 \cdot 10^{-11}(2)$	10,33
Фосфористая (орто)	H_3PO_3	$1,60 \cdot 10^{-3}(1)$	1,8
		$6,30 \cdot 10^{-7}(2)$	6,2
Фосфорная (орто)	H_3PO_4	$7,52 \cdot 10^{-3}(1)$	2,12
		$6,31 \cdot 10^{-8}(2)$	7,20
		$1,26 \cdot 10^{-12}(3)$	11,9
Фосфорная (пиро)	$H_4P_2O_7$	$1,40 \cdot 10^{-1}(1)$	0,85
		$1,10 \cdot 10^{-2}(2)$	1,95
		$2,10 \cdot 10^{-7}(3)$	6,68
Фтороводородная	HF	$6,61 \cdot 10^{-4}$	3,18

Кислота	Формула вещества	$K_{\text{дис}}$	$pK_{\text{дис}}$
Хлороводородная	HCl	$1 \cdot 10^7$	-7
Хлорноватистая	HClO	$5,01 \cdot 10^{-8}$	7,3
Хромовая	H_2CrO_4	$1 \cdot 10$ (1)	-1
		$3,16 \cdot 10^{-7}$	6,5
Циановодородная	HCN	$7,90 \cdot 10^{-10}$	9,1
<i>Основания</i>			
Алюминия гидроксид	$Al(OH)_3$	$1,38 \cdot 10^{-9}$	8,86
Аммиака гидрат	$NH_3 \cdot H_2O$	$6,3 \cdot 10^{-5}$	4,20
Бария гидроксид	$Ba(OH)_2$	$2,3 \cdot 10^{-1}$	0,64
Ванадия (III) гидроксид	$V(OH)_3$	$8,3 \cdot 10^{-12}$	11,08
Галлия (III) гидроксид	$Ga(OH)_3$	$1,6 \cdot 10^{-11}$	10,8
		$4 \cdot 10^{-12}$	11,4
Гидразина гидрат	$N_2H_4H_2O$	$1,2 \cdot 10^{-6}$	5,9
Гидроксиламина гидрат	$NH_2OH \cdot H_2O$	$9,33 \cdot 10^{-9}$	8,03
Железа (II) гидроксид	$Fe(OH)_2$	$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
Железа (III) гидроксид	$Fe(OH)_3$	$1,82 \cdot 10^{-11}$	10,74
		$1,35 \cdot 10^{-12}$	11,87
Кадмия (II) гидроксид	$Cd(OH)_2$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	2,30
Кальция гидроксид	$Ca(OH)_2$	$4,3 \cdot 10^{-2}$	1,37
Кобальта (II) гидроксид	$Co(OH)_2$	$4 \cdot 10^{-5}$	4,4
Лантана (III) гидроксид	$La(OH)_3$	$5,0 \cdot 10^{-4}$	3,30
Лития гидроксид	LiOH	$6,75 \cdot 10^{-1}$	0,17
Магния гидроксид	$Mg(OH)_2$	$2,5 \cdot 10^{-3}$	2,60
Марганца (II) гидроксид	$Mn(OH)_2$	$5,0 \cdot 10^{-4}$	3,30
Меди (II) гидроксид	$Cu(OH)_2$	$3,4 \cdot 10^{-7}$	6,47
Натрия гидроксид	NaOH	5,9	-0,77
Никеля (II) гидроксид	$Ni(OH)_2$	$2,5 \cdot 10^{-5}$	4,60
Ртуты (II) гидроксид	$Hg(OH)_2$	$4,0 \cdot 10^{-12}$	11,40
		$5,0 \cdot 10^{-11}$	10,30
Свинца (II) гидроксид	$Pb(OH)_2$	$9,6 \cdot 10^{-4}$	3,02
Серебра (I) гидроксид	AgOH	$1,1 \cdot 10^{-4}$	3,96
Скандия (III) гидроксид	$Sc(OH)_3$	$7,6 \cdot 10^{-10}$	9,12
Стронция гидроксид	$Sr(OH)_2$	$1,50 \cdot 10^{-1}$	0,82
Талия (I) гидроксид	TlOH	$>10^1$	<1
Хрома (III) гидроксид	$Cr(OH)_3$	$1,02 \cdot 10^{-10}$	9,99
Цинка гидроксид	$Zn(OH)_2$	$4 \cdot 10^{-5}$	4,4

Растворимость солей, кислот и оснований в воде

Ионы	CH ₃ COO ⁻	CN ⁻	CO ₃ ²⁻	Cl ⁻	F ⁻	NO ₃ ⁻	OH ⁻	PO ₄ ³⁻	S ²⁻	SO ₄ ²⁻
Ag ⁺	м	н	н	н	р	р	-	н	н	м
Al ³⁺	+	-	-	р	м	р	н	н	*	р
Ba ²⁺	р	+	н	р	м	р	р	н	р	н
Be ²⁺	+	-	*	р	р	р	н	н	*	р
Ca ²⁺	р	р	н	р	н	р	м	н	р	м
Cd ²⁺	р	м	*	р	р	р	н	н	н	р
Co ²⁺	р	н	н	р	р	р	р	н	н	р
Cr ³⁺	*	н	-	р	м	р	н	н	*	р
Cs ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Cu ²⁺	р	н	н	р	р	р	н	н	н	р
Fe ²⁺	р	н	н	р	м	р	н	н	н	р
Fe ³⁺	-	н	-	р	н	р	н	н	*	р
H ⁺	∞	∞	м	р	р	∞	∞	р	м	∞
Hg ²⁺	р	р	-	р	*	+	-	н	н	+
K ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Li ⁺	р	р	р	р	н	р	р	м	р	р
Mg ²⁺	р	н	м	р	м	р	н	н	н	р
Mn ²⁺	р	н	н	р	р	р	н	н	н	р
NH ₄ ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	*	р
Na ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Ni ²⁺	р	н	н	р	р	р	н	н	н	р
Pb ²⁺	р	н	н	м	м	р	н	н	н	н
Zn ²⁺	р	н	н	р	м	р	н	н	н	р

**Значения произведения растворимости малорастворимых
электролитов в воде (при 298 К)**

Соединение	ПР	Соединение	ПР
Ag ₃ AsO ₃	1·10 ⁻¹⁷	K ₂ PdCl ₆ (2K ⁺ , PdCl ₆ ²⁻)	6.0·10 ⁻⁶
Ag ₃ AsO ₄	1·10 ⁻²²	K ₂ PtCl ₄ (2K ⁺ , PtCl ₄ ²⁻)	8·10 ⁻³
AgBO ₂	4·10 ⁻³	K ₂ PtCl ₆ (2K ⁺ , PtCl ₆ ²⁻)	1.1·10 ⁻⁵
AgBr	5.3·10 ⁻¹³	KReO ₄	2.9·10 ⁻⁵
AgBrO ₃	5.5·10 ⁻⁵	K ₂ SiF ₆	1.9·10 ⁻³
AgC ₂ H ₃ O ₂	4·10 ⁻³	K ₂ TiF ₆ (2K ⁺ , TiF ₆ ²⁻)	8.7·10 ⁻⁷
AgCN	1.4·10 ⁻¹⁶	K ₂ ZrF ₆ (2K ⁺ , ZrF ₆ ²⁻)	5·10 ⁻⁴
Ag ₂ CO ₃	1.2·10 ⁻¹²	La(BrO ₃) ₃	3·10 ⁻³
Ag ₂ C ₂ O ₄	3.5·10 ⁻¹¹	La ₂ (CO ₃) ₃	4·10 ⁻³⁴
AgCl	1.78·10 ⁻¹⁰	La ₂ (C ₂ O ₄) ₃	1·10 ⁻²⁵
AgClO ₂	2·10 ⁻⁴	La(IO ₃) ₃	6.2·10 ⁻¹²
AgClO ₃	5.0·10 ⁻²	La(OH) ₃	6.5·10 ⁻²⁰
Ag ₂ CrO ₄	1.1·10 ⁻¹²	La ₂ S ₃	2.0·10 ⁻¹³
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	1·10 ⁻¹⁰	La ₂ (SO ₄) ₃	3·10 ⁻⁵
AgI	8.3·10 ⁻¹⁷	Li ₂ CO ₃	4.0·10 ⁻³
AgIO ₃	3.0·10 ⁻⁸	LiF	1.7·10 ⁻³
AgMnO ₄	1.6·10 ⁻³	LiOH	4·10 ⁻²
Ag ₂ MoO ₄	2.8·10 ⁻¹²	Li ₃ PO ₄	3.2·10 ⁻⁹
AgN ₃	2.9·10 ⁻⁹	Mg ₃ (AsO ₄) ₂	2.1·10 ⁻²⁰
AgNO ₂	6.0·10 ⁻⁴	MgCO ₃	2.1·10 ⁻⁵
Ag ₂ O	1.6·10 ⁻⁸	MgC ₂ O ₄	8.5·10 ⁻⁵
Ag ₃ PO ₄	1.3·10 ⁻²⁰	MgF ₂	6.5·10 ⁻⁹
Ag ₂ S	2.0·10 ⁻⁵⁰	Mg(IO ₃) ₂	3·10 ⁻³
AgSCN	1.1·10 ⁻¹²	Mg(OH) ₂	6.0·10 ⁻¹⁰
Ag ₂ SO ₃	1.5·10 ⁻¹⁴	Mg ₃ (PO ₄) ₂	1·10 ⁻¹³
Ag ₂ SO ₄	1.6·10 ⁻⁵	MgSO ₃	3·10 ⁻³
Ag ₂ SeO ₃	9.8·10 ⁻¹⁶	MgSeO ₃	4.4·10 ⁻⁶
Ag ₂ SeO ₄	5.6·10 ⁻⁸	Mn ₃ (AsO ₄) ₂	1.9·10 ⁻²⁹
AgVO ₃	5·10 ⁻⁷	MnCO ₃	1.8·10 ⁻¹¹
Ag ₂ WO ₄	5.5·10 ⁻¹²	MnC ₂ O ₄	5·10 ⁻⁶
AlAsO ₄	1.6·10 ⁻¹⁶	Mn(OH) ₂ (Mn ²⁺ , 2OH ⁻)	1.9·10 ⁻¹³
Al(OH) ₃	1·10 ⁻³²	Mn(OH) ₂ (MnOH ⁺ , OH ⁻)	1.5·10 ⁻⁹
AlPO ₄	5.75·10 ⁻¹⁹	Mn(OH) ₂ (H ⁺ , HMnO ₂ ⁻)	1·10 ⁻¹⁹
AuBr	5.0·10 ⁻¹⁷	Mn(OH) ₃	1·10 ⁻³⁶
AuBr ₃	4.0·10 ⁻³⁶	Mn(OH) ₄	1·10 ⁻⁵⁶
AuCl	2.0·10 ⁻¹³	MnS	2.5·10 ⁻¹⁰

Соединение	ПР	Соединение	ПР
AuCl ₃	$3.2 \cdot 10^{-25}$	MnSeO ₃	$5.4 \cdot 10^{-8}$
AuOH	$7.9 \cdot 10^{-20}$	Mo(OH) ₄	$1 \cdot 10^{-50}$
Au(OH) ₃	$5.5 \cdot 10^{-46}$	(NH ₄) ₂ PtCl ₆	$9 \cdot 10^{-6}$
AuI	$1.6 \cdot 10^{-23}$	Na ₃ AlF ₆	$4.1 \cdot 10^{-10}$
AuI ₃	$1 \cdot 10^{-46}$	Na ₂ BeF ₄	$7 \cdot 10^{-3}$
Ba(BrO ₃) ₂	$5.5 \cdot 10^{-6}$	NaIO ₄	$3 \cdot 10^{-3}$
BaCO ₃	$4.0 \cdot 10^{-10}$	Na ₂ SiF ₆	$2.8 \cdot 10^{-4}$
BaC ₂ O ₄	$1.1 \cdot 10^{-7}$	Ni ₃ (AsO ₄) ₂	$3.1 \cdot 10^{-26}$
BaCrO ₄	$1.2 \cdot 10^{-10}$	Ni(BO ₂) ₂	$2 \cdot 10^{-9}$
BaF ₂	$1.1 \cdot 10^{-6}$	Ni(CN) ₂	$3 \cdot 10^{-23}$
Ba(IO ₃) ₂	$1.5 \cdot 10^{-9}$	NiCO ₃	$1.3 \cdot 10^{-7}$
BaMnO ₄	$2.5 \cdot 10^{-10}$	NiC ₂ O ₄	$4 \cdot 10^{-10}$
BaMoO ₄	$4 \cdot 10^{-8}$	Ni(ClO ₃) ₂	$1 \cdot 10^{-4}$
Ba(OH) ₂	$5.0 \cdot 10^{-3}$	Ni ₂ Fe(CN) ₆	$1.3 \cdot 10^{-15}$
Ba ₃ (PO ₄) ₂	$6 \cdot 10^{-39}$	Ni(IO ₃) ₂	$1.4 \cdot 10^{-8}$
Ba ₂ P ₂ O ₇	$3 \cdot 10^{-11}$	Ni(NH ₃) ₆ (BF ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-6}$
BaPt(CN) ₄	$4 \cdot 10^{-3}$	Ni(NH ₃) ₆ (ReO ₄) ₂	$5.1 \cdot 10^{-4}$
Ba(ReO ₄) ₂	$5.25 \cdot 10^{-2}$	Ni(OH) ₂ (свежеос.)	$2.0 \cdot 10^{-15}$
BaSO ₃	$8 \cdot 10^{-7}$	Ni(OH) ₂ (после старения)	$6.3 \cdot 10^{-18}$
BaSO ₄	$1.1 \cdot 10^{-10}$	Ni ₂ P ₂ O ₇	$1.7 \cdot 10^{-13}$
BaS ₂ O ₃	$1.6 \cdot 10^{-5}$	NiS α	$3.2 \cdot 10^{-19}$
BaSeO ₄	$5 \cdot 10^{-8}$	NiS β	$1 \cdot 10^{-24}$
Be(OH) ₂ (Be ²⁺ , 2OH ⁻)	$6.3 \cdot 10^{-22}$	NiS γ	$2.0 \cdot 10^{-26}$
Be(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-14}$	NiSeO ₃	$1.0 \cdot 10^{-5}$
BiAsO ₄	$2.8 \cdot 10^{-10}$	NpO ₂ (NpO ₂ ²⁺ , 2OH ⁻)	$2.5 \cdot 10^{-22}$
Bi ₂ (C ₂ O ₄) ₂	$4 \cdot 10^{-36}$	Pb ₃ (AsO ₄) ₂	$4.1 \cdot 10^{-36}$
BiI ₃	$8.1 \cdot 10^{-19}$	Pb(BO ₂) ₂	$1.7 \cdot 10^{-11}$
BiOCl	$7 \cdot 10^{-9}$	PbBr ₂	$9.1 \cdot 10^{-6}$
BiOOH	$4 \cdot 10^{-10}$	Pb(BrO ₃) ₂	$8.0 \cdot 10^{-6}$
BiPO ₄	$1.3 \cdot 10^{-23}$	PbCO ₃	$7.5 \cdot 10^{-14}$
Bi ₂ S ₃	$1 \cdot 10^{-97}$	PbC ₂ O ₄	$4.8 \cdot 10^{-10}$
Ca ₃ (AsO ₄) ₂	$6.8 \cdot 10^{-19}$	PbCl ₂	$1.6 \cdot 10^{-5}$
CaC ₄ H ₄ O ₆	$7.7 \cdot 10^{-7}$	PbClF	$2.8 \cdot 10^{-9}$
CaCO ₃	$3.8 \cdot 10^{-9}$	PbCrO ₄	$1.8 \cdot 10^{-14}$
CaC ₂ O ₄	$2.3 \cdot 10^{-9}$	PbF ₂	$2.7 \cdot 10^{-8}$
CaCrO ₄	$7.1 \cdot 10^{-4}$	Pb ₂ Fe(CN) ₆	$9.55 \cdot 10^{-19}$
CaF ₂	$4.0 \cdot 10^{-11}$	PbI ₂	$1.1 \cdot 10^{-9}$
CaHPO ₄	$2.7 \cdot 10^{-7}$	Pb(IO ₃) ₂	$2.6 \cdot 10^{-13}$
Ca(HPO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-3}$	PbMoO ₄	$4.0 \cdot 10^{-6}$

Продолжение табл. 11

Соединение	ПР	Соединение	ПР
$\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$	$7.0 \cdot 10^{-7}$	$\text{Pb}(\text{N}_3)_2$	$2.6 \cdot 10^{-9}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{Ca}^{2+}, 2\text{OH}^-)$	$5.5 \cdot 10^{-6}$	$\text{PbO}_2 (\text{Pb}^{4+}, 4\text{OH}^-)$	$3.0 \cdot 10^{-66}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{CaOH}^+, \text{OH}^-)$	$1.4 \cdot 10^{-4}$	$\text{Pb}_2\text{O}_4 (2\text{Pb}^{2+}, \text{PbO}_4^{4-})$	$5.3 \cdot 10^{-51}$
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$2.0 \cdot 10^{-29}$	$\text{Pb}(\text{OH})_2 (\text{Pb}^{2+}, 2\text{OH}^-)$ (красный)	$5 \cdot 10^{-16}$
$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$	$1.6 \cdot 10^{-58}$	$\text{Pb}(\text{OH})_2 (\text{Pb}^{2+}, 2\text{OH}^-)$ (желтый)	$7.9 \cdot 10^{-16}$
CaSO_3	$3.2 \cdot 10^{-7}$	$\text{PbO}_2 (\text{PbOH}^+, \text{OH}^-)$	$6.3 \cdot 10^{-9}$
CaSO_4	$2.5 \cdot 10^{-5}$	$\text{PbO}_2 (\text{H}^+, \text{HPbO}_2^-)$	$3.2 \cdot 10^{-16}$
CaSeO_3	$4.7 \cdot 10^{-6}$	PbOHBr	$2 \cdot 10^{-15}$
CaSiF_6	$8.1 \cdot 10^{-4}$	$\text{Pb}_2(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$	$3.5 \cdot 10^{-46}$
CaWO_4	$9.0 \cdot 10^{-9}$	PbOHCl	$2 \cdot 10^{-14}$
$\text{Cd}_3(\text{AsO}_4)_2$	$2.2 \cdot 10^{-33}$	$\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$	$7.9 \cdot 10^{-43}$
$\text{Cd}(\text{BO}_2)_2$	$2.3 \cdot 10^{-9}$	$\text{Pb}_5(\text{PO}_4)_3\text{Cl}$	$7.5 \cdot 10^{-80}$
$\text{Cd}(\text{CN})_2$	$1.0 \cdot 10^{-8}$	PbPO_3F	$1 \cdot 10^{-7}$
CdCO_3	$1.0 \cdot 10^{-12}$	PbS	$2.5 \cdot 10^{-27}$
CdC_2O_4	$1.5 \cdot 10^{-8}$	$\text{Pb}(\text{SCN})_2$	$2.0 \cdot 10^{-5}$
$\text{Cd}(\text{OH})_2$ (свежеос.)	$2.2 \cdot 10^{-14}$	PbSO_4	$1.6 \cdot 10^{-8}$
$\text{Cd}(\text{OH})_2$ (после старения)	$5.9 \cdot 10^{-15}$	PbS_2O_3	$4.0 \cdot 10^{-7}$
CdS	$1.6 \cdot 10^{-28}$	PbSe	$1 \cdot 10^{-38}$
CdSeO_3	$5.0 \cdot 10^{-9}$	PbSeO_3	$3 \cdot 10^{-12}$
CdWO_4	$2 \cdot 10^{-6}$	PbSeO_4	$1.45 \cdot 10^{-7}$
$\text{Ce}_2(\text{C}_2\text{O}_4)_3$	$2.5 \cdot 10^{-29}$	PbWO_4	$4.5 \cdot 10^{-7}$
$\text{Ce}(\text{IO}_3)_3$	$3.2 \cdot 10^{-10}$	$\text{Pd}(\text{OH})_2$	$1 \cdot 10^{-31}$
$\text{Ce}(\text{IO}_3)_4$	$5 \cdot 10^{-17}$	$\text{Pd}(\text{OH})_4$	$6.5 \cdot 10^{-71}$
$\text{Ce}(\text{OH})_3$	$4 \cdot 10^{-25}$	PoS	$5 \cdot 10^{-29}$
$\text{CeO}_2 (\text{CeO}^{2+}, 2\text{OH}^-)$	$1 \cdot 10^{-24}$	$\text{Po}(\text{SO}_4)_2$	$2.6 \cdot 10^{-7}$
$\text{CeO}_2 (\text{Ce}^{4+}, 4\text{OH}^-)$	$1.6 \cdot 10^{-55}$	PtBr_4	$3 \cdot 10^{-41}$
$\text{Ce}_2(\text{SeO}_3)_3$	$3.75 \cdot 10^{-25}$	PtCl_4	$8.0 \cdot 10^{-29}$
$\text{Co}_3(\text{AsO}_4)_2$	$7.6 \cdot 10^{-29}$	$\text{PtO}_2 (\text{Pt}^{4+}, 4\text{OH}^-)$	$1.6 \cdot 10^{-72}$
$\text{Co}(\text{BO}_2)_2$	$3.2 \cdot 10^{-9}$	$\text{Pt}(\text{OH})_2$	$1 \cdot 10^{-35}$
CoCO_3	$1.05 \cdot 10^{-10}$	PtS	$8 \cdot 10^{-73}$
CoC_2O_4	$6.3 \cdot 10^{-8}$	$\text{Pu}(\text{IO}_3)_4$	$5 \cdot 10^{-13}$
$\text{Co}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$	$4.8 \cdot 10^{-38}$	PuO_2CO_3	$1.7 \cdot 10^{-13}$
$\text{Co}(\text{IO}_3)_2$	$1.0 \cdot 10^{-4}$	$\text{Pu}(\text{OH})_3$	$2 \cdot 10^{-20}$
$\text{Co}(\text{OH})_2$	$6.3 \cdot 10^{-15}$	$\text{Pu}(\text{OH})_4$	$1 \cdot 10^{-52}$
$\text{Co}(\text{OH})_3$	$4 \cdot 10^{-45}$	$\text{PuO}_2\text{OH} (\text{PuO}_2^+, \text{OH}^-)$	$5 \cdot 10^{-10}$
$\text{CoS } \alpha$	$4.0 \cdot 10^{-21}$	$\text{PuO}_2(\text{OH})_2 (\text{PuO}_2^{2+}, 2\text{OH}^-)$	$3.2 \cdot 10^{-21}$
$\text{CoS } \beta$	$2.0 \cdot 10^{-25}$	$\text{Ra}(\text{IO}_3)_2$	$8.8 \cdot 10^{-10}$

Продолжение табл. 11

Соединение	ПР	Соединение	ПР
CoSeO ₃	$1.6 \cdot 10^{-7}$	Ra(NO ₃) ₂	$6.2 \cdot 10^{-3}$
CrAsO ₄	$7.8 \cdot 10^{-21}$	RaSO ₄	$4.3 \cdot 10^{-11}$
Cr(OH) ₂	$1.0 \cdot 10^{-17}$	RbBF ₄	$1 \cdot 10^{-3}$
Cr(OH) ₃ (Cr ³⁺ , 3OH ⁻)	$6.3 \cdot 10^{-31}$	RbBH ₄	$2.5 \cdot 10^{-4}$
Cr(OH) ₃ (CrOH ²⁺ , 2OH ⁻)	$7.9 \cdot 10^{-21}$	RbBrO ₃	$2 \cdot 10^{-2}$
Cr(OH) ₃ (H ⁺ , H ₂ CrO ₃ ⁻)	$4.0 \cdot 10^{-15}$	RbClO ₄	$2.5 \cdot 10^{-3}$
CrPO ₄	$2.4 \cdot 10^{-23}$	Rb ₃ Co(NO ₂) ₆	$1.48 \cdot 10^{-15}$
CsAuCl ₄	$1 \cdot 10^{-3}$	RbIO ₄	$5.5 \cdot 10^{-4}$
CsBH ₄ (Cs ⁺ , BH ₄ ⁻)	$2.5 \cdot 10^{-7}$	RbMnO ₄	$2.9 \cdot 10^{-3}$
CsBrO ₃	$2 \cdot 10^{-2}$	Rb ₂ PtCl ₆ (2Rb ⁺ , PtCl ₆ ²⁻)	$9 \cdot 10^{-8}$
CsClO ₃	$4 \cdot 10^{-2}$	Rb ₂ PtF ₆ (2Rb ⁺ , PtF ₆ ²⁻)	$7.6 \cdot 10^{-7}$
CsClO ₄	$4 \cdot 10^{-3}$	RbReO ₄	$9.6 \cdot 10^{-4}$
CsIO ₃	$1.0 \cdot 10^{-2}$	Rb ₂ SiF ₆	$5 \cdot 10^{-7}$
CsIO ₄	$4.4 \cdot 10^{-3}$	Rb ₂ TiF ₆	$5.5 \cdot 10^{-5}$
CsMnO ₄	$9.1 \cdot 10^{-5}$	Rh ₂ O ₃ (Rh ³⁺ , 3OH ⁻)	$2 \cdot 10^{-48}$
Cs ₂ PtCl ₆	$3 \cdot 10^{-8}$	Ru ₂ O ₃ (Ru ³⁺ , 3OH ⁻)	$1 \cdot 10^{-38}$
Cs ₂ PtF ₆	$2.4 \cdot 10^{-6}$	Ru(OH) ₄	$1 \cdot 10^{-49}$
CsReO ₄	$4.0 \cdot 10^{-4}$	Sb ₂ O ₃ (Sb ³⁺ , 3OH ⁻)	$4 \cdot 10^{-42}$
Cs ₂ SiF ₆	$1.3 \cdot 10^{-5}$	Sb ₂ O ₃ (SbO ⁺ , OH ⁻)	$7.9 \cdot 10^{-18}$
Cu ₃ (AsO ₄) ₂	$7.6 \cdot 10^{-36}$	Sb ₂ O ₃ (H ⁺ , H ₂ SbO ₃ ⁻)	$1.3 \cdot 10^{-12}$
CuBr	$5.25 \cdot 10^{-9}$	Sc(OH) ₃	$2 \cdot 10^{-30}$
CuCN	$3.2 \cdot 10^{-20}$	SnI ₂	$8.3 \cdot 10^{-6}$
CuCO ₃	$2.5 \cdot 10^{-10}$	Sn(OH) ₂ (Sn ²⁺ , 2OH ⁻)	$6.3 \cdot 10^{-27}$
CuC ₂ O ₄	$3 \cdot 10^{-8}$	Sn(OH) ₂ (SnOH ⁺ , OH ⁻)	$4.6 \cdot 10^{-15}$
CuCl	$1.2 \cdot 10^{-6}$	Sn(OH) ₂ (H ⁺ , HSnO ₂ ⁻)	$1.3 \cdot 10^{-15}$
CuCrO ₄	$3.6 \cdot 10^{-6}$	Sn(OH) ₄	$1 \cdot 10^{-57}$
CuI	$1.1 \cdot 10^{-12}$	SnS	$2.5 \cdot 10^{-27}$
Cu(IO ₃) ₂	$7.4 \cdot 10^{-8}$	Sr ₃ (AsO ₄) ₂	$1.3 \cdot 10^{-18}$
CuN ₃	$5.0 \cdot 10^{-9}$	SrCO ₃	$1.1 \cdot 10^{-10}$
Cu ₂ O (2Cu ⁺ , 2OH ⁻)	$1 \cdot 10^{-14}$	SrC ₂ O ₄	$1.6 \cdot 10^{-7}$
Cu(OH) ₂ (Cu ²⁺ , 2OH ⁻)	$2.2 \cdot 10^{-20}$	SrCrO ₄	$3.6 \cdot 10^5$
Cu(OH) ₂ (CuOH ⁺ , OH ⁻)	$2.2 \cdot 10^{-13}$	SrF ₂	$2.5 \cdot 10^{-9}$
Cu(OH) ₂ (H ⁺ , HCuO ₂ ⁻)	$1 \cdot 10^{-19}$	Sr(IO ₃) ₂	$3.3 \cdot 10^{-7}$
Cu ₂ (OH) ₂ CO ₃ (малахит)	$1.7 \cdot 10^{-34}$	SrMoO ₄	$2 \cdot 10^{-7}$
Cu ₂ (OH) ₂ CO ₃ (азурит)	$1.1 \cdot 10^{-46}$	Sr(OH) ₂	$3.2 \cdot 10^{-4}$
Cu ₂ P ₂ O ₇	$8.3 \cdot 10^{-16}$	Sr ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-31}$
CuS	$6.3 \cdot 10^{-36}$	SrPO ₃ F	$3 \cdot 10^{-3}$
Cu ₂ S	$2.5 \cdot 10^{-48}$	SrSO ₃	$4 \cdot 10^{-8}$
CuSCN	$4.8 \cdot 10^{-15}$	SrSO ₄	$3.2 \cdot 10^{-7}$

Продолжение табл. 11

Соединение	ПР	Соединение	ПР
CuSe	$1 \cdot 10^{-49}$	Ti(OH) ₄ (Ti ⁴⁺ , 4OH ⁻)	$8 \cdot 10^{-54}$
CuSeO ₃	$1.7 \cdot 10^{-8}$	Ti(OH) ₄ (TiO ²⁺ , 2OH ⁻)	$1 \cdot 10^{-29}$
CuWO ₄	$1 \cdot 10^{-5}$	TlBr	$3.9 \cdot 10^{-6}$
FeAsO ₄	$5.8 \cdot 10^{-21}$	TlBrO ₃	$1.7 \cdot 10^{-4}$
FeCO ₃	$3.5 \cdot 10^{-11}$	Tl ₂ CO ₃	$4 \cdot 10^{-3}$
FeC ₂ O ₄	$2 \cdot 10^{-7}$	Tl ₂ C ₂ O ₄	$2 \cdot 10^{-4}$
Fe ₄ [Fe(CN) ₆] ₃	$3.0 \cdot 10^{-41}$	TlCl	$1.7 \cdot 10^{-4}$
Fe(OH) ₂ (Fe ²⁺ , 2OH ⁻)	$8 \cdot 10^{-16}$	TlClO ₄	$4 \cdot 10^{-2}$
Fe(OH) ₂ (FeOH ⁺ , OH ⁻)	$3 \cdot 10^{-10}$	Tl ₂ CrO ₄	$9.8 \cdot 10^{-13}$
Fe(OH) ₂ (H ⁺ , HFeO ₂ ⁻)	$8 \cdot 10^{-20}$	Tl ₄ Fe(CN) ₆	$5 \cdot 10^{-10}$
Fe(OH) ₃ (свежеосажденная)	$6.3 \cdot 10^{-38}$	TlI	$5.75 \cdot 10^{-8}$
Fe(OH) ₃ (после старения)	$6.3 \cdot 10^{-39}$	TlIO ₃	$3.1 \cdot 10^{-6}$
FePO ₄	$1.3 \cdot 10^{-22}$	TlN ₃	$2.2 \cdot 10^{-4}$
FeS	$5 \cdot 10^{-18}$	Tl(OH) ₃	$6.3 \cdot 10^{-46}$
FeS ₂ (Fe ²⁺ , S ₂ ²⁺)	$6.3 \cdot 10^{-31}$	Tl ₃ PO ₄	$6.7 \cdot 10^{-8}$
FeSe	$1 \cdot 10^{-26}$	Tl ₂ PtCl ₆	$4 \cdot 10^{-12}$
Fe ₂ (SeO ₃) ₃	$2 \cdot 10^{-31}$	Tl ₂ S	$5.0 \cdot 10^{-21}$
Ga(OH) ₃ (Ga ³⁺ , 3OH ⁻)	$1.6 \cdot 10^{-37}$	TlSCN	$1.7 \cdot 10^{-4}$
Ga(OH) ₃ (H ⁺ , H ₂ GaO ₃ ⁻)	$2.5 \cdot 10^{-11}$	Tl ₂ SO ₃	$6.3 \cdot 10^{-4}$
GeO ₂	$1 \cdot 10^{-57}$	Tl ₂ SO ₄	$4 \cdot 10^{-3}$
GeS	$3 \cdot 10^{-35}$	Tl ₂ S ₂ O ₃	$2.0 \cdot 10^{-7}$
Hg ₂ Br ₂	$5.8 \cdot 10^{-23}$	UO ₂ CO ₃	$1.9 \cdot 10^{-12}$
Hg ₂ CO ₃	$8.9 \cdot 10^{-17}$	UO ₂ C ₂ O ₄	$2 \cdot 10^{-4}$
Hg ₂ C ₂ O ₄	$1 \cdot 10^{-13}$	U(OH) ₃	$1 \cdot 10^{-19}$
Hg ₂ Cl ₂	$1.3 \cdot 10^{-18}$	U(OH) ₄	$1 \cdot 10^{-45}$
Hg ₂ CrO ₄	$5.0 \cdot 10^{-9}$	UO ₂ (OH) ₂ (UO ₂ ²⁺ , 2OH ⁻)	$1 \cdot 10^{-22}$
Hg ₂ I ₂	$4.5 \cdot 10^{-29}$	VO(OH) ₂	$7.4 \cdot 10^{-23}$
Hg ₂ (IO ₃) ₂	$2.45 \cdot 10^{-14}$	V ₂ O ₅	$1.6 \cdot 10^{-15}$
Hg ₂ HPO ₄	$4.0 \cdot 10^{-13}$	(VO ₃)(PO ₄) ₂	$8 \cdot 10^{-25}$
Hg ₂ O	$1.6 \cdot 10^{-23}$	W(OH) ₄	$1 \cdot 10^{-50}$
HgO	$3.0 \cdot 10^{-26}$	Y(OH) ₃	$3.2 \cdot 10^{-25}$
HgS	$1.6 \cdot 10^{-52}$	Zn ₃ (AsO ₄) ₃	$1.3 \cdot 10^{-27}$
Hg ₂ S	$1 \cdot 10^{-47}$	Zn(CN) ₂	$2.6 \cdot 10^{-13}$
Hg ₂ (SCN) ₂	$3.0 \cdot 10^{-20}$	ZnCO ₃	$1.45 \cdot 10^{-11}$

Окончание табл. 11

Соединение	ПР	Соединение	ПР
Hg ₂ SO ₃	$1 \cdot 10^{-27}$	ZnC ₂ O ₄	$2.75 \cdot 10^{-8}$
Hg ₂ SO ₄	$6.8 \cdot 10^{-7}$	Zn ₂ Fe(CN) ₆	$2.1 \cdot 10^{-16}$
HgSe	$1 \cdot 10^{-59}$	Zn(IO ₃) ₂	$2.0 \cdot 10^{-8}$
Hg ₂ SeO ₃	$6.3 \cdot 10^{-15}$	Zn(OH) ₂ (Zn ²⁺ , 2OH ⁻)	$1.2 \cdot 10^{-17}$
Hg ₂ WO ₄	$1.1 \cdot 10^{-17}$	Zn(OH) ₂ (ZnOH ⁺ , OH ⁻)	$3.0 \cdot 10^{-13}$
In(OH) ₃	$5 \cdot 10^{-34}$	Zn ₃ (PO ₄) ₂	$9.1 \cdot 10^{-33}$
In ₂ S ₃	$5.75 \cdot 10^{-74}$	ZnS α (сфалерит)	$1.6 \cdot 10^{-24}$
IrO ₂	$1.6 \cdot 10^{-72}$	ZnS β (вюрцит)	$2.5 \cdot 10^{-22}$
Ir ₂ O ₃	$2 \cdot 10^{-48}$	ZnSe	$1 \cdot 10^{-31}$
IrS ₂	$1 \cdot 10^{-75}$	ZnSeO ₃	$1.9 \cdot 10^{-8}$
KClO ₄	$1.1 \cdot 10^{-2}$	Zr(OH) ₄ (Zr ⁴⁺ , 4OH ⁻)	$1 \cdot 10^{-52}$
KIO ₄	$8.3 \cdot 10^{-4}$	Zr(OH) ₄ (Zr(OH) ₂ ²⁺ , 2OH ⁻)	$3.2 \cdot 10^{-26}$
K ₂ PdCl ₄ (2K ⁺ , PdCl ₄ ²⁻)	$1.6 \cdot 10^{-5}$	Zr ₃ (PO ₄) ₄	$1 \cdot 10^{-132}$

**Стандартные электродные потенциалы некоторых веществ
при температуре 298 К (восстановленная форма Red,
окисленная форма Ox)**

№	Электродная реакция	E^0_{298}	Red	Ox
1	$H_2 \rightarrow 2 H^+ + 2 e^-$	0,00	H_2	H^+
2	$H^- \rightarrow 1/2 H_2 + e^-$	-2,23	H^-	H_2
3	$H_2 + 2 OH^- \rightarrow 2 H_2O + 2 e^-$	-0,83	H_2	H_2O
4	$2 H_2O = O_2 + 4 H^+ + 4 e^-$	1,23	H_2O	O_2
5	$2 H_2O = H_2O_2 + 2 H^+ + 2 e^-$	1,78	H_2O	H_2O_2
6	$HO_2^- + OH^- \rightarrow O_2 + H_2O + 2 e^-$	-0,08	$HO_2^- (H_2O_2)$	O_2
7	$H_2O_2 = O_2 + 2 H^+ + 2 e^-$	0,68	H_2O_2	O_2
8	$4 OH^- = O_2 + 2 H_2O + 4 e^-$	0,40	OH^-	O_2
9	$O_2 + 2 OH^- \rightarrow O_3 + H_2O + 2 e^-$	1,24	O_2	O_3
10	$O_2 + H_2O \rightarrow O_3 + 2 H^+ + 2 e^-$	2,07	O_2	O_3
11	$Li \rightarrow Li^+ + e^-$	-3,02	Li	Li^+
12	$2 Be + 6 OH^- \rightarrow Be_2O_3^{2-} + 3 H_2O + 4 e^-$	-2,29	Be	$Be_2O_3^{2-}$
13	$Be \rightarrow Be^{2+} + 2 e^-$	-1,70	Be	Be^{2+}
14	$B + 3 H_2O \rightarrow H_3BO_3 + 3 H^+ + 3 e^-$	-0,73	B	H_3BO_3
15	$CH_3OH + 2 OH^- \rightarrow HCHO + 2 H_2O + 2 e^-$	-0,59	CH_3OH	$HCHO$
16	$CH_4 + 2 OH^- \rightarrow CH_3OH + 2 H_2O + 2 e^-$	-0,25	CH_4	CH_3OH
17	$HCOOH \rightarrow CO_2 + 2 H^+ + 2 e^-$	-0,14	$HCOOH$	CO_2
18	$CH_3CHO + H_2O^- \rightarrow CH_3COOH + 2 H^+ + 2 e^-$	-0,13	CH_3CHO	CH_3COOH
19	$CH_4 + 2 OH^- \rightarrow CH_3OH + H_2O + 2 e^-$	-0,25	CH_4	CH_3OH
20	$H_2C_2O_4 \rightarrow 2 CO_2 + 2 H^+ + 2 e^-$	-0,96	$H_2C_2O_4$	CO_2
21	$CN^- + 2 OH^- \rightarrow CNO^- + H_2O + 2 e^-$	-0,49	CN^-	CNO^-
22	$1/2 C_2N_2 + H_2O \rightarrow HCNO + H^+ + e^-$	-0,27	C_2N_2	$HCNO$
23	$HCN \rightarrow 1/2 C_2N_2 + H^+ + e^-$	0,33	HCN	C_2N_2

№	Электродная реакция	E^0_{298}	Red	Ox
24	$2\text{CNS}^- \rightarrow (\text{CNS})_2 + 2\bar{e}$	0,77	CNS^-	$(\text{CNS})_2$
25	$2\text{NH}_3 = \text{N}_2 + 6\text{H}^+ + 6\bar{e}$	0,06	NH_3	N_2
26	$\text{NH}_2\text{OH} + 4\text{OH}^- \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e}$	-1,05	NH_2OH	N_2O
27	$\text{N}_2\text{O}_4 + 4\text{OH}^- \rightarrow 2\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e}$	-0,85	N_2O_4	2NO_3^-
28	$\text{NO} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + \bar{e}$	-0,49	NO	NO_2^-
29	$\text{NO}_2^- + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e}$	0,01	NO_2^-	NO_3^-
30	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\bar{e}$	0,94	HNO_2	NO_3^-
31	$2\text{NH}_4\text{OH} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{N}_2\text{H}_4 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e}$	0,1	NH_4OH	N_2H_4
32	$\text{N}_2\text{O} + 6\text{OH}^- \rightarrow 2\text{NO}_2^- + 3\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e}$	0,15	N_2O	NO_2^-
33	$\text{N}_2\text{O} + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e}$	0,76	N_2O	NO
34	$\text{N}_2\text{H}_4 + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{NH}_2\text{OH} + 2\bar{e}$	0,74	N_2H_4	NH_2OH
35	$\text{N}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e}$	1,29	N_2O	HNO_2
36	$\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + \bar{e}$	0,966	NO	NO_3^-
37	$\text{NO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \bar{e}$	0,99	NO	HNO_2
38	$2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e}$	1,03	NO	N_2O_4
39	$\text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e}$	0,92	NH_4^+	NO_3^-
40	$\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e}$	1,25	N_2	NO_3^-
41	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3\text{OH}^+ + 2\text{H}^+ + 2\bar{e}$	1,35	NH_4^+	NH_3OH^+
42	$\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NO} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e}$	1,59	N_2O	NO
43	$\text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e}$	~0,70	N_2O	NO_3^-
44	$\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\bar{e}$	0,80	NO_2	NO_3^-
45	$\text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e}$	1,77	N_2	N_2O
46	$\text{N}_2 + \text{NH}_4^+ \rightarrow \text{HN}_3 + 3\text{H}^+ + 2\bar{e}$	1,82	N_2	HN_3
47	$2\text{HNO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e}$	1,07	HNO_2	N_2O_4
48	$2\text{F}^- = \text{F}_2 + 2\bar{e}$	2,87	F^-	F_2

№	Электродная реакция	E^0_{298}	Red	Ox
49	$2 F^- + H_2O \rightarrow F_2O + 2H^+ + 4 e$	2,1	F^-	F_2O
50	$2HF \rightarrow F_2 + 2H^+ + 2 e$	2,85	HF	F_2
51	$Na \rightarrow Na^+ + e$	-2,71	Na	Na^+
52	$Mg + 2OH^- \rightarrow Mg(OH)_2 + 2e$	-2,67	Mg	$Mg(OH)_2$
53	$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2 e$	-2,34	Mg	Mg^{2+}
54	$Al + 4OH^- \rightarrow H_2AlO_3^- + H_2O + 3e$	-2,35	Al	$H_2AlO_3^-$
55	$Al \rightarrow Al^{3+} + 3 e$	-1,67	Al	Al^{3+}
56	$Si + 6OH^- \rightarrow SiO_3^{2-} + 3H_2O + 4e$	-1,73	Si	SiO_3^{2-}
57	$Si + H_2O \rightarrow SiO_2 + 4H^+ + 4e$	-0,84	Si	SiO_2
58	$P + 5OH^- \rightarrow HPO_3^{2-} + 2 H_2O + 3e$	-1,71	P	HPO_3^{2-}
59	$P + 2OH^- \rightarrow H_2PO_2^- + e$	-1,82	P	$H_2PO_2^-$
60	$P + 3H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3H^+ + 3e$	-0,49	P	H_3PO_3
61	$P + 2H_2O \rightarrow H_3PO_2 + H^+ + e$	-0,29	P	H_3PO_2
62	$H_2PO_2^- + 3OH^- \rightarrow HPO_3^{2-} + 2H_2O + 2e$	-1,65	$H_2PO_2^-$	HPO_3^{2-}
63	$HPO_3^{2-} + 3OH^- \rightarrow PO_4^{3-} + 2H_2O + 2e$	-1,05	HPO_3^{2-}	PO_4^{3-}
64	$H_3PO_2 + H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 2H^+ + 2e$	-0,59	H_3PO_2	H_3PO_3
65	$H_3PO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + 2H^+ + 2e$	-0,20	H_3PO_3	H_3PO_4
66	$PH_3 + 3 OH^- \rightarrow P + 3 H_2O + 3e$	-0,87	PH_3	P
67	$S + 4H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 8 H^+ + 6e$	0,36	S	SO_4^{2-}
68	$S + 6OH^- \rightarrow SO_3^{2-} + 3 H_2O + 4 e$	-0,90	S	SO_3^{2-}
69	$S + 3H_2O \rightarrow H_2SO_3 + 4 H^+ + 4e$	0,45	S	H_2SO_3
70	$H_2S \rightarrow S + 2H^+ + 2e$	0,17	H_2S	S
71	$S^{2-} \rightarrow S + 2e$	-0,51	S^{2-}	S
72	$H_2S + 4H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 10H^+ + 8e$	0,31	H_2S	SO_4^{2-}
73	$S^{2-} + 6 OH^- \rightarrow SO_3^{2-} + 3 H_2O + 6e$	-0,61	S^{2-}	SO_3^{2-}

№	Электродная реакция	E^0_{298}	Red	Ox
74	$S_2O_3^{2-} + 6OH^- \rightarrow 2SO_3^{2-} + 3H_2O + 4e$	-0,58	$S_2O_3^{2-}$	SO_3^{2-}
75	$S_2O_3^{2-} + 5OH^- \rightarrow 2SO_4^{2-} + 5H_2O + 8e$	-0,76	$S_2O_3^{2-}$	SO_4^{2-}
76	$SO_3^{2-} + 2OH^- \rightarrow SO_4^{2-} + H_2O + 2e$	-0,98	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}
77	$H_2SO_3 + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 4H^+ + 2\bar{e}$	0,20	H_2SO_3	SO_4^{2-}
78	$2 SO_4^{2-} \rightarrow S_2O_8^{2-} + 2e$	2,01	SO_4^{2-}	$S_2O_8^{2-}$
79	$2 Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e$	1,36	Cl^-	Cl_2
80	$ClO_3^- + 2OH^- \rightarrow ClO_4^- + H_2O + 2\bar{e}$	0,17	ClO_3^-	ClO_4^-
81	$Cl^- + 2OH^- \rightarrow ClO^- + H_2O + 2\bar{e}$	0,94	Cl^-	ClO^-
82	$Cl^- + 4OH^- \rightarrow ClO_2^- + 2H_2O + 4\bar{e}$	0,76	Cl^-	ClO_2^-
83	$Cl^- + 6OH^- \rightarrow ClO_3^- + 3H_2O + 6\bar{e}$	0,62	Cl^-	ClO_3^-
84	$ClO_2^- + 2OH^- \rightarrow ClO_3^- + H_2O + 2\bar{e}$	0,35	ClO_2^-	ClO_3^-
85	$ClO^- + 2OH^- \rightarrow ClO_2^- + H_2O + 2\bar{e}$	0,59	ClO^-	ClO_2^-
86	$ClO_3^- + H_2O \rightarrow ClO_4^- + 2H^+ + 2\bar{e}$	1,00	ClO_3^-	ClO_4^-
87	$ClO_2^- \rightarrow ClO_2 + \bar{e}$	1,15	ClO_2^-	ClO_2
88	$1/2 Cl_2 + 4 H_2O \rightarrow ClO_4^- + 8H^+ + 7\bar{e}$	1,34	Cl_2	ClO_4^-
89	$HClO_2 + H_2O \rightarrow ClO_3^- + 3H^+ + 2\bar{e}$	1,23	$HClO_2$	ClO_3^-
90	$Cl^- \rightarrow 1/2 Cl_2 + \bar{e}$	1,36	Cl^-	Cl_2
91	$Cl^- + 3H_2O \rightarrow ClO_3^- + 6H^+ + 6\bar{e}$	1,45	Cl^-	ClO_3^-
92	$Cl^- + H_2O \rightarrow HClO + H^+ + 2\bar{e}$	1,49	Cl^-	$HClO$
93	$Cl^- + 2H_2O \rightarrow HClO_2 + 3H^+ + 4\bar{e}$	1,56	Cl^-	$HClO_2$
94	$1/2 Cl_2 + 4H_2O \rightarrow ClO_4^- + 8H^+ + 7\bar{e}$	1,34	Cl_2	ClO_4^-
95	$1/2 Cl_2 + 3H_2O \rightarrow ClO_3^- + 6H^+ + 5\bar{e}$	1,47	Cl_2	ClO_3^-
96	$1/2 Cl_2 + H_2O \rightarrow HClO + H^+ + \bar{e}$	1,63	Cl_2	$HClO$
97	$1/2 Cl_2 + 2H_2O \rightarrow HClO_2 + 3H^+ + 3\bar{e}$	1,63	Cl_2	$HClO_2$
98	$K \rightarrow K^+ + \bar{e}$	-2,92	K	K^+

№	Электродная реакция	E^0_{298}	Red	Ox
99	$\text{Ca} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\bar{e}$	-3,02	Ca	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
100	$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\bar{e}$	-2,87	Ca	Ca^{2+}
101	$\text{Sc} \rightarrow \text{Sc}^{2+} + 2\bar{e}$	-2,07	Sc	Sc^{2+}
102	$\text{Ti} \rightarrow \text{Ti}^{2+} + 2\bar{e}$	-1,75	Ti	Ti^{2+}
103	$\text{Ti} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{TiO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e}$	-0,95	Ti	TiO_2
104	$\text{Ti}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow +2\text{H}^+ + 2\bar{e}$	0,1	Ti^{3+}	TiO^{2+}
105	$\text{V} \rightarrow \text{V}^{2+} + 2\bar{e}$	-1,19	V	V^{2+}
106	$\text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{VO}^{2+} + 2\text{H}^+ + \bar{e}$	0,314	V^{3+}	VO^{2+}
107	$\text{V}^{2+} \rightarrow \text{V}^{3+} + 2\bar{e}$	-0,20	V^{2+}	V^{3+}
108	$\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3\bar{e}$	-0,74	Cr	Cr^{3+}
109	$\text{Cr}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3\bar{e}$	-0,41	Cr^{2+}	Cr^{3+}
110	$2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e$	1,36	Cr^{3+}	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
111	$\text{Cr} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\bar{e}$	-1,3	Cr	$\text{Cr}(\text{OH})_3$
112	$\text{Cr} + 4\text{OH}^- \rightarrow \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e}$	-1,2	Cr	CrO_2^-
113	$\text{Cr}^{3+} + 4\text{OH}^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + \bar{e}$	-0,12	Cr^{3+}	CrO_4^{2-}
114	$\text{Mn}^0 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2e$	-1,05	Mn^0	Mn^{2+}
115	$\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{4+} + 2e$	1,51	Mn^{2+}	Mn^{4+}
116	$\text{MnO}_2 + 4\text{OH}^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e$	0,51	MnO_2	MnO_4^{2-}
117	$\text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{MnO}_4^- + e$	0,56	MnO_4^{2-}	MnO_4^-
118	$\text{MnO}_2 + 4\text{OH}^- \rightarrow \text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2e$	0,60	MnO_2	MnO_4^-
119	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e$	1,23	Mn^{2+}	MnO_2
120	$\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e$	1,52	Mn^{2+}	MnO_4^-
121	$\text{Mn} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{MnCO}_3 + 2\bar{e}$	-1,35	Mn	MnCO_3
122	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_3 + \bar{e}$	-0,40	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	$\text{Mn}(\text{OH})_3$
123	$\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e$	1,67	MnO_2	MnO_4^-

№	Электродная реакция	E^0_{298}	Red	Ox
124	$\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e$	-0,44	Fe^0	Fe^{2+}
125	$\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + e$	0,77	Fe^{2+}	Fe^{3+}
126	$\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3e$	-0,036	Fe^0	Fe^{3+}
127	$\text{Fe}^0 + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{FeS} + 2\bar{e}$	-1,00	Fe^0	FeS
128	$\text{Fe}^0 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\bar{e}$	-0,88	Fe^0	$\text{Fe}(\text{OH})_2$
129	$\text{Fe}^0 + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{FeCO}_3 + 2\bar{e}$	-0,755	Fe^0	FeCO_3
130	$\text{Co}^0 \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2e$	-0,28	Co^0	Co^{2+}
131	$\text{Co}^0 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 + 2\bar{e}$	-0,73	Co^0	$\text{Co}(\text{OH})_2$
132	$\text{Co}^0 + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CoS} + 2\bar{e}$	-0,93	Co^0	CoS
133	$\text{Co}^0 + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CoCO}_3 + 2\bar{e}$	-0,63	Co^0	CoCO_3
134	$\text{Co}^{2+} \rightarrow \text{Co}^{3+} + \bar{e}$	1,84	Co^{2+}	Co^{3+}
135	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-} \rightarrow [\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-} + \bar{e}$	-0,83	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$
136	$\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_3 + \bar{e}$	0,20	$\text{Co}(\text{OH})_2$	$\text{Co}(\text{OH})_3$
137	$\text{Ni}^0 \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2e$	-0,25	Ni^0	Ni^{2+}
138	$\text{Ni} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{NiS} + 2\bar{e}$	-1,07	Ni	NiS
139	$\text{Ni} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\bar{e}$	-0,66	Ni	$\text{Ni}(\text{OH})_2$
140	$\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e$	0,34	Cu^0	Cu^{2+}
141	$\text{Cu}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + e$	0,167	Cu^+	Cu^{2+}
142	$\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^+ + e$	0,522	Cu^0	Cu^+
143	$\text{Cu} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CuS} + 2\bar{e}$	-0,95	Cu	CuS
144	$2\text{Cu} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e}$	-0,36	Cu	Cu_2O
145	$\text{Cu} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\bar{e}$	-0,224	Cu	$\text{Cu}(\text{OH})_2$
146	$\text{Cu} + 4\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2\bar{e}$	-0,05	Cu	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
147	$\text{Cu}_2\text{O} + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\bar{e}$	-0,09	Cu_2O	$\text{Cu}(\text{OH})_2$
148	$\text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e$	-0,762	Zn^0	Zn^{2+}

№	Электродная реакция	E^0_{298}	Red	Ox
149	$Zn+S^{2-} \rightarrow ZnS+2\bar{e}$	-1,44	Zn^0	ZnS
150	$Zn+4CN^- \rightarrow [Zn(CN)_4]^{2-}$	-1,26	Zn^0	$[Zn(CN)_4]^{2-}$
151	$Zn+4NH_3 \rightarrow [Zn(NH_3)_4]^{2-}$	-1,03	Zn^0	$[Zn(NH_3)_4]^{2-}$
152	$Zn+4OH^- \rightarrow ZnO_2^{2-}+H_2O+2\bar{e}$	-1,22	Zn^0	ZnO_2^{2-}
153	$Zn+CO_3^{2-} \rightarrow ZnCO_3+2\bar{e}$	-1,07	Zn^0	ZnCO ₃
154	$Ga \rightarrow Ga^{3+}+3\bar{e}$	-0,52	Ga	Ga^{3+}
155	$Ga+6OH^- \rightarrow GaO_3^-+H_2O+2\bar{e}$	-1,22	Ga	GaO_3^-
156	$Ge \rightarrow Ge^{2+}+2\bar{e}$	0,20	Ge	Ge^{2+}
157	$AsH_3+3OH^- \rightarrow As+3H_2O+3\bar{e}$	-1,37	AsH_3	As
158	$AsO_2^-+4OH^- \rightarrow AsO_4^{3-}+2H_2O+2\bar{e}$	-0,71	AsO_2^-	AsO_4^{3-}
159	$As+4H_2O \rightarrow AsO_4^{3-}+8H^++5\bar{e}$	0,33	As	AsO_4^{3-}
160	$As+4OH^- \rightarrow AsO_2^-+2H_2O+3\bar{e}$	-0,68	As	AsO_2^-
161	$AsH_3 \rightarrow As+3H^++3\bar{e}$	-0,54	AsH_3	As
162	$As+H_2O \rightarrow HAsO_2+2H^++3\bar{e}$	0,247	As	HAsO ₂
163	$HAsO_2+2H_2O \rightarrow H_3AsO_4+2H^++2\bar{e}$	0,56	HAsO ₂	H ₃ AsO ₄
164	$Se^{2-} \rightarrow Se+2\bar{e}$	-0,78	Se^{2-}	Se
165	$H_2Se \rightarrow Se+2H^++2\bar{e}$	-0,36	H_2Se	Se
166	$Se+6OH^- \rightarrow SeO_3^{2-}+3H_2O+4\bar{e}$	-0,37	Se	SeO_3^{2-}
167	$Se+3H_2O \rightarrow H_2SeO_3+4H^++4\bar{e}$	0,74	Se	H ₂ SeO ₃
168	$Se+4H_2O \rightarrow SeO_4^{2-}+8H^++6\bar{e}$	0,41	Se	SeO_4^{2-}
169	$SeO_3^{2-}+2OH^- \rightarrow SeO_4^{2-}+H_2O+2\bar{e}$	0,03	SeO_3^{2-}	SeO_4^{2-}
170	$H_2SeO_3+H_2O \rightarrow SeO_4^{2-}+4H^++2\bar{e}$	1,15	H ₂ SeO ₃	SeO_4^{2-}
171	$2Br^- \rightarrow Br_2+2e$	1,07	Br^-	Br ₂
172	$Br^-+6OH^- \rightarrow BrO_3^-+3H_2O+6\bar{e}$	0,61	Br^-	BrO_3^-
173	$Br^-+2OH^- \rightarrow BrO^-+H_2O+2\bar{e}$	0,76	Br^-	BrO^-

№	Электродная реакция	E^0_{298}	Red	Ox
174	$\text{Br}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBrO} + \text{H}^+ + \bar{e}$	1,33	Br^-	HBrO
175	$\text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e}$	1,44	Br^-	BrO_3^-
176	$1/2\text{Br}_2 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5\bar{e}$	1,52	Br_2	BrO_3^-
177	$1/2\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBrO} + \text{H}^+ + \bar{e}$	1,59	Br_2	HBrO
178	$\text{Rb} \rightarrow \text{Rb}^+ + \bar{e}$	-2,99	Rb	Rb^+
179	$\text{Sr} \rightarrow \text{Sr}^{2+} + 2\bar{e}$	-2,89	Sr	Sr^{2+}
180	$\text{Sr} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Sr}(\text{OH})_2 + 2\bar{e}$	-2,99	Sr	$\text{Sr}(\text{OH})_2$
181	$\text{Y} \rightarrow \text{Y}^{3+} + 3\bar{e}$	-2,73	Y	Y^{3+}
182	$\text{Zr} + 4\text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{ZrO}_3 + \text{H}_2\text{O} + 4\bar{e}$	-2,32	Zr	H_2ZrO_3
183	$\text{Zr} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ZrO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e}$	-1,43	Zr	ZrO_2
184	$\text{Nb} + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Nb}_2\text{O}_5 + 10\text{H}^+ + 10\bar{e}$	-0,62	Nb	Nb_2O_5
185	$\text{Mo} \rightarrow \text{Mo}^{3+} + 2\bar{e}$	-0,20	Mo	Mo^{2+}
186	$\text{Mo} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MoO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e}$	-0,07	Mo	MoO_2
187	$\text{Mo} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MoO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\bar{e}$	0,15	Mo	MoO_4^{2-}
188	$\text{Mo} + 8\text{OH}^- \rightarrow \text{MoO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e}$	-1,05	Mo	MoO_4^{2-}
189	$\text{MoO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MoO}_3 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e}$	0,32	MoO_2	MoO_3
190	$\text{MoO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MoO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e}$	0,61	MoO_2	MoO_4^{2-}
191	$\text{Mo}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{MoO}_4 + 6\text{H}^+ + 3\bar{e}$	0,10	Mo^{3+}	H_2MoO_4
192	$\text{MoO}_2^+ + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{MoO}_4 + 2\text{H}^+ + \bar{e}$	0,40	MoO_2^+	H_2MoO_4
193	$\text{Tc} \rightarrow \text{Tc}^{2+} + 2\bar{e}$	0,40	Tc	Tc^{2+}
194	$\text{Ru} \rightarrow \text{Ru}^{2+} + 2\bar{e}$	0,45	Ru	Ru^{2+}
195	$\text{Rh} \rightarrow \text{Rh}^{2+} + 2\bar{e}$	0,6	Rh	Rh^{2+}
196	$\text{Pd} \rightarrow \text{Pd}^{2+} + 2\bar{e}$	0,987	Pd	Pd^{2+}
197	$\text{Ag}^0 \rightarrow \text{Ag}^+ + e$	0,80	Ag^0	Ag^+
198	$\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}^{2+} + e$	1,98	Ag^+	Ag^{2+}

№	Электродная реакция	E^0_{298}	Red	Ox
199	$\text{Ag} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} + 2\bar{e}$	-0,71	Ag	Ag_2S
200	$\text{Ag} + 2\text{CN}^- \rightarrow [\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + \bar{e}$	-0,29	Ag	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$
201	$2\text{Ag} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e}$	0,344	Ag	Ag_2O
202	$\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2\bar{e}$	-0,40	Cd	Cd^{2+}
203	$\text{Cd} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CdS} + 2\bar{e}$	-1,23	Cd	CdS
204	$\text{Cd} + 4\text{OH}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2 + 2\bar{e}$	-0,815	Cd	$\text{Cd}(\text{OH})_2$
205	$\text{Cd} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CdCO}_3 + 2\bar{e}$	-0,80	Cd	CdCO_3
206	$\text{In} \rightarrow \text{In}^{3+} + 3\bar{e}$	-0,34	In	In^{3+}
207	$\text{Sn}^0 \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2e$	-0,14	Sn^0	Sn^{2+}
208	$\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2e$	0,15	Sn^{2+}	Sn^{4+}
209	$\text{HSnO}_2^- + 3\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2^{2-} + 2\bar{e}$	-0,96	HSnO_2^-	$\text{Sn}(\text{OH})_2^{2-}$
210	$\text{Sn} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{HSnO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e}$	-0,79	Sn	HSnO_2^-
211	$\text{Sb} + 4\text{OH}^- \rightarrow \text{SbO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e}$	-0,66	Sb	SbO_2^-
212	$\text{Sb} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SbO}^+ + 2\text{H}^+ + 3\bar{e}$	0,212	Sb	SbO^+
213	$\text{Sb}_2\text{O}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e}$	0,67	Sb_2O_3	Sb_2O_5
214	$\text{Sb} \rightarrow \text{Sb}^{3+} + 3\bar{e}$	0,24	Sb	Sb^{3+}
215	$\text{Te} \rightarrow \text{Te}^{2+} + 2\bar{e}$	-0,92	Te	Te^{2+}
216	$\text{Te} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{TeO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e}$	0,53	Te	TeO_2
217	$\text{I}^- + 6\text{OH}^- \rightarrow \text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e}$	0,26	I^-	IO_3^-
218	$\text{I}^- + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e}$	0,49	I^-	IO^-
219	$\text{IO}^- + 4\text{OH}^- \rightarrow \text{IO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e}$	0,56	IO^-	IO_3^-
220	$\text{IO}_3^- + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{H}_3\text{IO}_6^{2-} + 2\bar{e}$	0,70	IO_3^-	$\text{H}_3\text{IO}_6^{2-}$
221	$\text{I} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO} + \text{H}^+ + 2\bar{e}$	0,99	I^-	HIO
222	$\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e}$	1,085	I^-	IO_3^-
223	$2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\bar{e}$	0,535	I^-	I_2

№	Электродная реакция	E^0_{298}	Red	Ox
224	$3\Gamma \rightarrow I_3^- + 2\bar{e}$	0,536	Γ	I_3^-
225	$1/2I_2 + 3 H_2O \rightarrow IO_3^- + 6H^+ + 5\bar{e}$	1,20	I_2	IO_3^-
226	$1/2I_2 + H_2O \rightarrow HIO + H^+ + \bar{e}$	1,45	I_2	HIO
227	$IO_3^- + 3 H_2O \rightarrow H_5IO_6 + H^+ + 2\bar{e}$	1,7	IO_3^-	H_5IO_6
228	$Cs \rightarrow Cs^+ + \bar{e}$	-3,02	Cs	Cs^+
229	$Ba + 2OH^- \rightarrow Ba(OH)_2 + 2\bar{e}$	-2,79	Ba	$Ba(OH)_2$
230	$Ba \rightarrow Ba^{2+} + 2\bar{e}$	-2,90	Ba	Ba^{2+}
231	$La + 3OH^- \rightarrow La(OH)_3 + 2\bar{e}$	-2,76	La	$La(OH)_3$
232	$La \rightarrow La^{3+} + 3\bar{e}$	-2,37	La	La^{3+}
233	$Hf + 4OH^- \rightarrow HfO(OH)_2 + H_2O + 4e$	-2,5	Hf	$HfO(OH)_2$
234	$Hf + H_2O \rightarrow HfO^{2+} + 2H^+ + 4e$	-1,68	Hf	HfO^{2+}
235	$Ta + 5 H_2O \rightarrow Ta_2O_5 + 10H^+ + 10\bar{e}$	-0,71	Ta	Ta_2O_5
236	$Re \rightarrow Re^{2+} + 2\bar{e}$	0,30	Re	Re^{2+}
237	$Os \rightarrow Os^{2+} + 2\bar{e}$	0,70	Os	Os^{2+}
238	$Os + 4H_2O \rightarrow OsO_4 + 8H^+ + 8\bar{e}$	0,85	Os	OsO_4
239	$Ir \rightarrow Ir^{2+} + 2\bar{e}$	1,00	Ir	Ir^{2+}
240	$Pt + S^{2-} \rightarrow PtS + 2\bar{e}$	-0,83	Pt	PtS
241	$Pt \rightarrow Pt^{2+} + 2\bar{e}$	1,2	Pt	Pt^{2+}
242	$Pt + 2OH^- \rightarrow Pt(OH)_2 + 2\bar{e}$	0,16	Pt	$Pt(OH)_2$
243	$Au \rightarrow Au^{3+} + 3\bar{e}$	1,42	Au	Au^{3+}
244	$Au \rightarrow Au^+ + \bar{e}$	1,68	Au	Au^+
245	$Au^+ \rightarrow Au^{3+} + 2\bar{e}$	1,29	Au^+	Au^{3+}
246	$2Au + 3 H_2O \rightarrow Au_2O_3 + 6H^+ + 6\bar{e}$	1,36	Au	Au_2O_3
247	$Au + 2CN^- \rightarrow [Au(CN)_2]^- + \bar{e}$	-0,60	Au	$[Au(CN)_2]^-$
248	$2Hg^0 \rightarrow Hg_2^{2+} + 2\bar{e}$	0,799	Hg^0	Hg_2^{2+}

№	Электродная реакция	E^0_{298}	Red	Ox
249	$\text{Hg}^0 \rightarrow \text{Hg}^{2+} + 2\bar{e}$	0,85	Hg^0	Hg^{2+}
250	$\text{Hg}_2^{2+} \rightarrow 2 \text{Hg}^{2+}$	0,91	Hg_2^{2+}	Hg^{2+}
251	$\text{Hg} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{HgS} + 2\bar{e}$	-0,70	Hg	HgS
252	$\text{Hg} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{HgO} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e}$	0,098	Hg	HgO
253	$2\text{Hg} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Hg}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e}$	0,123	Hg	Hg_2O
254	$2\text{Hg} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\bar{e}$	0,268	Hg	Hg_2Cl_2
255	$2\text{Tl} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Tl}_2\text{S} + 2\bar{e}$	-1,04	Tl	Tl_2S
256	$\text{Tl} + \text{OH}^- \rightarrow \text{TlOH} + \bar{e}$	-0,34	Tl	TlOH
257	$\text{TlOH} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Tl}(\text{OH})_3 + 2\bar{e}$	-0,05	TlOH	$\text{Tl}(\text{OH})_3$
258	$\text{Tl} \rightarrow \text{Tl}^+ + \bar{e}$	-0,336	Tl	Tl^+
259	$\text{Pb}^0 \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2e$	-0,13	Pb^0	Pb^{2+}
260	$\text{Pb} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{PbS} + 2\bar{e}$	-,098	Pb	PbS
261	$\text{Pb} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{PbO} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e}$	-0,578	Pb	PbO
262	$\text{Pb} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{HPbO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e}$	-0,54	Pb	HPbO_2^-
263	$\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\bar{e}$	-0,126	Pb	Pb^{2+}
264	$\text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Pb}^{4+} + 2\bar{e}$	1,69	Pb^{2+}	Pb^{4+}
265	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e}$	1,456	Pb^{2+}	PbO_2
266	$\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e}$	1,685	PbSO_4	PbO_2
267	$\text{Bi} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{BiOOH} + \text{H}_2\text{O} + 3\bar{e}$	-0,46	Bi	BiOOH
268	$\text{Bi} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{BiO}^+ + 2\text{H}^+ + 3\bar{e}$	0,32	Bi	BiO^+
269	$\text{U} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{UO}_2^{2+} + 4\text{H}^+$	-0,82	U	UO_2^{2+}
270	$\text{UO}_2 \rightarrow \text{UO}_2^{2+} + 2\bar{e}$	0,33	UO_2	UO_2^{2+}

Таблица 13

Ряд стандартных электродных потенциалов металлов

Электрод	Окисленная форма	Усиление окислительных свойств →								Усиление окислительных свойств →										
		Li ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ²⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	2H ⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺
	Восстановленная форма	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	2H	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
		← Усиление восстановительных свойств								← Усиление восстановительных свойств										
Потенциал E ⁰ , В	-3,04	-2,92	-2,87	-2,71	-2,37	-1,66	-1,18	-0,76	-0,74	-0,44	-0,25	-0,14	-0,13	0,00	-0,34	0,79	0,80	1,20	1,50	

**Общие константы образования β_i некоторых
комплексных соединений (водный раствор, 25 °С)**

Комплекс	β_i	Комплекс	β_i
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$7,1 \cdot 10^{19}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$	$1,0 \cdot 10^{24}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$1,6 \cdot 10^7$	$[\text{CuCl}_2]^-$	$3,5 \cdot 10^5$
$[\text{Ag}(\text{SO}_3\text{S})_2]^{3-}$	$2,9 \cdot 10^{13}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$	$7,2 \cdot 10^{10}$
$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]^-$	$3,2 \cdot 10^{32}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$7,9 \cdot 10^{12}$
$[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$	$2,6 \cdot 10^{18}$	$[\text{Cu}(\text{SO}_3\text{S})_2]^{3-}$	$1,7 \cdot 10^{12}$
$[\text{Cd}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]^{2-}$	$1,8 \cdot 10^9$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$7,9 \cdot 10^{36}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$1,4 \cdot 10^5$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$7,9 \cdot 10^{43}$
$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{64}$	$[\text{FeF}_4]^-$	$5,5 \cdot 10^{15}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$2,5 \cdot 10^4$	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{NCS})_3]$	$4,3 \cdot 10^4$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$1,6 \cdot 10^{35}$	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{HPO}_4)]^+$	$7,8 \cdot 10^{10}$
$[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$	$2,6 \cdot 10^{14}$	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_4]^-$	$1,4 \cdot 10^9$
$[\text{Fe}(\text{NCS})_6]^{3-}$	$1,7 \cdot 10^3$	$[\text{Pb}(\text{OH})_3]^-$	$8,3 \cdot 10^{13}$
$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$6,8 \cdot 10^{29}$	$[\text{Sn}(\text{OH})_3]^-$	$8,5 \cdot 10^{11}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$2,0 \cdot 10^8$	$[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{63}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$4,2 \cdot 10^8$	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$4,3 \cdot 10^{16}$

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	3
1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ.....	4
Примеры решения задач.....	4
Задачи для решения на занятиях.....	12
Задачи для самостоятельного решения.....	13
Тестовые задания.....	22
2. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА.....	25
Примеры решения задач.....	25
Задачи для решения на занятиях.....	29
Задачи для самостоятельного решения.....	29
Вопросы к коллоквиуму по теме «Строение атома и Периодический закон Д.И. Менделеева»	39
Вопросы к коллоквиуму по теме «Химическая связь».....	40
Тестовые задания	41
3. УЧЕНИЕ О ХИМИЧЕСКОМ ПРОЦЕССЕ.....	43
3.1. <i>Элементы химической термодинамики</i>	43
Примеры решения задач.....	43
Задачи для решения на занятиях.....	46
Задачи для самостоятельного решения	47
Тест «Термодинамика».....	58
3.2. <i>Кинетика. Химическое равновесие</i>	59
Примеры решения задач.....	59
Задачи для решения на занятиях.....	62
Задачи для самостоятельного решения.....	63
4. ХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ В РАСТВОРАХ.....	78
4.1. <i>Основные понятия о растворах. Равновесия в растворах</i>	78
Примеры решения задач.....	78
Задачи для решения на занятиях.....	82
Задачи для самостоятельного решения.....	83

<i>4.2. Окислительно-восстановительные процессы</i>	99
Примеры решения задач	99
Задачи для решения на занятиях	103
Задачи для самостоятельного решения	104
<i>4.3. Реакции комплексообразования</i>	111
Примеры решения задач	111
Задачи для решения на занятиях	113
Контрольная работа «Растворы, ОВР, комплексные соединения»	114
5. СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ	127
<i>5.1. Водород</i>	127
Задачи для решения на занятиях	127
Задачи для самостоятельного решения	127
<i>5.2. Галогены</i>	133
Задачи для решения на занятиях	133
Задачи для самостоятельного решения	134
<i>5.3. Элементы VI A группы</i>	139
Задачи для решения на занятиях	139
Задачи для самостоятельного решения	140
<i>5.4. Элементы V A группы</i>	146
Задачи для решения на занятиях	146
Задачи для самостоятельного решения	147
<i>5.5. Элементы IVA группы</i>	153
Задачи для решения на занятиях	153
Индивидуальное домашнее задание «Неметаллы»	155
6. СВОЙСТВА S- И P-ЭЛЕМЕНТОВ I–III группы	169
<i>6.1. Элементы III A группы</i>	169
Задачи для решения на занятиях	169
Задачи для самостоятельного решения	170
<i>6.2. Элементы II A группы Периодической системы</i>	171
Задачи для решения на занятиях	171
<i>6.3. Элементы I A группы</i>	171

Задачи для решения на занятиях.....	171
Задачи для самостоятельного решения.....	172
Тест «s- и p-металлы».....	184
7. СВОЙСТВА d-ЭЛЕМЕНТОВ.....	187
Задачи для решения на занятиях.....	187
Задачи для самостоятельного решения.....	188
Тест «Свойства d-элементов».....	197
ВОПРОСЫ К ЗАЧЕТУ (1-й семестр).....	199
ВОПРОСЫ К ЭКЗАМЕНУ (2-й семестр).....	201
ЗАКЛЮЧЕНИЕ.....	204
СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ.....	205
ПРИЛОЖЕНИЕ.....	206

ОСНОВЫ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

ЧАСТЬ 3

Примеры решения задач, задания для самостоятельной работы

СТУПКО Татьяна Владиславна

Редактор Н.А. Семенкова

Санитарно-эпидемиологическое заключение № 24.49.04.953.П. 000381.09.03 от 25.09.2003 г.
Подписано в печать 15.07.2016. Формат 60x84/16. Бумага тип. № 1.
Печать - ризограф. Усл. печ. л. п.л. Тираж экз. Заказ №

Редакционно-издательский центр Красноярского государственного аграрного университета
660017, Красноярск, ул. Ленина, 117