

Учреждение образования  
«БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ  
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

**И. М. Жарский, А. И. Волков, О. Н. Комшилова**

# **ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ**

*Рекомендовано  
учебно-методическим объединением высших учебных заведений  
Республики Беларусь по химико-технологическому образованию  
в качестве учебно-методического пособия для студентов  
высших учебных заведений, обучающихся заочно  
по технологическим и инженерно-экономическим  
специальностям*

Минск 2007

УДК 54(075.8)  
ББК 24.1я7  
Ж 35

Рецензенты:

член-корреспондент НАНБ, доктор химических наук *А. И. Ратько*;  
ведущий научный сотрудник БГУ,  
кандидат химических наук *А. Л. Беланович*

*Все права на данное издание защищены. Воспроизведение всей книги или ее части не может быть осуществлено без разрешения учреждения образования «Белорусский государственный технологический университет».*

**Жарский, И. М.**

Ж 35 Теоретические основы химии : учеб.-метод. пособие для студентов заочной формы обучения технологических и инженерно-экономических специальностей / И. М. Жарский, А. И. Волков, О. Н. Комшилова. – Минск : БГТУ, 2007. – 123 с.

ISBN 978-985-434-770-7

Пособие написано в соответствии с программой обучения студентов 1 курса заочной формы обучения. В нем представлены решения типовых задач, программированные вопросы и контрольные задания для студентов высших учебных заведений, обучающихся заочно по технологическим и инженерно-экономическим специальностям по курсу «Теоретические основы химии». Главная цель пособия – научить студентов в самом начале обучения в вузе общим приемам ориентировки в новых знаниях и выработать у них навыки самостоятельного выполнения химических экспериментов и обобщения фактов.

**УДК 54(075.8)**  
**ББК 24.1я7**

**ISBN 978-985-434-770-7**

© УО «Белорусский государственный  
технологический университет», 2007  
© Жарский И. М., Волков А. И.,  
Комшилова О. Н., 2007

## ПРЕДИСЛОВИЕ

На современном этапе перед высшей школой стоит задача повышения уровня подготовки специалистов по фундаментальным наукам, к числу которых относится химия, базовая в цикле дисциплин, служащая теоретическим фундаментом для успешного усвоения специальных дисциплин современной науки и техники. Поэтому изучение химии необходимо для инженеров любой специальности. Химические знания будущих инженеров-технологов играют особенно важное значение в связи с необходимостью уменьшения энергозатрат, использования новых материалов, повышения надежности современной техники и решения экологических проблем.

Изучение химии в высшем учебном заведении ставит перед собой две основные цели и задачи. Первая – общевоспитательная и развивающая, которая формирует мировоззрение студента и развивает логическое мышление. Вторая – конкретно-практическая, связанная с формами применения химических законов в современном народном хозяйстве и с ознакомлением студента со свойствами определенных материалов.

Содержание курса по теоретическим основам химии определяется программой, составленной в соответствии с современным уровнем химической науки, и требованиями, предъявленными к подготовке высококвалифицированных кадров инженерно-технологических специальностей. Теоретический материал представлен в виде отдельных тем, которые изучаются в БГТУ в зависимости от специализации будущих инженеров и изменяются с учетом основных направлений профилирования их подготовки.

Весь учебный материал разбит на отдельные темы. В каждой теме даны ответы на основные теоретические вопросы и приведено решение задач, ориентирующих внимание студентов на главные вопросы изучаемых тем. Данный материал может также использоваться при подготовке к экзамену.

В пособии указана учебная литература, позволяющая более глубоко ознакомиться с важнейшими разделами курса. Проверить усвоение каждой темы можно, разобрав представленные в соответствующем разделе задачи и упражнения. Последовательность расположения вопросов и заданий отражает логическую связь между

основными понятиями и общими закономерностями химических процессов.

Включенные в пособие тестовые задания позволяют проконтролировать уровень подготовки и самостоятельной работы студентов, нацеливают их на овладение навыками установления логической связи между основными понятиями и общими закономерностями химических процессов.

## ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ

Моль – количество вещества системы, содержащее столько реальных или условных частиц, сколько атомов содержится в углероде-12 массой 0,012 кг. Если использовать моль как единицу количества вещества, то надо указать, какие именно частицы имеются в виду. Ими могут быть молекулы, ионы, электроны и др.

Символ количества вещества –  $n$ , количество вещества  $X$  записывается так:  $n(X)$ . Например:  $n(\text{HCl}) = 2$  моль;  $n(\text{Ca}^{2+}) = 0,1$  моль;  $n(\text{F}) = 6$  ммоль;  $n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 1$  кмоль.

Молярная масса  $M(X)$  – масса 1 моль вещества. Молярную массу находят отношением массы вещества к его количеству, единица измерения – г/моль:

$$M(X) = \frac{m}{n(X)}.$$

Например:  $M(\text{Cu}) = 64$  г/моль;  $M(\text{H}^+) = 1$  г/моль;  $M(\text{Cl}_2) = 0,071$  кг/моль;  $M(\text{KNO}_3) = 101$  г/моль.

Относительная молекулярная масса  $M_r(X)$  – молярная масса молекулы вещества  $X$ , отнесенная к  $1/12$  молярной массы атома углерода-12. Например:  $M_r(\text{HCl}) = 36,5$ ;  $M_r(\text{Br}_2) = 160$ .

Относительная атомная масса  $A_r(X)$  – молярная масса атома вещества  $X$ , отнесенная к  $1/12$  молярной массы атома углерода-12. Например:  $A_r(\text{Na}) = 23$ ;  $A_r(\text{Br}) = 80$ .

Под массой атома элемента понимают массу одного атома элемента, равную произведению атомной единицы массы (1 а. е. м. =  $1,66 \cdot 10^{-27}$  кг) на относительную атомную массу элемента.

Молярные массы газообразных веществ, а также легколетучих жидкостей можно определить, пользуясь законом Авогадро. Согласно этому закону, в равных объемах любых газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул. Отсюда вытекает, что массы равных

объемов двух газов при одинаковых условиях должны относиться друг к другу как их молярные массы:

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = D,$$

где  $\rho_1, \rho_2$  – абсолютные плотности газов, то есть массы единицы объема газа; за единицу объема газа обычно принимают 1 л.

Отношение массы одного газа к массе такого же объема другого газа, взятого при тех же температуре и давлении ( $m_1/m_2$ ), то есть число, показывающее, во сколько раз первый газ тяжелее или легче второго, называется плотностью первого газа по второму и обозначается буквой  $D$ . Из этого следует, что  $M_1 = DM_2$ , или молярная масса газа равняется его плотности по отношению к другому газу, умноженной на молярную массу второго газа.

Моль любого газа при нормальных условиях (273 К и 101,325 кПа) занимает объем 22,4 л. Эта величина называется молярным объемом. Зная массу  $m$  некоторого объема  $V_0$  газа при нормальных условиях, можно определить массу 1 моль газа из пропорции

$$M : 22,4 = m : V_0;$$

$$M = \frac{22,4m}{V_0}.$$

Если некоторое количество газа взято при условиях, отличных от нормальных, то для расчетов можно пользоваться уравнением Клапейрона – Менделеева, выведенным из объединенного газового закона:

$$PV = \frac{P_0V_0T}{273}.$$

Если это уравнение отнести к 1 моль, то значение  $\frac{P_0V_0}{273}$  станет одинаковым для всех газов, так как моль любого газа занимает при нормальных условиях один и тот же объем (22,4 л). При этих условиях величина  $\frac{P_0V_0}{273}$  называется универсальной газовой постоянной и обозначается буквой  $R$ .

Заменим в приведенном выше выражении соответствующее отношение на  $R$ , тогда получим уравнение, отнесенное к 1 моль газа:

$$PV = RT.$$

Оно называется уравнением состояния газа. Для  $n$  молей газа уравнение принимает вид:

$$PV = nRT.$$

Но число молей газа равно массе газа  $m$ , деленной на молярную массу газа  $M$ :

$$n = \frac{m}{M}.$$

Заменив в предыдущем уравнении  $n$  на  $\frac{m}{M}$ , получим уравнение Клапейрона – Менделеева:

$$PV = \frac{m}{M}RT,$$

где  $P$  – давление, при котором находится газ;  $V$  – объем газа;  $m$  – масса взятого объема  $V$  газа;  $M$  – молярная масса газа;  $R$  – универсальная газовая постоянная, значение которой определяется принятыми единицами измерения, если давление измерять в Па, а объем в м<sup>3</sup>, то  $R = 8,314$  Дж/(моль · К);  $T$  – температура.

**Пример 1.** Плотность газа по водороду равна 13. Определить относительную молекулярную массу газа.

Решение.

По условию задачи

$$D = \frac{M_1}{M_2} = 13.$$

Молярная масса водорода ( $H_2$ ) составляет 2 г/моль. Следовательно,  $M_1 = 13 \cdot 2 = 26$  г/моль, что соответствует относительной молекулярной массе 26.

**Пример 2.** Вычислить относительную молекулярную массу газа, если 0,2 л его при нормальных условиях обладают массой 0,573 г.

Решение.

При нормальных условиях 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л. Поэтому, определив массу 22,4 л газа, узнаем его молярную массу:

$$M = \frac{22,4m}{V_0} = \frac{22,4 \cdot 0,573}{0,2} = 64 \text{ г/моль.}$$

Отсюда относительная молекулярная масса равна 64.

**Пример 3.** Найти относительную молекулярную массу газа, зная, что при 17°C и давлении 104 кПа (780 мм рт. ст.) масса 624 мл газа равна 1,56 г.

**Решение.**

Представив данные задачи в системе СИ ( $P = 104\,000$  Па,  $V = 62,4 \cdot 10^{-4}$  м<sup>3</sup>,  $m = 1,56 \cdot 10^{-3}$  кг,  $T = 290$  К), вычисляем молярную массу из уравнения Клапейрона – Менделеева:

$$M = \frac{mRT}{PV} = \frac{1,56 \cdot 10^{-3} \cdot 8,314 \cdot 290}{1,04 \cdot 10^5 \cdot 62,4 \cdot 10^{-4}} = 58 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} = 58 \text{ г/моль}.$$

Относительная молекулярная масса газа равна 58.

Молярная масса эквивалента вещества – масса 1 моль эквивалента этого вещества, равная произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества.

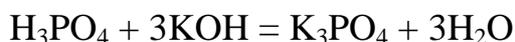
$$M\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{1}{z}M(X),$$

где  $M(X)$  – молярная масса вещества X;  $\frac{1}{z}$  – фактор эквивалентности (иногда

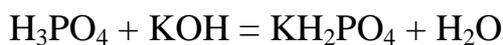
обозначается  $f_{\text{эkv}}$ ). Например:  $M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = \frac{1}{2}M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 49$  г/моль.

Фактор эквивалентности – это число, обозначающее долю реальной частицы вещества, эквивалентную одному иону водорода в данной кислотно-основной реакции или одному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции. Фактор эквивалентности может равняться единице или быть меньше ее. Например:  $f_{\text{эkv}}(\text{HCl}) = 1$ ;  $f_{\text{эkv}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$ ;  $f_{\text{эkv}}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{5}$  (кислая среда).

Фактор эквивалентности рассчитывается на основании стехиометрии той или иной реакции. Например, для реакции



в точке эквивалентности  $n(\text{KOH}) = n\left(\frac{1}{3}\text{H}_3\text{PO}_4\right)$  и  $f_{\text{эkv}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3}$ , в то время как для реакции



$n(\text{KOH}) = n(\text{H}_3\text{PO}_4)$  и  $f_{\text{эkv}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1$ .

Таким образом, фактор эквивалентности может меняться в зависимости от реакции, в которой участвует вещество.

В связи с тем, что основная единица количества вещества – моль, это понятие распространяется на любые виды реальных молекул, ионов, электронов, протонов, радикалов или условных частиц ( $\frac{1}{5}$  молекулы  $\text{KMnO}_4$ ,  $\frac{1}{3}$  молекулы  $\text{H}_3\text{PO}_4$  и т. п.), участвующих в химической реакции.

Для расчета молярной массы эквивалентов вещества можно использовать формулы:

а) для простого вещества

$$M\left(\frac{1}{z}\text{Э}\right) = \frac{M_A}{B},$$

где  $M_A$  – молярная масса атома данного вещества;  $B$  – валентность атома;

б) для сложного вещества

$$M\left(\frac{1}{z}\text{Э}\right) = \frac{M}{B \cdot n},$$

где  $M$  – молярная масса данного вещества;  $B$  – валентность функциональной группы;  $n$  – число функциональных групп в молекуле.

Для кислот функциональной группой является ион водорода, для оснований – ион гидроксила, для солей – ион металла.

Например:

$$M\left(\frac{1}{z}\text{Al}\right) = \frac{M_A}{B} = \frac{27}{3} = 9 \text{ г/моль};$$

$$M\left(\frac{1}{z}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = \frac{M}{B \cdot n} = \frac{98}{1 \cdot 2} = 49 \text{ г/моль};$$

$$M\left(\frac{1}{z}\text{NaOH}\right) = \frac{M}{B \cdot n} = \frac{40}{1 \cdot 1} = 40 \text{ г/моль};$$

$$M\left(\frac{1}{z}\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3\right) = \frac{M}{B \cdot n} = \frac{342}{3 \cdot 2} = 57 \text{ г/моль}.$$

Остановимся на понятии объема моля эквивалентов газа. Как известно, моль любого газа при нормальных условиях ( $T = 273 \text{ К}$ ,  $P = 101,3 \text{ кПа}$  или  $760 \text{ мм рт. ст.}$ ) занимает объем, равный  $22,4 \text{ л}$ . Исходя из этой величины, можно рассчитать объем одного моля эквивалента газа при нормальных условиях.

Например, для водорода  $M(\frac{1}{z} \text{H}_2) = \frac{1}{2} M(\text{H}_2)$  моль эквивалентов водорода в два раза меньше его моля (молекул) и поэтому объем одного моля эквивалента водорода также в два раза меньше его молярного объема:

$$V_m(\frac{1}{z} \text{H}_2) = 22,4 \text{ л} : 2 = 11,2 \text{ л}.$$

Для кислорода  $M(\frac{1}{z} \text{O}_2) = \frac{1}{2} M(\text{O}_2)$ , отсюда объем одного моля эквивалента кислорода в четыре раза меньше его молярного объема:

$$V_m(\frac{1}{z} \text{O}_2) = 22,4 \text{ л} : 4 = 5,6 \text{ л}.$$

Количество вещества эквивалента  $n(\frac{1}{z} \text{X})$  – число моль эквивалента:

$$n(\frac{1}{z} \text{X}) = \frac{m(\text{X})}{M(\frac{1}{z} \text{X})},$$

где  $m(\text{X})$  – масса вещества  $\text{X}$ ;  $M(\frac{1}{z} \text{X})$  – молярная масса эквивалента вещества  $\text{X}$ .

Закон эквивалентов: массы вступивших в реакцию веществ и продуктов их взаимодействия прямопропорциональны молярным массам эквивалентов этих веществ:

$$\frac{m(\text{X})}{m(\text{Y})} = \frac{M(\frac{1}{z} \text{X})}{M(\frac{1}{z} \text{Y})}.$$

Закон эквивалентов можно представить в виде:

$$\frac{m(X)}{M\left(\frac{1}{z}X\right)} = \frac{m(Y)}{M\left(\frac{1}{z}Y\right)},$$

$$n\left(\frac{1}{z}X\right) = n\left(\frac{1}{z}Y\right).$$

Следовательно, количество вещества эквивалента в данной реакции для всех веществ, участвующих в реакции, одно и то же.

Если одно из веществ находится в газообразном состоянии (например, вещество Y), то

$$\frac{m(X)}{V_0(Y)} = \frac{M\left(\frac{1}{z}X\right)}{V_m\left(\frac{1}{z}Y\right)},$$

где  $V\left(\frac{1}{z}Y\right)$  – молярный объем эквивалента вещества Y;  $V_0(Y)$  – объем газа Y при нормальных условиях.

Следует отметить, что  $M\left(\frac{1}{z}H\right) = 1$  г/моль, а  $V_m\left(\frac{1}{z}H\right) = 11,2$  л/моль;  
 $M\left(\frac{1}{z}O\right) = 8$  г/моль, а  $V_m\left(\frac{1}{z}O\right) = 5,6$  л/моль.

Следовательно, молярная масса эквивалента любого сложного вещества – такая условная частица вещества, которая в данной реакции высвобождает один ион водорода или соединяется с ним, или каким-либо другим образом эквивалентна ему. Например:

- 1)  $NaHSO_4 + NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$ ;
- 2)  $ZnOHNO_3 + HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + H_2O$ ;
- 3)  $NaHCO_3 + CaSO_4 = CaCO_3 + NaHSO_4$ ;
- 4)  $Fe(OH)_2Cl + 2HCl = FeCl_3 + 2H_2O$ ;
- 5)  $Al(OH)(CH_3COO)_2 + 3HCl = AlCl_3 + 2CH_3COOH + H_2O$ ;
- 6)  $KAl(SO_4)_2 + 3KOH = Al(OH)_3 + 2K_2SO_4$ ;
- 7)  $KAl(SO_4)_2 + 2BaCl_2 = KCl + AlCl_3 + 2BaSO_4$ .

В реакциях, протекающих по уравнениям 1, 2, молярная масса эквивалентов реагирующих веществ равна их молярной массе; в реакциях 3, 4 для определения молярной массы эквивалентов веществ следует их молярные массы разделить на два; в 5, 6 – на три; в реакции 7 – на четыре.

**Пример 1.** При соединении цинка массой 6,5 г с кислородом образовался оксид цинка массой 8,1 г. Найти молярную массу

эквивалента цинка.

Решение.

Молярная масса эквивалента кислорода в оксиде равна 8 г/моль. Из условия задачи следует, что цинк массой 6,5 г в оксиде соединился с кислородом массой  $8,1 - 6,5 = 1,6$  г. Обозначим молярную массу эквивалента цинка через  $x$ , тогда

$$\frac{6,5}{1,6} = \frac{x}{8}; \quad x = \frac{6,5 \cdot 8}{1,6} = 32 \text{ г/моль.}$$

**Пример 2.** Металл массой 0,88 г вытесняет из кислоты водород объемом 0,35 л при нормальных условиях. Определить молярную массу эквивалента металла.

Решение.

Молярная масса эквивалента водорода 1 г/моль при нормальных условиях занимает объем 11,2 л, поскольку молярный объем водорода равен 22,4 л и соответствует водороду массой 2 г. Если молярную массу эквивалента металла обозначить через  $x$ ,

то 0,88 г металла эквивалентны 0,35 л водорода;  
 $x$  г металла – 11,2 л/моль водорода;

$$x = \frac{0,88 \cdot 11,2}{0,35} = 28 \text{ г/моль.}$$

**Пример 3.** Определить молярные массы эквивалентов  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{KHSO}_4$  в реакциях:

- 1)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;
- 2)  $\text{KHSO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + \text{KCl} + \text{HCl}$ ;
- 3)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 4)  $\text{KHSO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .

Решение.

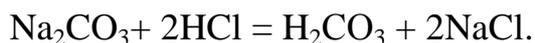
В реакциях 1, 2 молярные массы эквивалентов  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{KHSO}_4$  составляют 1/2 их молярной массы, так как 1 моль этих веществ соответствует 2 молям иона водорода. В реакциях 3, 4 молярные массы эквивалентов  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{KHSO}_4$  совпадают с их молярными массами, поскольку в этих реакциях 1 моль реагирующих веществ отвечает 1 молю иона водорода.

### Контрольные задания

1. Какова масса серной кислоты количеством вещества 0,01 моль?

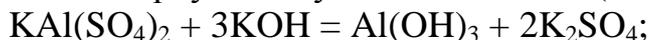
2. Рассчитайте массы атомов водорода и кислорода.
3. Какова масса хлорида калия, содержащего столько же калия, сколько в нитрате калия количеством вещества 2 моль?
4. Какой объем займет 1 моль газа при температуре 20°C и давлении 720 мм рт. ст.?
5. 10 г некоторого вещества при температуре 227°C и давлении 0,85 атм в парообразном состоянии занимают объем 12 л. Вычислите молярную массу вещества.
6. Масса 380 мл газа при температуре 27°C и давлении 800 мм рт. ст. составляет 0,455 г. Вычислите молекулярную массу газа.
7. Что называется молярной массой эквивалента? При сгорании металла массой 4,36 г получен оксид массой 4,86 г. Вычислите молярную массу эквивалента металла.
8. Вычислите молярную массу эквивалента металла, если металл массой 1,53 г вытесняет из кислоты водород объемом 1,4 л при 273 К и 101,3 кПа.
9. Вычислите молярную массу эквивалента азота в соединении с кислородом, содержащим 36,85% азота.
10. Определите молярную массу эквивалента металла, если металл массой 0,2 г вытесняет из кислоты водород объемом 0,185 л при 288 К и 97,3 кПа.
11. Какой объем кислорода при нормальных условиях необходим для сгорания магния массой 40 г?
12. При восстановлении водородом оксида олова массой 1,168 г получена вода массой 0,279 г. Определите молярную массу эквивалента олова.
13. Определите молярную массу эквивалента металла, если при восстановлении алюминием оксида этого металла массой 1,3 г получился оксид алюминия массой 1,02 г, в котором массовая доля кислорода составляет 47%.
14. Какую массу магния надо взять, чтобы получить такой же объем водорода, какой был получен при взаимодействии алюминия массой 54 г с кислотой? Молярные массы эквивалентов магния и алюминия равны соответственно 12 и 9 г/моль. Молярная масса эквивалента металла составляет 9 г/моль.
15. Найдите массу оксида, полученного при окислении 3 г металла, если молярная масса эквивалента металла равна 12.
16. Влияет ли на молярную массу эквивалента данного вещества характер его взаимодействия с другими веществами? Вычислите молярную массу эквивалента  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  в реакциях:





17. Определите молярную массу эквивалента ортофосфорной кислоты в реакциях образования  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  и  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ .

18. Рассчитайте молярную массу эквивалента  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  в реакциях:

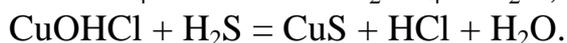
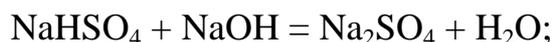


19. На нейтрализацию фосфористой кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_3$  массой 1,886 г израсходован гидроксид калия  $\text{KOH}$  массой 2,576 г. Определите молярную массу эквивалента фосфористой кислоты и ее основность. Исходя из расчета, напишите уравнение реакции.

20. На нейтрализацию кислоты массой 3,375 г необходим гидроксид натрия массой 3 г. Вычислите молярную массу эквивалента кислоты.

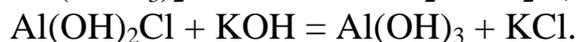
21. На нейтрализацию щелочи массой 0,728 г израсходована азотная кислота  $\text{HNO}_3$  массой 0,535 г. Найдите молярную массу эквивалента щелочи.

22. Определите молярные массы эквивалентов  $\text{NaHSO}_4$  и  $\text{CuOHCl}$  в реакциях:



23. Из 1,3 г гидроксида некоторого металла можно получить 2,85 г его сульфата. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

24. Определите фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  и  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$  в реакциях:



25. При взаимодействии 2,5 г карбоната металла с азотной кислотой образовалось 4,1 г нитрата этого же металла. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

26. Молярная масса эквивалента двухвалентного металла равна 56,2 г/моль. Вычислите массовую долю металла в его оксиде.

## СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Атом – мельчайшая частица химического элемента. Он неделим химическими методами. Атом состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженной электронной оболочки.

Ядро атома образовано протонами и нейтронами. Электронная оболочка состоит из электронов. Протоны, нейтроны и электроны относят к «элементарным частицам».

Электрон обладает как свойствами частицы (у него есть масса покоя), так и свойствами волны. Эту особенность объектов микромира называют корпускулярно-волновым дуализмом.

Движение электрона в атоме носит вероятностный характер. Функция, которая описывает вероятность нахождения электрона в каждой области пространства, называется орбиталью.

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

Состояние электронов в атоме характеризуется набором четырех квантовых чисел. Три из них являются целочисленными параметрами, получаемыми в результате решения уравнения Шредингера. Рассмотрим физический смысл квантовых чисел.

### **Главное квантовое число, $n$**

В рамках модели Резерфорда – Бора главное квантовое число соответствует номеру орбиты, на которой находится электрон ( $n = 1$  – ближайшая орбита к ядру,  $n = 2$  – следующая и т. д.). В соответствии с современными представлениями главное квантовое число определяет размеры АО: чем меньше значение, тем больше область наиболее вероятного пребывания электрона около ядра атома. Так как энергия электрона меняется дискретно – квантами, термин «орбита» заменен термином «энергетический уровень».

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

Говорят, что электроны, у которых  $n = 1$ , находятся на первом энергетическом уровне, у которых  $n = 2$  – на втором энергетическом уровне и т. д.

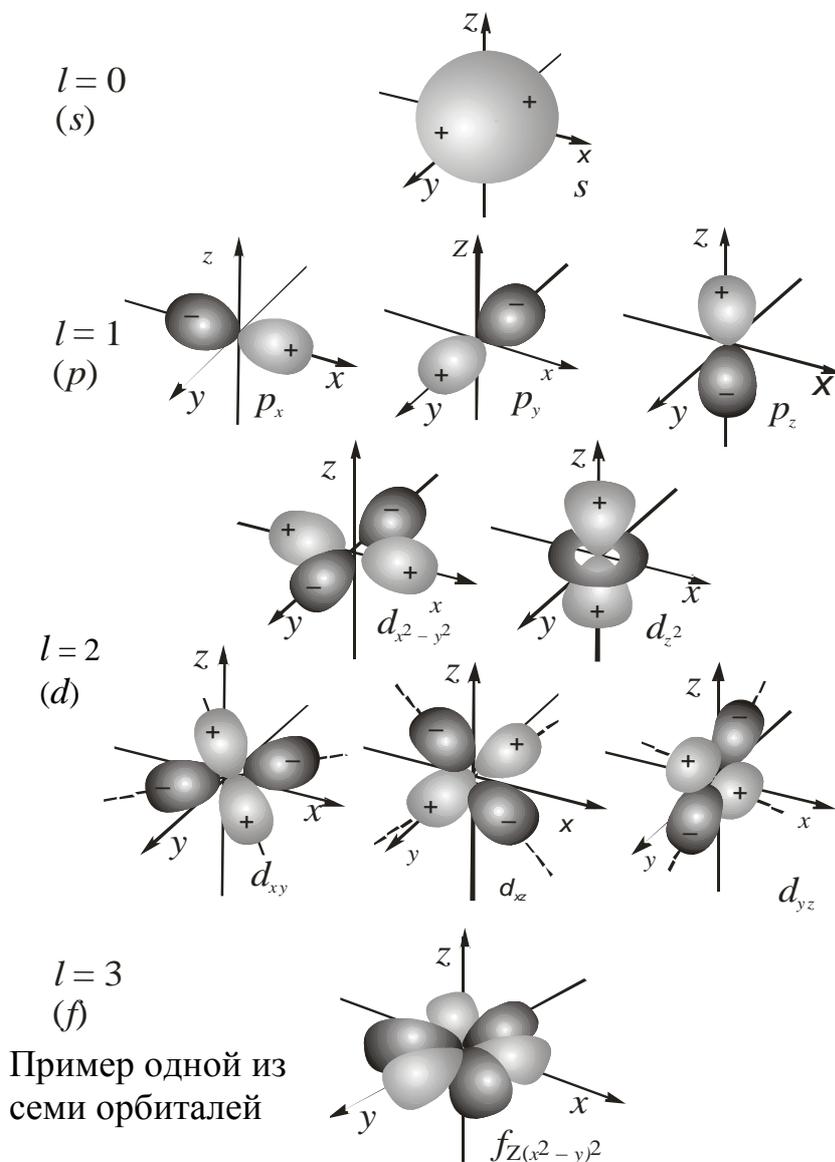
Отсюда видно, что  $n = 1; 2; 3; 4$  и т. д. То есть  $n$  принадлежит множеству натуральных чисел.

Максимальное число электронов на данном энергетическом уровне –  $2n^2$ . Таким образом, максимальное число электронов на

первом уровне – 2, на втором – 8, на третьем – 18 и т. д.

### Орбитальное квантовое число, $l$

Орбитальное квантовое число  $l$  определяет энергию данного подуровня и форму АО:



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

Главному квантовому числу  $n$  соответствует  $n$  значений орбитальных квантовых чисел.

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

Энергетический подуровень – совокупность энергетических состояний электрона в атоме, характеризующихся одним и тем же

значением орбитального квантового числа  $l$ .

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

#### **Магнитное квантовое число, $m_l$**

Магнитное квантовое число  $m_l$  связано с ориентацией АО в пространстве.

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

Для сферической  $s$ -орбитали ( $l = 0$ ) существует только одно значение  $m_l = 0$ , таким образом, на  $s$ -подуровне каждого энергетического уровня существует только 1 орбиталь.

Для гантелеобразных  $p$ -орбиталей ( $l = 1$ ) существует 3 возможных значения:  $m_l = -1; 0; +1$ . Таким образом, на  $p$ -подуровне находится 3 орбитали.

Для  $d$ -орбиталей ( $l = 2$ ) существует 5 возможных значений:  $m_l = -2; -1; 0; +1; +2$ . Таким образом, на каждом  $d$ -подуровне находится 5 орбиталей.

#### **Спиновое квантовое число, $m_s$**

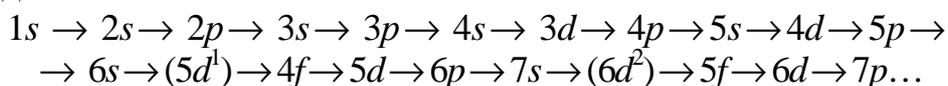
Электрон имеет собственный магнитный и механический моменты, которые объединили общим названием «спин». В связи с этим введено четвертое квантовое число – спиновое число  $m_s$ . Оно принимает значения  $+1/2$  и  $-1/2$ . Спин у электрона не зависит от внешних условий и не связан с движением электрона в трехмерном пространстве, спин не может быть уничтожен или изменен.

Распределение электронов в атомах элементов определяют три основных положения: принцип Паули, принцип наименьшей энергии (правила Клечковского) и правило Хунда.

1. *Принцип, или запрет, Паули:* в атоме не может быть даже двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел. Значит, в энергетической ячейке может быть не более двух электронов, причем с противоположными спинами  $\boxed{\uparrow\downarrow}$ . Нахождение в одной энергетической ячейке третьего электрона привело бы к тому, что два из них имели бы одинаковыми все четыре квантовых числа.

2. *Принцип наименьшей энергии*: размещение электронов должно отвечать наибольшей связи их с ядром, то есть электрон должен обладать наименьшей энергией.

Энергетические уровни и подуровни заполняются в такой последовательности:



Такая последовательность заполнения отвечает возрастанию энергии электронов в соответствии с возрастанием суммы  $(n + l)$  главного и орбитального квантовых чисел. В случае равенства этой суммы  $(n + l)$  заполнение электронами энергетических подуровней происходит от меньших значений  $n$  к большим (или от больших значений  $l$  к меньшим). Это правило установлено В. М. Клечковским (1952) и отвечает принципу наименьшей энергии.

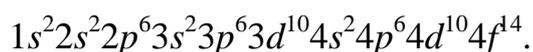
3. *Правило Хунда*: электроны в пределах данного подуровня ( $s, p, d, f$ ) располагаются так, чтобы суммарное спиновое число их было максимальным. Например, если в трех  $p$ -ячейках надо распределить три электрона, то они будут располагаться каждый в отдельной ячейке, а именно:  $\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}$  (суммарный спин равен  $3/2$ ), а не так:  $\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\phantom{\uparrow}}$  (суммарный спин равен  $1/2$ ).

Распределение электронов в атоме по энергетическим уровням и подуровням записывается в виде электронных формул. В этих формулах буквами  $s, p, d, f$  обозначаются энергетические подуровни электронов; цифры перед буквами означают энергетический уровень, на котором находится электрон, а индекс вверху справа – число электронов на подуровне. Например, запись  $5p^3$  означает, что три электрона располагаются на  $p$ -подуровне пятого энергетического уровня.

**Пример 1.** Распределить электроны по энергетическим уровням и подуровням для атомов кальция и скандия.

**Решение.**

Кальций находится в четвертом периоде, порядковый номер 20, значит, его 20 электронов расположены на четырех энергетических уровнях. Общая формула для всех уровней



Согласно принципу наименьшей энергии, после заполнения подуровня  $3p$  будет заполняться подуровень  $4s$ , а не  $3d$ . Отсюда электронная формула для атома кальция





порядковыми номерами 17 и 29. У последнего происходит провал одного  $4s$ -электрона на  $3d$ -подуровень. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

11. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше:  $4d$  или  $5s$ ;  $6s$  или  $5p$ ? Почему? Составьте электронную формулу атома элемента, порядковый номер которого 43.

12. Что такое изотопы? Чем можно объяснить дробность атомных масс большинства элементов периодической системы? Могут ли атомы разных элементов иметь одинаковую массу? Как называются подобные атомы?

13. В чем сущность радиоактивного распада? Изотоп какого элемента получится в результате последовательного излучения 4  $\alpha$ - и 2  $\beta$ -частиц атомным ядром  $^{238}\text{U}$ ?

14. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 14 и 40. Какие электроны этих атомов являются валентными?

15. Какую радиоактивность называют искусственной? Изотоп какого элемента образуется в результате ядерной реакции, происходящей при бомбардировке ядер атомов  $^{27}\text{Al}$  протонами, если при этом поглощается один протон и выделяется одна  $\alpha$ -частица? Составьте уравнение этой ядерной реакции.

16. Составьте электронные формулы атомов элементов, порядковые номера которых 15 и 51. Укажите энергетические уровни и подуровни, на которых находятся их валентные электроны.

17. Почему марганец проявляет металлические свойства, а хлор – неметаллические? Дайте ответ, исходя из представлений о строении атомов этих элементов.

18. Составьте электронные формулы атомов элементов, порядковые номера которых 25 и 53. Укажите энергетические уровни и подуровни, на которых находятся их валентные электроны.

19. Какой подуровень в атомах заполняется раньше:  $4d$  или  $5s$ ,  $4d$  или  $5p$ ? Составьте электронную формулу атома железа.

20. Строение внешнего энергетического уровня атомов одного элемента  $4s^2p^1$ , а атомов другого элемента  $4s^2p^4$ . Составьте полные электронные формулы атомов этих элементов. У какого из них сильнее выражены металлические свойства? Ответ мотивируйте.

21. Составьте электронные формулы атомов ниобия и сурьмы. На каких подуровнях расположены их валентные электроны?

22. Какое максимальное число электронов находится на каждом из первых четырех энергетических уровней; на подуровнях  $s$ ,  $p$ ,  $d$ ,  $f$ ?

23. Составьте электронные формулы атомов молибдена и теллура. На каких подуровнях находятся их валентные электроны?

24. Строение внешнего и предпоследнего энергетических уровней одного элемента  $\dots 3s^2 p^6 4s^2 3d^6$ , атомов другого  $\dots 3s^2 p^6 4s^2$ . Составьте полные электронные формулы атомов этих элементов. Какой из них относится к  $s$ -элементам?

25. Что такое энергия ионизации атома? В каких единицах она выражается? Как изменяется восстановительная способность  $s$ - и  $p$ - элементов в группах периодической системы с увеличением порядкового номера? Почему?

26. Что такое сродство к электрону? В каких единицах оно выражается? Как изменяется окислительная активность неметаллов в периоде и в группе периодической системы с увеличением порядкового номера? Ответ мотивируйте строением атомов соответствующих элементов.

27. Что такое относительная электроотрицательность? Как изменяется относительная электроотрицательность  $p$ -элементов в периоде и в группе периодической системы с увеличением порядкового номера? Почему?

28. Какие элементы пятого периода периодической системы имеют оксид, отвечающий их высшей степени окисления  $\text{Э}_2\text{O}_5$ ? Какой из данных элементов образует газообразное соединение с водородом? Составьте формулы орто- и метакислот этих элементов и изобразите их графически.

29. Исходя из закономерностей периодической системы дайте мотивированный ответ, какой из двух гидроксидов – более сильное основание:  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  или  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  или  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  или  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ .

30. Как влияет повышение степени окисления элемента на свойства его гидроксидов? Исходя из этого, ответьте, какой из двух гидроксидов – более сильное основание:  $\text{CuOH}$  или  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ;  $\text{TlOH}$  или  $\text{Tl}(\text{OH})_3$ ;  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  или  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

31. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода периодической системы, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется химический характер этих соединений при переходе от натрия к хлору?

32. Исходя из положения элементов в периодической системе, составьте формулы следующих соединений: метаванадиевой и рениевой кислот, оксида технеция, отвечающего его высшей степени окисления, водородного соединения германия. Изобразите

графически формулы этих соединений.

33. Исходя из положения молибдена, гафния, ниобия, полония в периодической системе, составьте формулы следующих соединений: молибденовой и метагафниевой кислот, оксида технеция, отвечающего его высшей степени окисления, и водородного соединения германия. Изобразите графически формулы этих соединений.

34. Какой из элементов четвертого периода – ванадий или мышьяк – обладает более выраженными металлическими свойствами? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом? Ответ мотивируйте исходя из строения атомов данных элементов.

35. Какие элементы образуют газообразные соединения с водородом? В каких группах периодической системы находятся эти элементы? Составьте формулы водородных и кислородных соединений хлора, теллура и сурьмы, отвечающих их низшей и высшей степеням окисления.

36. У какого элемента четвертого периода – хрома или селена – сильнее выражены металлические свойства? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом? Ответ мотивируйте строением атомов хрома и селена.

37. Какую низшую степень окисления проявляют хлор, сера, азот и углерод? Почему? Составьте формулы соединений алюминия с данными элементами в этой их степени окисления. Как называются соответствующие соединения?

38. У какого из *p*-элементов пятой группы периодической системы – фосфора или сурьмы – сильнее выражены неметаллические свойства? Какое из водородных соединений данных элементов более сильный восстановитель? Ответ мотивируйте строением атомов этих элементов.

39. Исходя из положения металла в периодической системе, дайте мотивированный ответ, какой из двух гидроксидов – более сильное основание:  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  или  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  или  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  или  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ .

40. Почему гидроксиды марганца и хлора, отвечающие их низшей степени окисления, имеют различный химический характер? Напишите формулы соответствующих оксидов и гидроксидов хлора и марганца.

41. Какие степени окисления проявляют кремний, мышьяк, селен и хлор? Почему? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

42. К какому семейству относятся элементы, в атомах которых последний электрон поступает на *4f*- и на *5f*-орбитали? Сколько

элементов включает каждое из этих семейств? Как отражается на свойствах этих элементов электронное строение атомов?

43. Атомные массы элементов в периодической системе непрерывно увеличиваются, тогда как свойства простых тел изменяются периодически. Чем это можно объяснить?

44. Какова современная формулировка периодического закона? Объясните, почему в периодической системе элементов аргон, кобальт, теллур и торий помещены соответственно перед калием, никелем, иодом и протактинием, хотя и имеют большую атомную массу.

## ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

Химическая связь – совокупность сил, обуславливающих взаимодействие атомов друг с другом в химическом соединении.

Химические связи традиционно подразделяют на ковалентные, ионные и металлические.

Ковалентная связь – химическая связь между двумя атомами, осуществляемая общей для этих атомов парой электронов ( $H_2$ ,  $Cl_2$  и т. п.).

Ионная связь – результат электростатического взаимодействия противоположно заряженных ионов, обладающих обособленными друг от друга электронными оболочками ( $Cs^+F^-$ ,  $Na^+Cl^-$  и т. п.).

Чисто ионная связь представляет собой лишь предельный случай. В подавляющем большинстве молекул химические связи имеют характер, промежуточный между чисто ковалентными и чисто ионными связями. Это полярные ковалентные связи, которые осуществляются общей для двух атомов парой электронов, смещенной к ядру одного из атомов-партнеров. Если такое смещение невелико, то связь по своему характеру приближается к чисто ковалентной; чем это смещение больше, тем ближе связь к чисто ионной.

Для квантово-механического описания ковалентной связи и строения молекул могут быть применены два подхода: метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей.

В основе метода валентных связей (ВС) лежат следующие положения:

1. Ковалентная химическая связь образуется двумя электронами, обладающими противоположно направленными спинами и принадлежащими двум атомам, между которыми осуществляется связь.

Такая общая электронная пара может образоваться как в результате спаривания двух неспаренных электронов, принадлежащих разным атомам (обменный механизм образования связи), так и за счет пары электронов одного атома – донора – и вакантной орбитали второго атома – акцептора (донорно-акцепторный механизм образования связи).

2. Ковалентная связь тем прочнее, чем в большей степени перекрываются взаимодействующие электронные облака. Поэтому ковалентная связь образуется в таком направлении, при котором это перекрывание максимально.

Метод молекулярных орбиталей исходит из предположения, что

состояние электронов в молекуле может быть описано как совокупность молекулярных электронных орбиталей (молекулярных электронных облаков), причем каждой молекулярной орбитали (МО) соответствует определенный набор молекулярных квантовых чисел. Как и в любой другой многоэлектронной системе, в молекуле сохраняется принцип Паули, так что на каждой МО могут находиться не более двух электронов, которые должны обладать противоположно направленными спинами. Действует также правило Хунда, согласно которому минимальной энергии молекулы соответствует такое распределение электронов по энергетически равноценным орбиталям, при котором абсолютное значение суммарного спина молекулы максимально. Если на МО имеются неспаренные электроны, молекула парамагнитна; если все электроны спарены – диамагнитна.

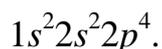
	Метод валентных связей (ВС)	Метод молекулярных орбиталей (МО)
Суть метода	Связь осуществляется за счет пары электронов, находящихся на орбитали, образовавшейся за счет перекрывания двух атомных орбиталей	В молекуле образуется собственная система молекулярных орбиталей, на которых находятся все электроны данной молекулы
Поведение электронов в молекуле (расчет волновой функции)	Волновая функция электронов, образующих связь: $\Psi = \psi_A(1)\psi_B(2) + \psi_A(2)\psi_B(1) + \psi_A(1)\psi_A(2) + \psi_B(1)\psi_B(2),$ где $\psi_A$ и $\psi_B$ – волновые функции атомов $A$ и $B$ ; 1 и 2 – номера электронов, участвующих в связи	В приближении линейной комбинации атомных орбиталей (ЛКАО) молекулярные орбитали образуются из атомных: $\Psi_I = c_1\psi_A + c_2\psi_B$ $\Psi_{II} = c_3\psi_A + c_4\psi_B$
Симметрия орбиталей	Орбитали $\sigma$ -, $\pi$ -, $\delta$ -симметрии образуют соответственно $\sigma$ -, $\pi$ -, $\delta$ -связи	МО имеют $\sigma$ -, $\pi$ -, $\delta$ - и более сложные типы симметрии
Число связей	Количество общих электронных пар	Нет понятия числа связей
Прочность молекулы	Определяется величиной перекрывания атомных орбиталей (АО)	Определяется разностью энергий электронов на молекулярных орбиталях и исходных атомных орбиталях
Геометрия	Определяется направлением в	Определяется как

	Метод валентных связей (ВС)	Метод молекулярных орбиталей (МО)
молекулы	пространстве АО, участвующих в связи	положение атомов в пространстве, при котором энергия системы минимальна

**Пример 1.** Покажите графическую схему образования связей в молекуле  $O_2$  по методу ВС.

Решение.

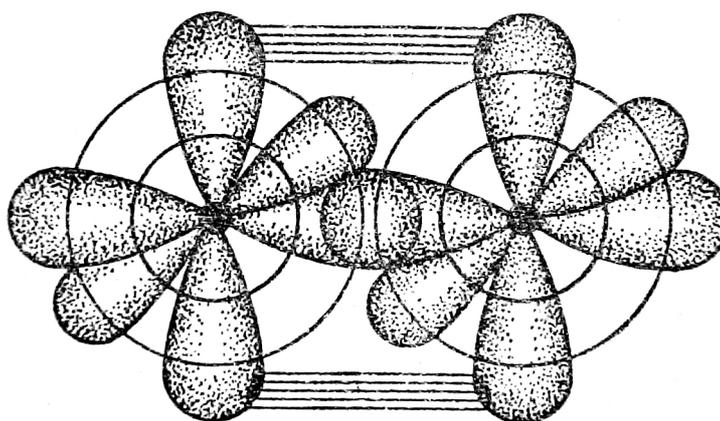
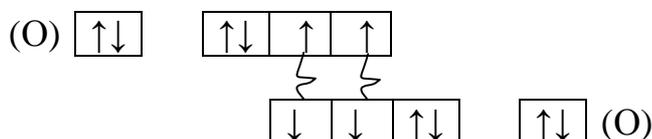
Напишем электронную формулу атома кислорода:



Для определения числа валентных электронов представим распределение внешних электронов по энергетическим подуровням:



Число неспаренных электронов у атома кислорода равно двум. Связь между атомами в молекуле кислорода будет двойной:  $\sigma$ -связь за счет перекрывания  $p_z$ -орбиталей (ось  $z$  лежит на линии, соединяющей центры взаимодействующих атомов) и  $\pi$ -связь за счет перекрывания  $p_x$  или энергетически равноценных  $p_y$ -орбиталей:

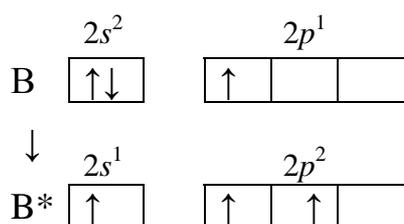


**Пример 2.** Опишите структуру  $BF_3$ . Каков характер связей между

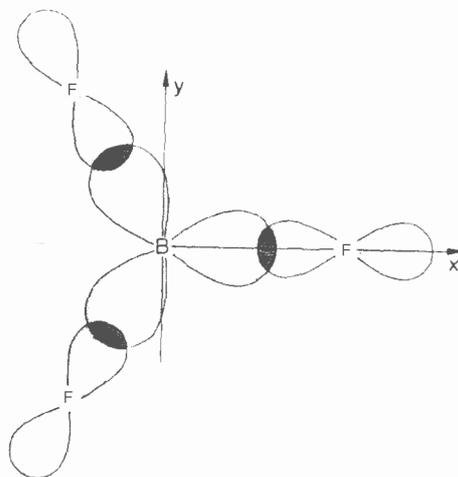
атомами в молекуле?

Решение.

Запишем электронную формулу В:  $1s^2 2s^2 2p^1$ . Как видно, в нормальном состоянии атом бора содержит один неспаренный электрон. В то же время бор находится в третьей группе периодической системы элементов и способен проявлять в соединениях валентность, равную трем, то есть может образовать три химические связи. Это становится возможным при энергетическом возбуждении атома В, которое происходит при взаимодействии с атомами F, когда один  $s$ -электрон переходит на свободный  $p$ -подуровень.

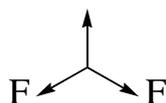


Так как все три связи в  $\text{BF}_3$  равноценны, происходит смешивание, гибридизация атомных орбиталей с образованием трех энергетически равноценных  $sp^2$ -орбиталей, которые взаимодействуют с  $p$ -орбиталями атомов фтора:



Молекула  $\text{BF}_3$  имеет плоскостную структуру, три  $\sigma$ -связи за счет перекрывания  $p$ -орбиталей атомов F и гибридных  $sp^2$ -орбиталей атома бора. Угол между связями  $120^\circ$ .

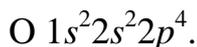
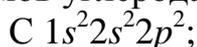
F



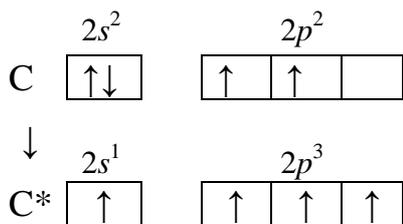
**Пример 3.** Покажите характер связей в молекуле  $\text{CO}_2$  и их взаимное расположение.

Решение.

Запишем электронные и графические электронные формулы атомов углерода и кислорода:



Как видно из схемы, атом углерода содержит в нормальном состоянии всего два неспаренных электрона. Для образования четырех связей с двумя атомами кислорода необходимо перевести один  $s$ -электрон на  $p$ -подуровень, что возможно при энергетическом возбуждении атома углерода при взаимодействии с атомами кислорода:



Так как каждая связь между атомами O и C двойная (одна  $\sigma$  и одна  $\pi$ ), для образования двух  $\pi$ -связей потребуется участие двух  $p$ -орбиталей атома углерода. Оставшиеся  $s$ - и  $p$ -орбитали дают две гибридные орбитали вида  $sp$ , образующие угол  $180^\circ$ . Молекула  $\text{CO}_2$  имеет линейное строение, дипольный момент молекулы равен нулю:



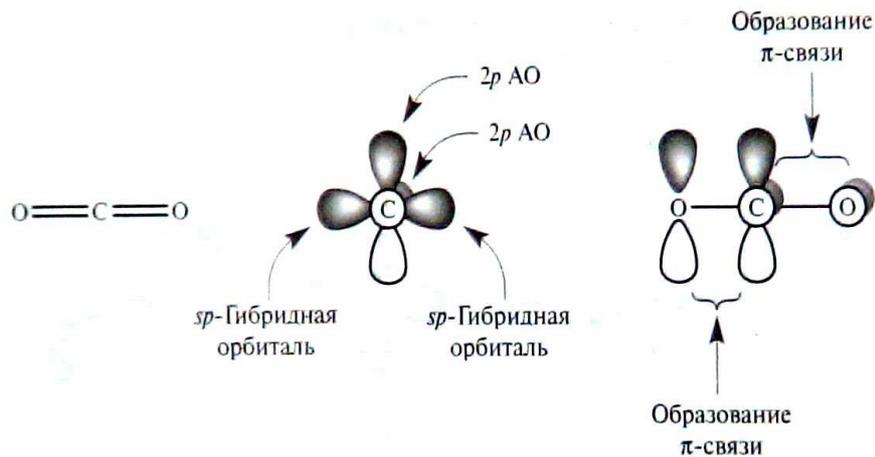
$sp$ -Гибридная орбиталь     $sp$ -Гибридная орбиталь

Образование  
 $\pi$ -связи

$2p$  АО

$2p$  АО

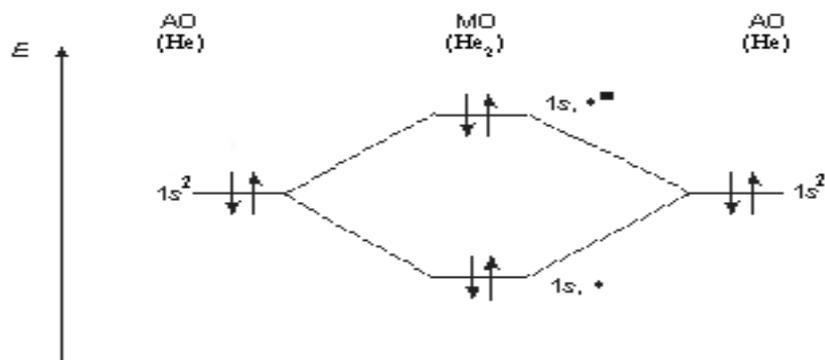
Образование  
 $\pi$ -связи



**Пример 4.** Какая из частиц –  $\text{He}_2$  или  $\text{He}_2^+$  – более устойчива? Объясните причину устойчивости.

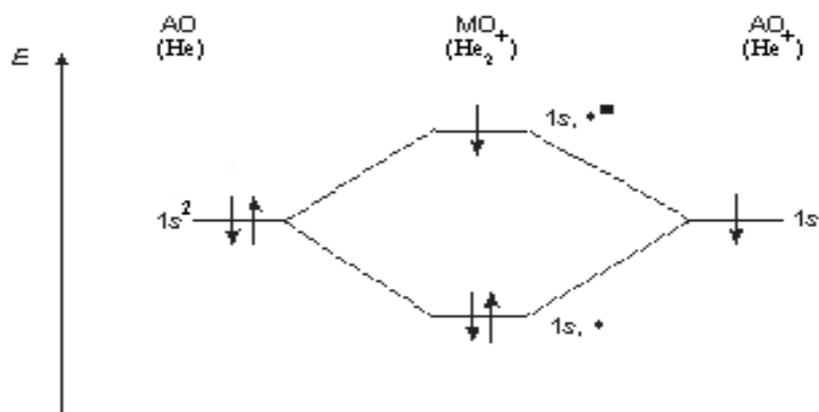
Решение.

Известно, что молекула не одноатомна. Докажем невозможность существования частицы  $\text{He}_2$ . Запишем электронную формулу такой частицы:  $\sigma_{\text{св}}^2 1s^2 \sigma_{\text{разр}}^2 1s^2$



Как видно, порядок связи в такой частице равен нулю и она существовать не может. Энергетически выгоднее система из двух отдельных атомов He.

Для частицы  $\text{He}_2^+$  электронная формула имеет вид  $\sigma_{\text{св}}^2 1s^2 \sigma_{\text{разр}}^1 1s^1$ :

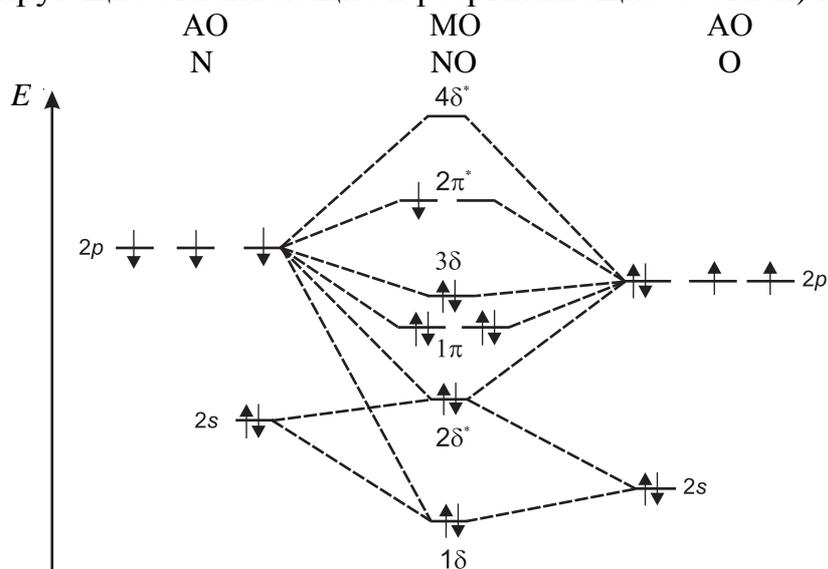


Порядок связи:  $\frac{1}{2} (2 - 1) = \frac{1}{2}$ . Частица достаточно устойчива.

**Пример 5.** Определите порядок связи в молекуле NO. Представьте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей NO.

Решение.

При составлении энергетических диаграмм двухатомных, состоящих из разных атомов, молекул учитывают тот факт, что соответствующие орбитали разных атомов отличаются по энергиям (у более отрицательного атома они расположены ниже). При этом должен выполняться принцип: в комбинации участвуют атомные орбитали, не слишком отличающиеся по энергиям. Энергетическая диаграмма NO (изображены не только *p*-атомные орбитали взаимодействующих атомов, но и *s*-орбитали дают взаимно компенсирующие связывающие и разрыхляющие  $\sigma$ -связи) имеет вид:



Обратите внимание на энергетическое равенство  $\pi$ -молекулярных орбиталей.

$$\text{Порядок связи: } \frac{1}{2} (6 - 1) = 2,5.$$

### Контрольные задания

1. Какую химическую связь называют ковалентной? Чем можно объяснить направленность ковалентной связи? Как метод валентных связей (ВС) объясняет строение молекулы воды?

2. Какая ковалентная связь называется неполярной и какая полярной? Что служит количественной мерой полярности ковалентной связи? Составьте электронные схемы строения молекул  $N_2$ ,  $H_2O$ ,  $HI$ . Какие из них являются диполями?

3. Составьте электронные схемы строения молекул  $Cl_2$ ,  $H_2S$ ,  $CCl_4$ . В каких молекулах ковалентная связь является полярной? Как метод валентных связей (ВС) объясняет угловое строение молекулы  $H_2S$ ?

4. Чем отличается структура кристаллов  $NaCl$  от структуры кристаллов натрия? Какой вид связи осуществляется в этих кристаллах? Какие кристаллические решетки имеют натрий и  $NaCl$ ? Чему равно координационное число натрия в этих решетках?

5. Какую химическую связь называют водородной? Чем объясняется возникновение водородной связи? Приведите примеры.

6. Как изменяется характер химической связи у фторидов элементов третьего периода периодической системы с увеличением порядкового номера элементов?

7. Как изменяется полярность химической связи в молекулах  $NH_3$ ,  $PH_3$ ,  $AsH_3$ ? Дайте ответ на основании сравнения величин сродства к электрону  $p$ -элементов одной группы периодической системы.

8. Как изменяется полярность химической связи в молекулах галогенводородов с увеличением порядкового номера галогенов? Ответ мотивируйте.

9. Дайте объяснение закономерному уменьшению дипольного момента в молекулах  $H_2O$ ,  $H_2S$ ,  $H_2Se$  (в направлении от  $H_2O$  к  $H_2Se$ ).

10. На основании распределения электронов по энергетическим ячейкам атомов в невозбужденном и возбужденном состояниях укажите, почему сера проявляет переменную валентность, а кислород – постоянную.

11. Укажите типы химической связи в веществах  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{I}_2$ . Для вещества, имеющего ионную связь, составьте уравнения превращения соответствующих атомов в нейтральные атомы.

12. Составьте электронные схемы строения молекул  $\text{Br}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{SO}_2$ . В каких молекулах связь является полярной? К каким атомам смещены электронные пары?

13. Охарактеризуйте типы химической связи в веществах  $\text{H}_2$ ,  $\text{NaBr}$ ,  $\text{NH}_3$ . Составьте электронную схему строения молекулы аммиака.

14. Как метод валентных связей (ВС) объясняет линейное строение молекулы  $\text{BeCl}_2$  и тетраэдрическое –  $\text{CH}_4$ ?

15. Какие силы межмолекулярного взаимодействия называются ориентационными, индукционными и дисперсионными? Как они возникают и какова природа этих сил?

16. Какую химическую связь называют координационной или донорно-акцепторной? Разберите строение комплекса  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ . Укажите донор и акцептор. Как метод валентных связей (ВС) объясняет тетраэдрическое строение этого иона?

17. Какие электроны атома бора участвуют в образовании ковалентных связей? Как метод валентных связей (ВС) объясняет симметричную треугольную форму молекулы  $\text{BF}_3$ ?

18. Как метод молекулярных орбиталей (МО) объясняет парамагнитные свойства молекулы кислорода? Нарисуйте энергетическую схему образования молекулы  $\text{O}_2$  по методу молекулярных орбиталей (МО).

19. Нарисуйте энергетическую схему образования молекулы  $\text{F}_2$  по методу молекулярных орбиталей (МО). Сколько электронов находится на связывающих и разрыхляющих орбиталях?

20. Как метод молекулярных орбиталей (МО) объясняет большую энергетическую диссоциацию молекулы азота? Нарисуйте энергетическую схему образования молекулы  $\text{N}_2$  по методу молекулярных орбиталей (МО). Сколько электронов находится на связывающих и разрыхляющих орбиталях?

## ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА И ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Неорганические соединения по составу делятся на гомо- и гетеросоединения. Гомосоединения по свойствам делятся на собственно гомосоединения (озон  $O_3$ , алмаз  $C$  и др.) и простые вещества (кислород  $O_2$ , графит  $C$  и др.). Гетеросоединения, или сложные вещества, делятся на классы: оксиды, гидроксиды, кислоты, соли.

Оксиды – это бинарные соединения, содержащие кислород в степени окисления  $-2$  и какой-либо элемент с целочисленной положительной степенью окисления.

Например:  $Na_2O$ ,  $FeO$  – оксиды. Соединения  $Na_2O_2$ ,  $Fe_3O_4$  – не оксиды, а соли:  $Na_2O_2$  – пероксид натрия,  $Fe(FeO_2)_2$  – метаферрит железа (II).

По химическим свойствам оксиды подразделяются на несолеобразующие и солеобразующие (основные, амфотерные, кислотные).

К несолеобразующим оксидам относятся оксиды, которые не взаимодействуют ни с кислотами, ни со щелочами.

Несолеобразующие:  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $CO$ ,  $GeO$ .

Солеобразующие оксиды могут взаимодействовать с кислотами или основаниями с образованием соли.

Солеобразующие:

– основные:  $Na_2O$ ,  $MgO$ ,  $BaO$ ,  $MnO$ ;

– амфотерные:  $BeO$ ,  $ZnO$ ,  $SnO$ ,  $PbO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $MnO_2$ ;

– кислотные:  $SO_2$ ,  $SO_3$ ,  $CO_2$ ,  $Mn_2O_7$ .

Гидроксиды – это вещества, в состав которых входят гидроксогруппы  $OH^-$ .

Гидроксиды по химическим свойствам делятся на основания, амфотерные гидроксиды и гидроксиды с кислотными свойствами.

Основания: а) растворимые (щелочи):  $LiOH$ ,  $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $RbOH$ ,  $CsOH$ ,  $FrOH$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $Sr(OH)_2$ ,  $Ba(OH)_2$ ,  $Ra(OH)_2$ .

б) нерастворимые:  $Mg(OH)_2$ ,  $Fe(OH)_2$ .

Амфотерные гидроксиды:  $Be(OH)_2$ ,  $Zn(OH)_2$ ,  $Pb(OH)_2$ ,  $Al(OH)_3$ ,  $Cr(OH)_3$ .

Гидроксиды с кислотными свойствами (кислородсодержащие кислоты):  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_4$ .

По числу гидроксогрупп, способных замещаться на кислотные

остатки, различают однокислотные основания ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ) и многокислотные основания ( $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ).

Кислоты – это вещества, которые при диссоциации в воде образуют избыток катионов водорода.

Кислоты делятся на:

1) сильные ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) и слабые ( $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ );

2) бескислородные ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ) и кислородсодержащие ( $\text{HClO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ );

3) одноосновные ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ) и многоосновные ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ).

Соли – это продукты замещения водорода кислоты на металл ( $\text{HCl} \rightarrow \text{NaCl}$ ) или продукты замещения гидроксильных групп основания на кислотный остаток ( $\text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl}$ ).

Различают:

1) средние соли – продукты полного замещения водорода кислоты на металл или гидроксогрупп основания на кислотный остаток ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ );

2) кислые соли – продукты неполного замещения водорода многоосновных кислот на металл ( $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$ );

3) основные соли – продукты неполного замещения гидроксогрупп многокислотных оснований на кислотный остаток ( $\text{AlOHSO}_4$ ,  $(\text{ZnOH})_3\text{PO}_4$ );

4) двойные соли – соли, образованные разными катионами и анионами одного вида ( $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ );

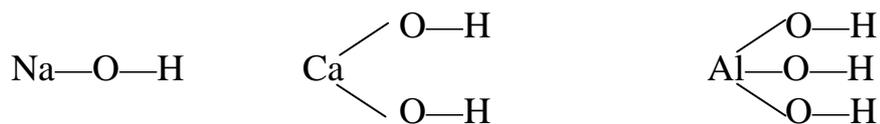
5) смешанные соли – соли одного и того же катиона и различных анионов ( $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$ );

6) комплексные соли – соли, содержащие комплексные ионы ( $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ).

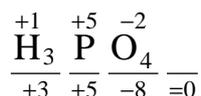
Графическое изображение формул – показывает порядок соединения атомов в молекуле согласно их степеням окисления. Непосредственно между собой соединяются разноименно заряженные частицы, и степень окисления изображается черточкой, соединяющей атомы.

В гидроксидах группы  $\text{OH}$  не связаны между собой, а соединяются с положительно заряженными атомами металла. Таким образом, центральный атом металла соединяется с таким числом гидроксогрупп ( $-\text{O}-\text{H}$ ), какова степень окисления металла.

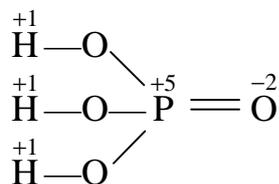
Например,  $\overset{+1}{\text{Na}}\text{OH}$ ,  $\overset{+2}{\text{Ca}}(\text{OH})_2$ ,  $\overset{+3}{\text{Al}}(\text{OH})_3$  имеют следующее графическое изображение формул:



При графическом изображении формул кислородсодержащих кислот прежде всего определяют степень окисления элемента, образующего кислоту. Необходимо помнить, что степень окисления каждого атома кислорода  $-2$  и каждого атома водорода  $+1$ , а молекула в целом электронейтральна.

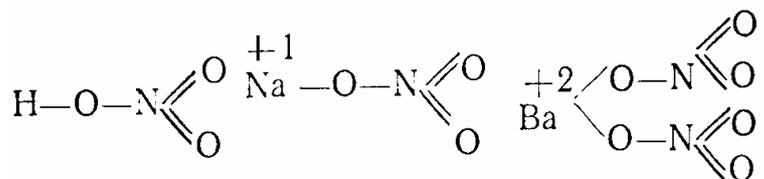


Атомы центрального элемента не могут соединяться с атомами водорода, поскольку они одноименно заряжены. Каждый атом водорода соединяется с атомом неметалла через кислород. Так как в молекуле фосфорной кислоты число атомов кислорода на один больше, чем атомов водорода, то избыточный атом кислорода соединяется с центральным атомом фосфора. Порядок соединения атомов водорода, фосфора и кислорода (согласно их степени окисления) отвечает следующему графическому изображению формулы:

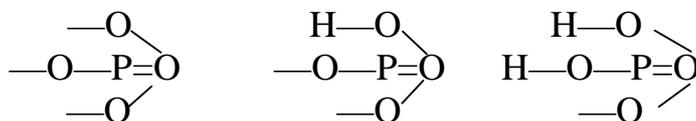


Для графического изображения формул солей за основу берут формулы соответствующих кислот, заменяя в них ионы водорода на ионы металла или основного катиона, то есть остатка основания ( $\text{MgOH}^+$ ,  $\text{Fe(OH)}_2^+$  и т. п. При этом один ион водорода заменяется ионом металла со степенью окисления  $+1$ , два иона водорода – ионом металла со степенью окисления  $+2$  и т. д.

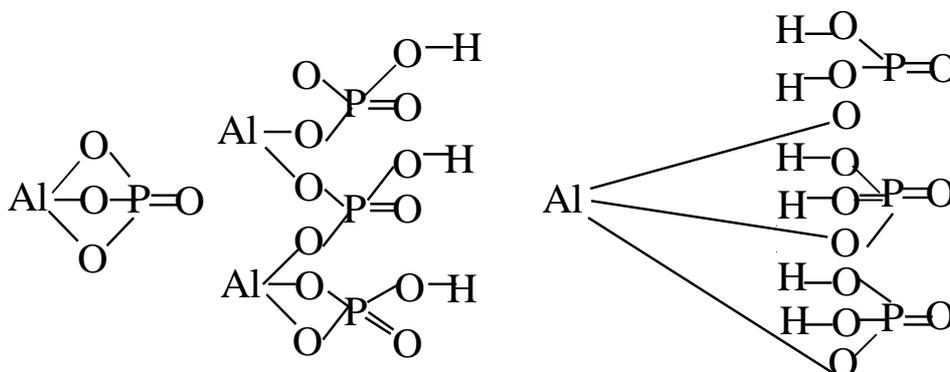
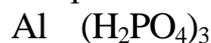
Например, учитывая формулу азотной кислоты, формулы  $\text{NaNO}_3$  и  $\text{Ba(NO}_3)_2$  графически можно изобразить так:



При составлении графических формул солей надо четко представлять себе графические формулы кислотных остатков и основных катионов. Так, фосфорная кислота может образовывать три кислотных остатка (как трехосновная кислота):



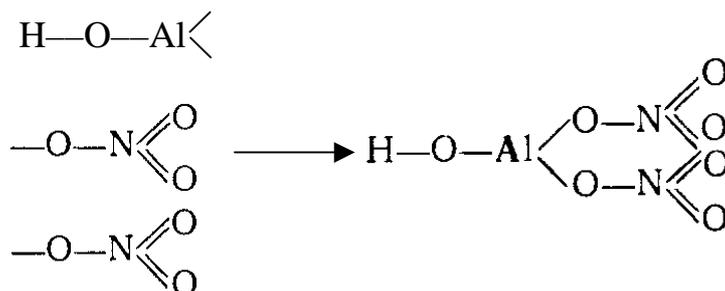
С алюминием фосфорная кислота может образовывать три соли:



**Пример 1.** Составьте графическую формулу гидроксонитрата алюминия  $\text{AlOH(NO}_3\text{)}_2$ .

Решение.

Изображаем графические формулы двух кислотных остатков  $\text{NO}_3^-$ , присоединяем к ним основной катион  $(\text{AlOH})^{2+}$  и получаем графическое изображение соли:

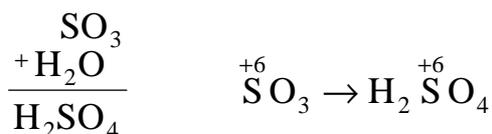


**Пример 2.** Напишите формулы гидроксидов, соответствующих оксидам  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{ZnO}$ .

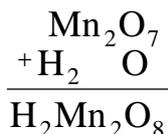
$\text{Na}_2\text{O}^{+1}$  — оксид металла со степенью окисления +1, следовательно, это основной оксид и ему соответствует основание

$\text{NaOH}^{+1}$ , формулу которого получаем присоединением к атому металла одной группы  $\text{OH}^-$  (количество присоединяемых гидроксильных групп определяется степенью окисления металла).

$\text{SO}_3^{+6}$  – оксид неметалла, то есть является кислотным оксидом, поэтому ему соответствует гидроксид с кислотными свойствами (кислота) со степенью окисления неметалла такой же, как в оксиде (+6). Чтобы правильно написать формулу кислоты, к оксиду мысленно добавляем  $\text{H}_2\text{O}$  и подсчитываем число атомов каждого элемента.

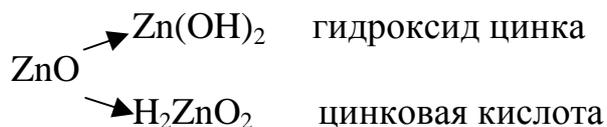


$\text{Mn}_2\text{O}_7^{+7}$  – оксид металла со степенью окисления выше +4, то есть является кислотным оксидом и ему отвечает гидроксид с кислотными свойствами (кислота). Формулу кислоты образуем так:



После сокращения цифровых индексов при атомах получаем формулу  $\text{HMnO}_4$ .

$\text{ZnO}^{+2}$  – оксид, который образован металлом с амфотерными свойствами, следовательно, данному оксиду соответствует как основание, так и кислота, формулы которых составляем по вышеописанным закономерностям.



### Контрольные задания

1. Сгруппируйте по классам и назовите следующие соединения:  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{CaO}_2$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{CaS}$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{Al(OH)}_3$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ .

2. Какие простые вещества, образованные химическими элементами периодической системы Д. И. Менделеева,

взаимодействуют с водой при комнатной температуре, разлагая ее при этом? Напишите уравнения соответствующих реакций.

3. Напишите формулы всех возможных оксидов, образуемых элементами II и III периодов. Назовите их. Укажите классы, к которым они относятся.

4. У какого из оксидов сильнее выражены кислотные свойства: 1)  $\text{MnO}_2$  или  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ; 2)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  или  $\text{CrO}_3$ ; 3)  $\text{FeO}$  или  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ?

5. Из формул кислот выведите формулы соответствующих им кислотных оксидов:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SeO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SeO}_4$ .

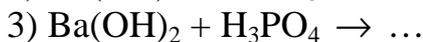
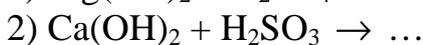
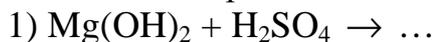
6. Напишите уравнения реакций получения всеми возможными способами следующих оснований:  $\text{LiOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ba(OH)}_2$ ,  $\text{Fe(OH)}_2$ ,  $\text{Fe(OH)}_3$ .

7. Напишите уравнения реакций получения всеми возможными способами следующих кислот:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

8. Напишите уравнения реакций получения всеми возможными способами солей:  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{CaSO}_4$ .

9. Напишите уравнения реакций получения средних солей из следующих солей:  $\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ .

10. Напишите уравнения реакций образования кислых и основных солей при взаимодействии следующих кислот и оснований:

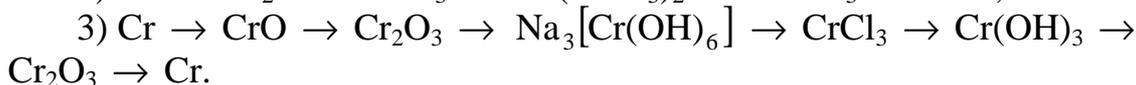
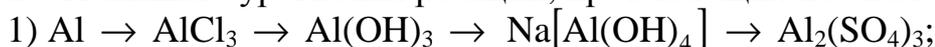


11. Образование каких солей можно предположить при взаимодействии  $\text{Ca(OH)}_2$  и  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , взятых в различных молярных соотношениях? Напишите формулы этих солей и дайте им название.

12. Напишите уравнения химических превращений, протекающих по схеме:



13. Напишите уравнения реакций, протекающих по схемам:



14. Напишите уравнения реакций, протекающих по схемам:



15. Вода, проходя через известковые породы, становится

«жесткой». Чем обусловлена эта жесткость? Напишите уравнение протекающей реакции.

16. В пещерах, куда проникает «жесткая» вода в течение длительного времени, образуются сталактиты и сталагмиты, состоящие из кальцита  $\text{CaCO}_3$ . В результате какой реакции это происходит?

17. К каким классам неорганических соединений можно отнести следующие минералы:

$\text{SiO}_2$  – кварц;

$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  – малахит;

$\text{CaWO}_4$  – шеелит;

$\text{ZrSiO}_4$  – циркон?

18. Напишите молекулярные и графические формулы нитрата бария, гидрокарбоната железа (III), сульфита цезия, гидросульфата цинка, метаалюмината магния.

19. Напишите молекулярные и графические формулы гидросульфата цинка, дигидроксохлорида хрома (III), ортофосфата магния, хромата бария, гидросульфита кальция.

## ОСНОВНЫЕ ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительными называют реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Под степенью окисления ( $n$ ) понимают условный заряд атома, который вычисляют из предположения, что молекула состоит только из ионов. Иными словами: степень окисления – это условный заряд, который приобрел бы атом элемента, если предположить, что он принял или отдал то или иное число электронов.

Окисление-восстановление – это единый, взаимосвязанный процесс. Окисление приводит к повышению степени окисления восстановителя, а восстановление – к ее понижению у окислителя.

Повышение или понижение степени окисления атомов отражается в электронных уравнениях: окислитель принимает электроны, а восстановитель их отдает. При этом не имеет значения, переходят ли электроны от одного атома к другому полностью и образуются ионные связи или электроны только оттягиваются к более электроотрицательному атому и возникает полярная связь. О способности того или иного вещества проявлять окислительные, восстановительные или двойственные (как окислительные, так и восстановительные) свойства можно судить по степени окисления атомов окислителя и восстановителя.

Атом того или иного элемента в своей высшей степени окисления не может ее повысить (отдать электроны) и проявляет только окислительные свойства, а в своей низшей степени окисления не может ее понизить (принять электроны) и проявляет только восстановительные свойства. Например:

$N^{5+}(HNO_3)$	$S^{6+}(H_2SO_4)$	}	проявляют только окислительные свойства
$N^{4+}(NO_2)$	$S^{4+}(SO_2)$		
$N^{3+}(HNO_2)$	$S^{2+}(SO)$	}	проявляют окислительные и восстановительные свойства
$N^{2+}(NO)$			
$N^{+}(N_2O)$			
$N^0(N_2)$			
$N^{-}(NH_2OH)$			
$N^{2-}(N_2H_4)$	$S^0(S_2; S_8)$	}	проявляют только восстановительные свойства
$N^{3-}(NH_3)$	$S^{-}(H_2S_2)$		
	$S^{2-}(H_2S)$		

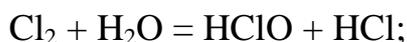
При окислительно-восстановительных реакциях валентность атомов может и не меняться. Например, в окислительно-восстановительной реакции  $\text{H}_2^0 + \text{Cl}_2^0 = 2\text{H}^+\text{Cl}^-$  валентность атомов водорода и хлора до и после реакции равна единице, изменилась их степень окисления. Валентность определяет число связей, образованных данным атомом, и поэтому знака заряда не имеет. Степень же окисления имеет знак плюс или минус.

Различают три типа окислительно-восстановительных реакций:

1) межмолекулярного окисления и восстановления:



2) диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления):



3) внутримолекулярного окисления-восстановления:



Окисление-восстановление – единый взаимосвязанный процесс, поскольку теряемые восстановителем электроны сейчас же присоединяются к окислителю. Поэтому для определения коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях надо установить такое соотношение между числом молекул окислителя и восстановителя, при котором количество электронов, теряемых восстановителем, равно количеству электронов, принимаемых окислителем. Для установления такого соотношения и составления уравнений окислительно-восстановительных реакций используют метод электронных уравнений и метод ионно-электронных уравнений (ионно-электронных полуреакций).

Рассмотрим правила составления уравнений по первому методу.

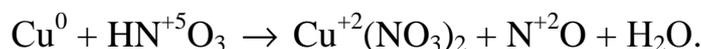
1. Записываем формулы исходных веществ:



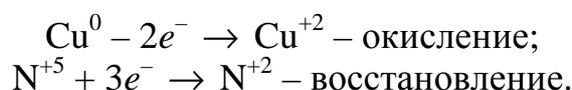
Среди исходных веществ находим окислитель – вещество, способное присоединять электроны, и восстановитель – вещество, способное отдавать электроны. Окислитель образует продукты реакции, содержащие элемент с более низкой степенью окисления, чем в исходном веществе. Восстановитель образует продукты реакции, содержащие элемент с более высокой степенью окисления, чем в исходном веществе. В нашем примере  $\text{HN}^{+5}\text{O}_3$  – окислитель

(так как содержит элемент в высшей степени окисления), превращается в  $N^{+2}O$ , то есть степень окисления азота понижается;  $Cu^0$  – восстановитель (поскольку металлы всегда восстановители), превращается в  $Cu(NO_3)_2$ , то есть  $Cu^0$  повышает степень окисления до  $Cu^{+2}$ .

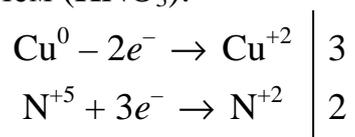
2. Составляем схему реакции и указываем атомы элементов, изменяющие степени окисления:



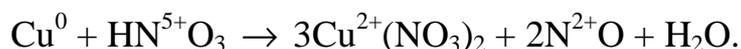
3. Составляем электронные уравнения, указывающие процессы отдачи электронов (в случае повышения степени окисления, например  $Cu^0 - 2e^- \rightarrow Cu^{+2}$ ) и их присоединения (при понижении степени окисления, например  $N^{5+} + 3e^- \rightarrow N^{+2}$ ):



4. В электронных уравнениях подбираем дополнительные множители (коэффициенты) так, чтобы число электронов, отдаваемых восстановителем ( $Cu$ ), равнялось числу электронов, принимаемых окислителем ( $HNO_3$ ):



5. Переносим дополнительные множители в уравнение реакции в виде коэффициентов перед продуктами окисления и восстановления:

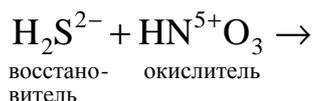


6. Находим остальные коэффициенты методом подбора, подсчитывая число атомов металлов, неметаллов, водорода и кислорода в левой и правой частях уравнения



Приводим схему мысленных операций логической последовательности написания окислительно-восстановительных реакций методом ионно-электронных полуреакций.

1. Определяем степень окисления каждого элемента в исходных соединениях:



2. Анализируем каждый элемент с точки зрения, может ли он

принципиально быть восстановителем.

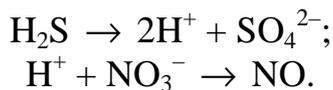
3. Исходя из того, что восстановитель повышает свою степень окисления, устанавливаем, до какой степени он окисляется. Например,  $S^{2-} \rightarrow S^{6+}$ .

4. Определяем, какое устойчивое соединение соответствует найденной степени окисления восстановителя ( $S^{6+}$  отвечает  $H_2SO_4$ ).

5. Аналогичный анализ проводим с окислителем, помня, что он понижает свою степень окисления при восстановлении ( $HN^{+5}O_3 \rightarrow N^{+2}O$ ).

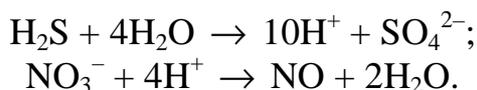
6. Все оставшиеся ионы элементов, которые не вошли в соединения окисленной формы восстановителя и восстановленной формы окислителя, соединяем с ионами противоположного знака, определяющего реакцию среды.

7. Записываем полуреакцию окисления, а затем восстановления. При этом окислитель и восстановитель, а также их окисленную и восстановленную формы записываем в том виде, в котором они существуют в растворе (в виде ионов, если вещество является сильным электролитом, или в виде нейтральных молекул, если оно представляет собой осадок, газ или слабый электролит):

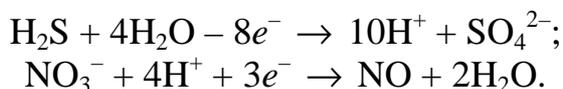


8. Добиваемся материального баланса по каждому элементу.

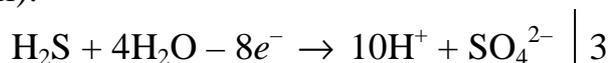
9. Там, где не хватает кислорода, дописываем на каждый недостающий атом в кислой среде одну молекулу воды и с противоположной стороны определенное число ионов водорода, а в щелочной среде на каждый недостающий атом кислорода, как правило, – по две гидроксогруппы и с противоположной стороны – соответствующее число молекул воды:

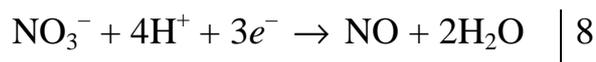


10. Добиваемся баланса зарядов в правой и левой частях уравнений:

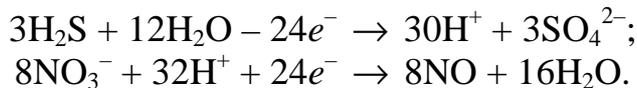


11. Поскольку количество электронов, отдаваемых восстановителем, должно быть равно количеству электронов, принимаемых окислителем, находим дополнительные множители (коэффициенты):

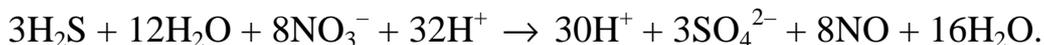




12. Умножаем обе полуреакции на эти множители:



13. Суммируем обе полуреакции и найденные коэффициенты ставим в ионно-молекулярное уравнение реакции:

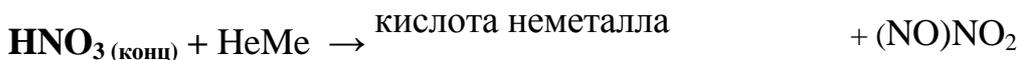
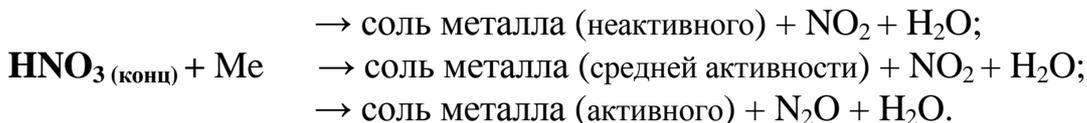
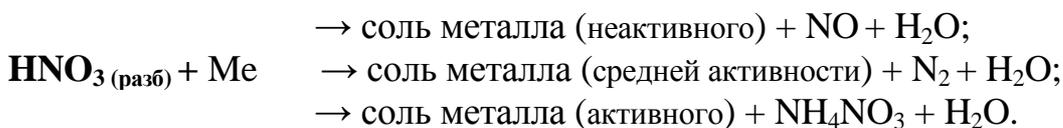
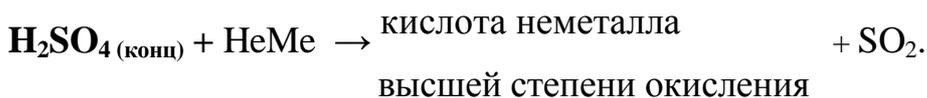
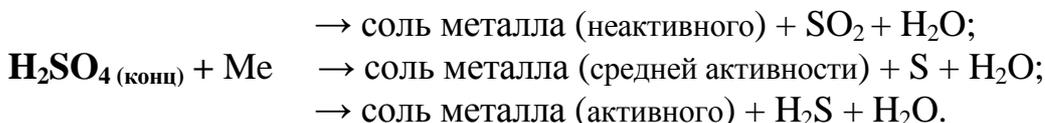
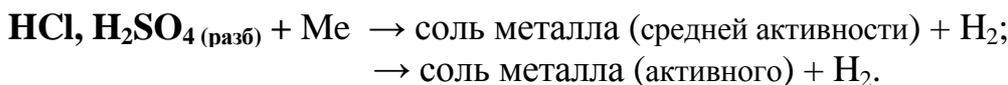


14. Проверяем правильность постановки коэффициентов путем подсчета атомов кислорода в правой и левой частях уравнения. В итоге получаем



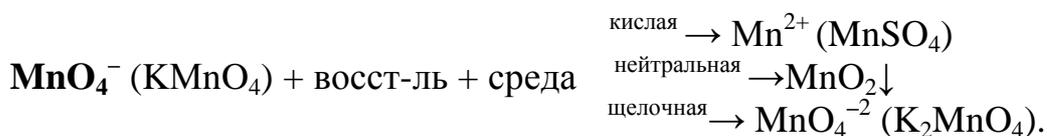
При составлении уравнений реакций с участием водных растворов кислот обычно принято считать неактивными те металлы, которые в ряду напряжений расположены после водорода; активные – металлы от лития до алюминия; металлы средней активности – после алюминия до водорода.

Особенности взаимодействия кислот с металлами и неметаллами:



## высшей степени окисления

Влияние среды на продукты окислительно-восстановительных реакций:



**Пример 1.** Исходя из степени окисления ( $w$ ) азота, серы и марганца в соединениях  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$  определите, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

**Решение.**

Степень окисления азота  $w(\text{N})$  в указанных соединениях соответственно равна:  $-3$  (низшая),  $+3$  (промежуточная),  $+5$  (высшая);  $w(\text{S})$  соответственно равна:  $-2$  (низшая),  $+4$  (промежуточная),  $+6$  (высшая);  $w(\text{Mn})$  соответственно равна:  $+4$  (промежуточная),  $+7$  (высшая). Отсюда:  $\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3, \text{H}_2\overset{-2}{\text{S}}$  – только восстановители;  $\overset{+5}{\text{N}}\text{O}_3, \text{H}_2\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_4, \text{KMn}\overset{+7}{\text{O}}_4$  – только окислители;  $\text{HNO}_2, \text{H}_2\overset{+4}{\text{S}}\text{O}_3, \text{Mn}\overset{+4}{\text{O}}_2$  – окислители и восстановители.

**Пример 2.** Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а)  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{HI}$ ; б)  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ; в)  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{HMnO}_4$ ?

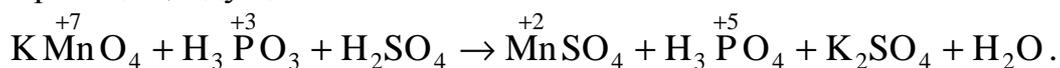
**Решение.**

а) Степень окисления серы в  $\text{H}_2\text{S}$   $w(\text{S}) = -2$ ; в  $\text{HI}$   $w(\text{I}) = -1$ . Так как и сера, и йод находятся в своей низшей степени окисления, то оба вещества проявляют только восстановительные свойства и взаимодействовать друг с другом не могут.

б) В  $\text{H}_2\text{S}$   $w(\text{S}) = -2$  (низшая), в  $\text{H}_2\text{SO}_3$   $w(\text{S}) = +4$  (промежуточная). Следовательно, взаимодействие этих веществ возможно, причем  $\text{H}_2\text{SO}_3$  является окислителем.

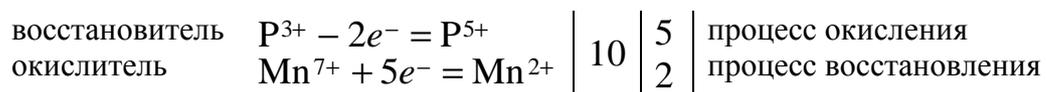
в) В  $\text{H}_2\text{SO}_3$   $w(\text{S}) = +4$  (промежуточная), в  $\text{HMnO}_4$   $w(\text{Mn}) = +7$  (высшая). Взятые вещества могут взаимодействовать,  $\text{H}_2\text{SO}_3$  в этом случае будет проявлять восстановительные свойства.

**Пример 3.** Составьте уравнения окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме:



**Решение.**

Если в условии задачи даны как исходные вещества, так и продукты их взаимодействия, то написание уравнения реакции сводится, как правило, к нахождению и расстановке коэффициентов. Коэффициенты определяют методом электронного баланса с помощью электронных уравнений. Вычисляем, как изменяют степень окисления восстановитель и окислитель, и отражаем это в электронных уравнениях:



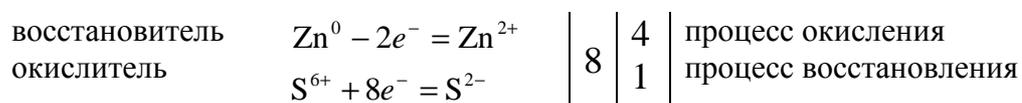
Общее число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, которые присоединяет окислитель. Общее наименьшее кратное для отданных и принятых электронов – 10. Разделив это число на 5, получаем коэффициент 2 для окислителя и продукта его восстановления, а при делении 10 на 2 получаем коэффициент 5 для восстановителя и продукта его окисления. Коэффициенты перед веществами, атомы которых не меняют свою степень окисления, находят подбором. Уравнение реакции будет иметь вид:



**Пример 4.** Составьте уравнение реакции взаимодействия цинка с концентрированной серной кислотой, учитывая максимальное восстановление последней.

Решение.

Цинк, как любой металл, проявляет только восстановительные свойства. В концентрированной серной кислоте окислительная функция принадлежит сере (+6). Максимальное восстановление серы означает, что она приобретает минимальную степень окисления. Минимальная степень окисления серы как *p*-элемента VIA-группы равна –2. Цинк как металл IIB-группы имеет постоянную степень окисления +2. Отражаем сказанное в электронных уравнениях:



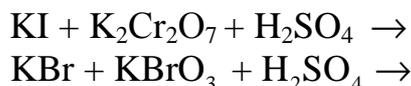
Составляем уравнение реакции:



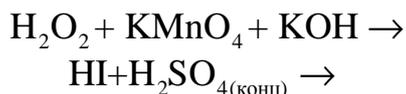
Перед  $\text{H}_2\text{SO}_4$  стоит коэффициент 5, а не 1, так как четыре молекулы  $\text{H}_2\text{SO}_4$  идут на связывание четырех ионов  $\text{Zn}^{2+}$ .

## Контрольные задания

1. Составьте полные уравнения реакций:



2. Закончите составление уравнений окислительно-восстановительных реакций:



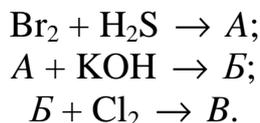
3. Вычислите молярные массы эквивалентов следующих окислителей:  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , переходящего при восстановлении в  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  $\text{KClO}_3$ , переходящего при восстановлении в  $\text{KCl}$ .

4. Какой объем кислорода (при н. у.) может быть получен из 0,039 кг пероксида натрия при взаимодействии его с оксидом углерода (IV)? Какое применение находит это уравнение в технике?

5. Составьте полное уравнение реакции, отвечающее ионно-электронной полуреакции

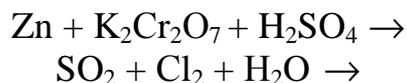


6. Укажите формулы (*A*, *B* и *B*) промежуточных и конечных бромсодержащих веществ в процессах, происходящих по следующей схеме:

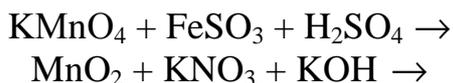


Приведите уравнения реакций, соответствующих данным схемам.

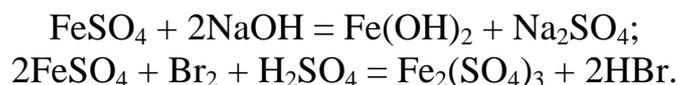
7. Напишите полные уравнения реакций:



8. Закончите составление уравнений окислительно-восстановительных реакций:

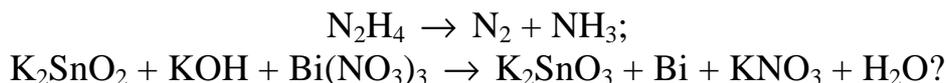


9. Вычислите молярные массы эквивалентов сульфата железа (II) в следующих реакциях:



10. При действии  $\text{H}_2\text{O}_2$  на раствор  $\text{KMnO}_4$  в присутствии  $\text{H}_2\text{SO}_4$  выделилось  $5,6 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$  кислорода (при н. у.). Какая масса йода выделится из раствора йодида калия при действии на него такой же массы  $\text{H}_2\text{O}_2$ ?

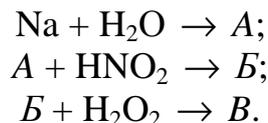
11. В каком из процессов происходит окисление и в каком восстановление соответствующих элементов при получении простых веществ:



12. Составьте полное уравнение реакции, отвечающее ионно-электронной полуреакции

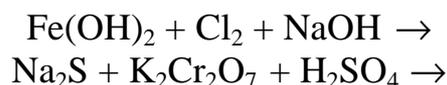


13. Укажите формулы (*A*, *B* и *B*) промежуточных и конечных натрийсодержащих веществ в процессах, происходящих по следующей схеме:



Приведите уравнения реакций, соответствующих данным схемам.

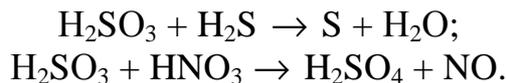
14. Составьте полные уравнения реакций:



15. Закончите составление уравнений окислительно-восстановительных реакций:

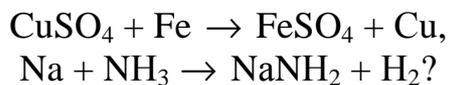


16. Вычислите молярные массы эквивалентов восстановителей, принимающих участие в процессах:

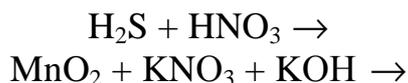


17. Какой массой  $K_2Cr_2O_7$  можно заменить  $KMnO_4$  в реакции восстановления его хлороводородом, если в результате реакции выделяется  $1,12 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$  газа при нормальных условиях?

18. В каком процессе происходит окисление и в каком восстановление соответствующих элементов при получении простых веществ:



19. Напишите полные уравнения реакций:



20. Какой объем раствора, содержащего 1 моль  $KNO_2$  в каждом  $0,001 \text{ м}^3$ , необходим: как восстановитель для  $KMnO_4$  в присутствии  $H_2SO_4$ ; как окислитель для  $KI$  в присутствии  $H_2SO_4$ ?

## ТЕРМОХИМИЯ. ЭНЕРГИЯ ГИББСА

При протекании реакции химические связи разрываются в молекулах исходных веществ и возникают в молекулах образующихся веществ. Разность энергий образующихся и разрывающихся связей проявляется в виде результирующего теплового эффекта химического процесса. В ходе экзотермической реакции энтальпия (теплосодержание) системы уменьшается ( $\Delta H < 0$ ), а в ходе эндотермической реакции – возрастает ( $\Delta H > 0$ ). Запас энергии системы взаимодействующих веществ называют энтальпией и обозначают буквой  $H$ . Изменение энтальпии системы в ходе реакции обозначают  $\Delta H$  со знаком «плюс» при увеличении энергии системы и со знаком «минус» – при ее уменьшении.

Уравнения химических реакций, в которых указаны их тепловые эффекты, называют термохимическими. Так, термохимическое уравнение реакции сгорания 12 г графита имеет вид:



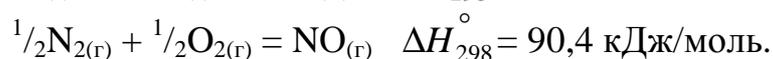
Оно показывает уменьшение энтальпии системы в результате реакции на 393,5 кДж при образовании 1 моль  $CO_2$ , то есть процесс – экзотермический.

Эндотермическую реакцию разложения 16 г метана можно выразить термохимическим уравнением:



которое показывает, что энтальпия системы возрастает на 75,18 кДж в результате разложения 1 моль метана.

Следовательно, тепловой эффект реакции отражает изменение энтальпии исходных веществ и образующихся продуктов реакции. Он зависит от агрегатного состояния веществ. При записи уравнения агрегатное состояние указывают в скобках рядом с соответствующими символами или формулами: твердое (тв.), кристаллическое (к.), растворенное (р.), жидкое (ж.), газообразное (г.), например:



Вода – экзотермическое соединение, так как образуется в результате экзотермической реакции. Оксид азота (II) как продукт эндотермической реакции является эндотермическим соединением. При образовании 1 моль химического соединения поглощается (или выделяется) такое количество теплоты, какое выделяется (или поглощается) при его разложении на первоначальные составные части. Количество теплоты, которое выделяется (или поглощается) при образовании 1 моль вещества из простых веществ, называют теплотой образования.

В основе термохимических вычислений лежит закон Гесса, который гласит: тепловой эффект реакции зависит от начального и конечного состояний веществ и не зависит от промежуточных стадий. Так, окисление углерода до  $\text{CO}_2$  можно осуществить двумя путями:

а) сжиганием угля при полном доступе воздуха по реакции:



б) сжиганием угля при ограниченном доступе воздуха, протекающем в две стадии:



Следовательно, алгебраическая сумма тепловых эффектов промежуточных стадий – образования  $\text{CO}$  и окисление последнего до  $\text{CO}_2$  – равна тепловому эффекту реакции прямого окисления углерода до  $\text{CO}_2$ . Пользуясь законом Гесса, можно вычислять теплоты образования и разложения различных веществ, энергии связи соединений, а также теплотворную способность топлива.

Обычно в термохимических расчетах применяют следствие из закона Гесса: тепловой эффект реакции ( $\Delta H_{\text{x,p}}^{\circ}$ ) равен сумме теплот образования ( $\Delta_f H_{298}^{\circ}$ ) продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов:

$$\Delta H_{\text{x,p}}^{\circ} = \sum n_i \Delta_f H_{298}^{\circ} \text{ прод} - \sum n_j \Delta_f H_{298}^{\circ} \text{ исходн. вещества} \cdot$$

Стандартной теплотой образования (энтальпией) данного соединения называют тепловой эффект реакции образования 1 моль

этого соединения из простых веществ при стандартных условиях.

Обычно при расчетах используют стандартные теплоты образования ( $\Delta_f H_{298}^\circ$ ), то есть при 298 К (25°C) и 101 325 Па (1 атм), так как тепловой эффект с температурой изменяется незначительно. Стандартная теплота образования простых веществ принята равной нулю,  $\Delta_f H_{298}^\circ$  (простых веществ) = 0.

**Пример 1.** Вычислите тепловой эффект реакции горения графита, приводящей к образованию оксида углерода (II). Напишите термохимическое уравнение.

Решение.

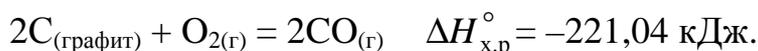
Записываем уравнение реакции с указанием агрегатного состояния и кристаллической модификации веществ:



Вычисляем  $\Delta H_{\text{х.п}}^\circ$  на основании стандартных теплот образования веществ, применяя следствие из закона Гесса:

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{х.п}}^\circ &= 2 \cdot \Delta_f H_{298}^\circ (CO_{(\text{г})}) - 2 \cdot \Delta_f H_{298}^\circ (C_{(\text{графит})}) - \Delta_f H_{298}^\circ (O_{2(\text{г})}) = \\ &= 2(-110,52) - 0 - 0 = -221,04 \text{ кДж}. \end{aligned}$$

Термохимическое уравнение данной реакции имеет вид:



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

Реакции, не протекающие при стандартной температуре, при изменении температуры могут протекать самопроизвольно. С одной стороны, система стремится к упорядочению (агрегации),  $\Delta H < 0$ ; с другой стороны, система стремится к беспорядку (деагрегации),  $\Delta S > 0$ . Тенденцию к беспорядку характеризует величина, которую называют энтропией. Энтропия отражает движение частиц вещества и является мерой неупорядоченности системы. Изменение энтропии  $\Delta S_{\text{х.п}}^\circ$  рассчитывается аналогично  $\Delta H_{\text{х.п}}^\circ$ :

$$\Delta S_{\text{х.п}}^\circ = \sum n_i S_{298}^\circ \text{ прод} - \sum n_j S_{298}^\circ \text{ исходн. вещества}.$$

Для характеристик химических процессов используется энергия Гиббса  $\Delta G_{\text{х.п}}^\circ$ :

$$\Delta G_{x,p}^{\circ} = \Delta H_{x,p}^{\circ} - T\Delta S_{x,p}^{\circ}.$$

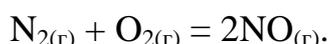
Самопроизвольно протекающие процессы идут в сторону уменьшения  $\Delta G_{x,p}^{\circ}$ .

Если  $\Delta G_{x,p}^{\circ} < 0$ , процесс принципиально осуществим; если  $\Delta G_{x,p}^{\circ} > 0$  – процесс самопроизвольно протекать не может.

**Пример 2.** Возможен ли при стандартных условиях процесс взаимодействия азота и кислорода воздуха?

Решение.

Записываем уравнение реакции:



Для ответа на вопрос следует вычислить  $\Delta G_{x,p}^{\circ}$ , используя данные справочной литературы  $\Delta_f H_{298}^{\circ}$  и  $S_{298}^{\circ}$ .

$$\begin{aligned} \Delta H_{x,p}^{\circ} &= 2 \cdot \Delta_f H_{298}^{\circ} (\text{NO}_{(\text{г})}) - \Delta_f H_{298}^{\circ} (\text{O}_{2(\text{г})}) - \Delta_f H_{298}^{\circ} (\text{N}_{2(\text{г})}) = \\ &= 2 \cdot 90,37 - 0 - 0 = 180,74 \text{ кДж} = 180\,740 \text{ Дж}; \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} S_{298}^{\circ} &= 2 \cdot S_{298}^{\circ} (\text{NO}_{(\text{г})}) - S_{298}^{\circ} (\text{O}_{2(\text{г})}) - S_{298}^{\circ} (\text{N}_{2(\text{г})}) = \\ &= 2 \cdot 210,62 - 205,03 - 191,5 = 24,71 \text{ Дж/К}. \end{aligned}$$

Рассчитаем  $\Delta G_{x,p}^{\circ}$  реакции:

$$\Delta G_{x,p}^{\circ} = \Delta H_{x,p}^{\circ} - T\Delta S_{x,p}^{\circ} = 180\,740 - 298 \cdot 24,71 = 173\,376,42 \text{ Дж}.$$

Так как  $\Delta G_{x,p}^{\circ} > 0$ , то процесс невозможен при стандартных условиях.

Для обратимых процессов в момент установления химического равновесия глубина протекания процесса характеризуется константой равновесия данной системы в соответствии с законом действующих масс.

$K_c$  ( $K_p$ ) – константа равновесия, выраженная через равновесные концентрации (парциальные давления), показывает отношение произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов.

Взаимосвязь энергии Гиббса и константы равновесия выражается уравнением:

$$\Delta G_T^\circ = -RT \ln K_p = \Delta H_{x,p}^\circ - T \Delta S_{x,p}^\circ.$$

Отсюда

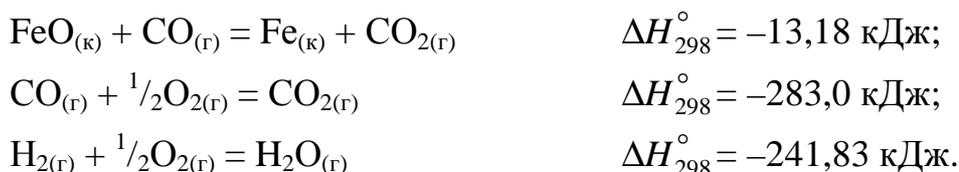
$$\lg K_p = \frac{\Delta G_T^\circ}{-19,15T}; K_p = 10^{\frac{\Delta G_T^\circ}{-19,15T}}.$$

### Контрольные задания

1. Вычислите тепловой эффект реакции восстановления одного моля  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  металлическим алюминием.

2. Газообразный этиловый спирт  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  можно получить при взаимодействии этилена  $\text{C}_2\text{H}_{4(g)}$  и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

3. Вычислите тепловой эффект реакции восстановления оксида железа (II) водородом исходя из следующих термохимических уравнений:



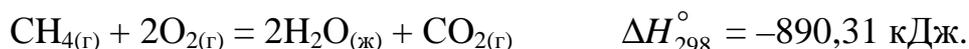
4. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероуглерод  $\text{CS}_{2(г)}$ . Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

5. Напишите термохимическое уравнение реакции между  $\text{CO}_{(г)}$  и водородом, в результате которой образуются  $\text{CH}_{4(г)}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ . Сколько теплоты выделится при этой реакции?

6. При взаимодействии газообразных метана и сероводорода образуются сероуглерод  $\text{CS}_{2(г)}$  и водород. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

7. Кристаллический хлорид аммония образуется при взаимодействии газообразных аммиака и хлороводорода. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. Сколько теплоты выделится, если в реакции было израсходовано 10 л аммиака в пересчете на нормальные условия?

8. Вычислите теплоту образования метана исходя из следующих термохимических уравнений:



9. Вычислите теплоту образования гидроксида кальция исходя из следующих термохимических уравнений:



10. Что называется теплотой образования (энтальпией) данного соединения? Вычислите, сколько литров азота, приведенного к н. у., участвовало в реакции с водородом при образовании аммиака, если при этом выделилось 18,45 кДж теплоты.

11. При сгорании газообразного этана образуются  $\text{CO}_{2(\text{г})}$  и  $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ . Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

12. Тепловой эффект реакции сгорания моля жидкого бензола с образованием паров воды и диоксида углерода равен  $-3135,58$  кДж. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования  $\text{C}_6\text{H}_{6(\text{ж})}$ .

13. При сгорании моля жидкого этилового спирта образуются  $\text{CO}_{2(\text{г})}$  и  $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ . Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект, если известно, что мольная теплота парообразования  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})}$  равна  $+42,36$  кДж.

14. Исходя из теплот образования воды и водяного пара, вычислите теплоту испарения воды.

15. При сгорании моля жидкого бензола образуются диоксид углерода и пары воды. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект, если известно, что мольная теплота парообразования  $\text{C}_6\text{H}_{6(\text{ж})}$  равна  $+33,9$  кДж.

16. Вычислите энергию связи  $\text{H}-\text{Cl}$ , то есть тепловой эффект реакции образования  $\text{HCl}$  из атомов водорода и хлора исходя из термо-химических уравнений:





17. Реакция горения аммиака выражается термохимическим уравнением



Вычислите теплоту образования  $\text{NH}_{3(\text{r})}$ .

18. Теплота растворения безводного хлорида стронция  $\text{SrCl}_2$  равна  $-47,70$  кДж, а теплота растворения кристаллогидрата  $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  равна  $+30,96$  кДж. Вычислите теплоту гидратации  $\text{SrCl}_2$ .

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

20. При получении одного моль-эквивалента гидроксида кальция из  $\text{CaO}_{(\text{к})}$  и  $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$  выделяется  $32,53$  кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования оксида кальция.

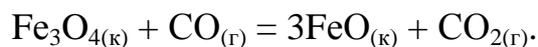
21. Теплоты образования  $\Delta H_{298}^\circ$  оксида и диоксида азота соответственно равны  $+90,37$  кДж и  $+33,85$  кДж. Определите  $\Delta S_{298}^\circ$  и  $\Delta G_{298}^\circ$  для реакций получения  $\text{NO}$  и  $\text{NO}_2$  из простых веществ. Можно ли получить эти оксиды при стандартных условиях? Какой из оксидов образуется при высокой температуре? Почему?

22. При какой температуре наступит равновесие системы



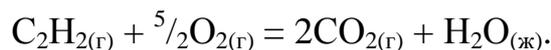
Что в этой системе является более сильным окислителем – хлор или кислород, и при каких температурах?

23. Восстановление  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  оксидом углерода (II) идет по уравнению



Вычислите  $\Delta G_{298}^\circ$  и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях. Чему равно  $\Delta S_{298}^\circ$  в этом процессе?

24. Реакция горения ацетилена идет по уравнению



Вычислите  $\Delta G_{298}^\circ$  и объясните уменьшение энтропии  $\Delta S_{298}^\circ$  в результате этой реакции.

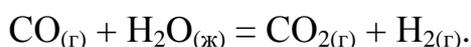
25. Уменьшается или увеличивается энтропия при переходах:  
а) воды в пар; б) графита в алмаз? Почему? Вычислите  $\Delta S_{298}^{\circ}$  для каждого превращения. Сделайте вывод о количественном изменении энтропии при фазовых и аллотропных превращениях.

26. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция, протекающая по уравнению



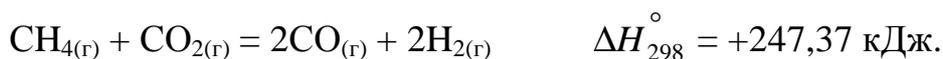
Зная тепловой эффект реакции и абсолютные стандартные энтропии соответствующих веществ, определите  $\Delta G_{298}^{\circ}$  этой реакции.

27. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропии соответствующих веществ вычислите  $\Delta G_{298}^{\circ}$  реакции, протекающей по уравнению



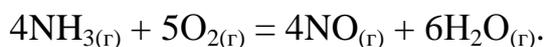
Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

28. Эндотермическая реакция взаимодействия метана с диоксидом углерода протекает по уравнению



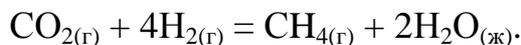
При какой температуре начнется эта реакция?

29. Определите  $\Delta G_{298}^{\circ}$  реакции, протекающей по уравнению



Вычисления сделайте на основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропии соответствующих веществ. Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

30. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропии соответствующих веществ вычислите  $\Delta G_{298}^{\circ}$  реакции, протекающей по уравнению

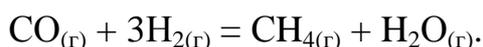


Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

31. Вычислите изменение энтропии в результате реакции образования аммиака из азота и водорода. При расчете можно исходить из  $\Delta S_{298}^{\circ}$  соответствующих газов, так как значение  $\Delta S$  с изменением температуры изменяется незначительно. Чем можно объяснить отрицательные значения  $\Delta S_{298}^{\circ}$ ?

32. Какие из карбонатов –  $\text{BeCO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$  или  $\text{BaCO}_3$  – можно получить по реакции взаимодействия соответствующих оксидов с  $\text{CO}_2$ ? Какая реакция идет наиболее энергично? Вывод сделайте, вычислив  $\Delta G_{298}^\circ$  реакций.

33. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите  $\Delta G_{298}^\circ$  реакции, протекающей по уравнению



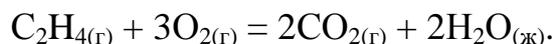
Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

34. Образование сероводорода из простых веществ протекает по уравнению



Исходя из значений  $S_{298}^\circ$  соответствующих веществ определите  $\Delta S_{298}^\circ$  и  $\Delta G_{298}^\circ$  для этой реакции.

35. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите  $\Delta G_{298}^\circ$  реакции, протекающей по уравнению



Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

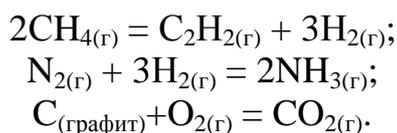
36. Определите, при какой температуре начнется реакция восстановления  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , протекающая по уравнению



37. Вычислите, при какой температуре начнется диссоциация пентахлорида фосфора, протекающая по уравнению

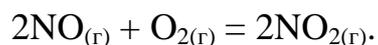


38. Вычислите изменение энтропии для реакций, протекающих по уравнениям:



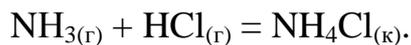
Почему в этих реакциях  $\Delta S_{298}^\circ > 0$ ;  $< 0$ ;  $\approx 0$ ?

39. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе



Ответ мотивируйте, вычислив  $\Delta G_{298}^{\circ}$  прямой реакции.

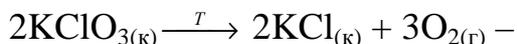
40. Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропии соответствующих веществ, вычислите  $\Delta G_{298}^{\circ}$  реакции, протекающей по уравнению



Может ли эта реакция при стандартных условиях идти самопроизвольно?

## ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

В зависимости от природы реагирующих веществ и условий протекания химического процесса различают обратимые и необратимые реакции. Так, разложение бертоловой соли по схеме:



реакция необратимая, поскольку хлорид калия не способен взаимодействовать с кислородом. Напротив, разложение йодоводорода при нагревании



обратимая реакция, она не доходит до конца, так как водород и йод в свою очередь взаимодействуют, образуя при этих условиях йодоводород. Сначала разложение йодоводорода идет со сравнительно большой скоростью. Однако по мере накопления  $\text{H}_2$  и  $\text{I}_2$  скорость реакции между ними возрастает, а скорость прямой реакции – разложение  $\text{HI}$  – уменьшается. Через определенное время скорость прямой реакции становится равна скорости обратной реакции, то есть

$$k_1 C^2(\text{HI}) = k_2 C(\text{H}_2) \cdot C(\text{I}_2).$$

Состояние системы, при котором скорость образования новых продуктов равна скорости превращения их в исходные продукты, называется химическим равновесием.

При химическом равновесии прямая и обратная реакции не прекращаются, но число молекул  $\text{HI}$ , разлагающихся в единицу времени, равно числу молекул  $\text{HI}$ , вновь образующихся в результате взаимодействия  $\text{H}_2$  с  $\text{I}_2$ . Поэтому такое равновесие называют подвижным, или динамическим, а установившиеся концентрации реагирующих веществ – равновесными. Из приведенного уравнения следует, что

$$k_1/k_2 = C(\text{H}_2) \cdot C(\text{I}_2)/C^2(\text{HI}) = K_p.$$

Здесь  $K_p$  – константа химического равновесия.

Таким образом, химическое равновесие обратимой реакции наступает тогда, когда отношение произведений концентраций образующихся веществ к произведению концентраций исходных веществ становится равным постоянной величине, называемой константой химического равновесия.

Зная равновесные концентрации, можно вычислить исходные концентрации, а также константу химического равновесия, и наоборот – зная исходные концентрации и константу равновесия,

можно определить равновесные концентрации.

**Пример 1.** Равновесие реакции  $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{HCl}$  установилось при следующих концентрациях:  $C(\text{H}_2) = 0,5$  моль/л;  $C(\text{Cl}_2) = 0,1$  моль/л;  $C(\text{HCl}) = 1,8$  моль/л. Определите исходные концентрации хлора и водорода и константу химического равновесия, если  $C_0(\text{HCl}) = 0$ .

Решение.

Из уравнения реакции следует, что к моменту равновесия израсходовано 0,9 моль/л водорода и столько же хлора. Следовательно, исходная концентрация водорода составляла  $0,5 + 0,9 = 1,4$  моль/л, а исходная концентрация хлора –  $0,1 + 0,9 = 1$  моль/л.

$$K_p = C^2(\text{HCl}) / (C(\text{H}_2) \cdot C(\text{Cl}_2)) = 1,8^2 / (0,5 \cdot 0,1) = 64,8.$$

**Пример 2.** При  $1000^\circ\text{C}$  константа равновесия реакции  $\text{FeO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{Fe}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$  равна 0,5. Каковы равновесные концентрации CO и  $\text{CO}_2$ , если начальные концентрации этих веществ составляли:  $C_0(\text{CO}) = 0,05$  моль/л;  $C_0(\text{CO}_2) = 0,01$  моль/л.

Решение.

Пусть к моменту равновесия в реакцию вступило  $x$  моль CO. Тогда, согласно уравнению реакции, образовалось  $x$  моль  $\text{CO}_2$ . Следовательно, к моменту равновесия:  $C(\text{CO}) = (0,05 - x)$  моль/л;  $C(\text{CO}_2) = (0,01 + x)$  моль/л. Отсюда  $K_p = (0,01 + x) / (0,05 - x)$ . Подставив в это выражение  $K_p = 0,5$ , получим  $x = 0,01$ . Таким образом,

$$\begin{aligned} C(\text{CO}) &= (0,05 - 0,01) = 0,04 \text{ моль/л,} \\ C(\text{CO}_2) &= (0,01 + 0,01) = 0,02 \text{ моль/л.} \end{aligned}$$

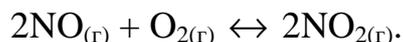
После наступления химического равновесия возникает необходимость – в целях более полного превращения исходных продуктов в конечные – нарушить равенство скоростей прямой и обратной реакций, то есть сместить равновесие в сторону прямой реакции. Это достигается путем изменения условий процесса (температуры, концентрации реагирующих веществ, а для газообразных веществ также и давления). При этом концентрации всех реагирующих веществ будут изменяться до тех пор, пока не установится новое равновесие, но уже при иных значениях равновесных концентраций.

Переход реакционной системы от одного состояния равновесия к другому называют смещением химического равновесия.

При изменении условий проведения реакции смещение химического равновесия в сторону прямой или обратной реакции

происходит в соответствии с принципом Ле Шателье: если в равновесной смеси изменить концентрацию одного из реагирующих веществ, температуру или давление, то равновесие смещается в направлении той реакции (прямой или обратной), которая ослабляет воздействие на равновесную систему.

**Пример 3.** Обратимая реакция протекает по уравнению



В сторону какой реакции (прямой или обратной) сместится химическое равновесие, если давление увеличить в 2 раза?

Решение.

Пусть равновесные концентрации до увеличения давления составляли:  $C(\text{NO}) = a$  моль/л,  $C(\text{O}_2) = b$  моль/л,  $C(\text{NO}_2) = c$  моль/л. Скорость прямой реакции –  $v_1$ , скорость обратной реакции –  $v_2$ .

Тогда  $v_1 = k_1 a^2 b$ ;  $v_2 = k_2 c^2$ .

При увеличении давления в 2 раза  $C(\text{NO}) = 2a$  моль/л,  $C(\text{O}_2) = 2b$  моль/л,  $C(\text{NO}_2) = 2c$  моль/л; скорости прямой и обратной реакций при новых условиях:  $v_1 = k_1 (2a)^2 2b = k_1 8a^2 b$ ;  $v_2 = k_2 (2c)^2 = k_2 4c^2$ .

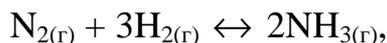
Отсюда:

$$v_1/v_1 = k_1 8a^2 b / (k_1 a^2 b) = 8; \quad v_2/v_2 = 4k_2 c^2 / (k_2 c^2) = 4.$$

Следовательно, при увеличении давления в равновесной системе в 2 раза скорость прямой реакции возрастает в 8 раз, а скорость обратной реакции – в 4 раза, то есть равновесие сместится вправо – в сторону образования  $\text{NO}_2$ .

Опираясь на принцип Ле Шателье, можно прийти к тому же выводу. Как видно из уравнения реакции, прямая реакция ведет к понижению давления – из трех молекул образуются лишь две. Следовательно, при увеличении давления равновесной системы в 2 раза ускорится реакция, ослабляющая внешнее воздействие, то есть понижающая давление. Таким образом, возрастет скорость прямой реакции – равновесие сместится вправо.

**Пример 4.** В сторону какой реакции (прямой или обратной) сместится химическое равновесие обратимой реакции



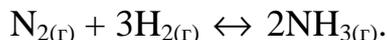
если повысить температуру равновесной системы? Прямая реакция – экзотермическая.

Решение.

В соответствии с принципом Ле Шателье при повышении температуры ускорится реакция, ослабляющая внешнее воздействие, то есть обратная реакция, протекающая с поглощением теплоты.

### Контрольные задания

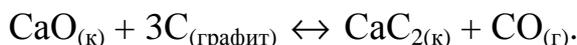
1. Напишите выражение для константы равновесия системы



Как изменится скорость реакции образования аммиака с увеличением концентрации водорода в 3 раза?

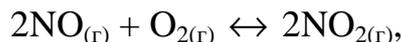
2. Как изменится скорость реакции при понижении температуры от 100 до 40°C, если температурный коэффициент равен 2?

3. Напишите выражение для константы равновесия системы



Прямая реакция эндотермическая. Как влияют понижение температуры, уменьшение давления на равновесие этой системы?

4. Как изменится скорость реакции образования NO<sub>2</sub>



если объем газовой смеси увеличить в 3 раза?

5. Напишите выражение для константы равновесия системы



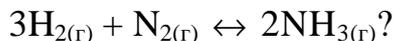
Как следует изменить давление, чтобы сместить равновесие вправо?

6. Напишите выражение для константы равновесия системы



Какими изменениями температуры, давления водяного пара можно повысить выход безводной соли? Прямая реакция эндотермическая.

7. Как влияют понижение давления, повышение температуры на равновесие системы



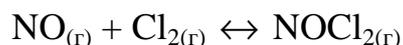
Реакция образования аммиака экзотермическая. Напишите выражение для константы равновесия данной системы.

8. Равновесие реакции  $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(\text{г})}$  установилось соответственно при следующих концентрациях этих веществ: 0,08; 0,04; 0,04 моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации диоксида серы и кислорода.

9. Исходные концентрации оксида серы (IV) и хлора в реакции  $\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{Cl}_{2(\text{r})} \leftrightarrow \text{SOCl}_{2(\text{r})}$  соответственно равны 4 моль/л и 5 моль/л. Равновесие установилось, когда в реакцию вступило 20% исходного количества  $\text{SO}_2$ . Вычислите константу равновесия.

10. Исходные концентрации оксида углерода (II) и воды в реакции  $\text{CO}_{(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} \leftrightarrow \text{CO}_{2(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})}$  соответственно равны 4 моль/л и 6 моль/л. Константа равновесия при некоторой температуре равна 1. Вычислите концентрации всех веществ в момент равновесия.

11. В десятилитровый сосуд поместили 4 моль оксида азота (II) и 6 моль хлора. Константа равновесия реакции



при некоторой температуре равна 2,5. Вычислите равновесный состав смеси в процентах.

12. Исходная концентрация хлорида фосфора (V) равна 0,5 моль/л. К моменту наступления равновесия



разложилось 20% исходного вещества. Вычислите константу равновесия.

13. Константа равновесия реакции  $3\text{H}_{2(\text{r})} + \text{N}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{r})}$  равна 0,1 при некоторой температуре. Равновесные концентрации водорода и аммиака соответственно равны 0,2 и 0,08 моль/л. Вычислите начальную и равновесные концентрации азота.

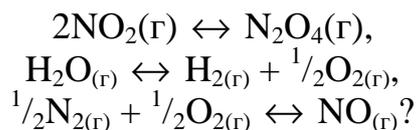
14. Равновесие реакции  $2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(\text{r})}$  установилось соответственно при следующих концентрациях этих веществ: 0,02; 0,01; 0,02 моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации оксида серы (IV) и кислорода.

15. Вычислите давление разложения  $\text{BaCO}_3$ :



при 500 К и определите температуру, при которой давление  $\text{CO}_2$  равно 101 325 Па.

16. Как отличаются численные значения  $K_c$  и  $K_p$  при 298 К для следующих процессов:



17. Вычислите давление разложения оксида ртути:



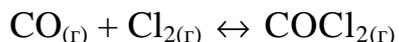
при температуре 573 К и определите температуру, при которой давление  $\text{O}_2$  составит 101 325 Па.

18. Вычислите давление разложения  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ :



при температуре 700 К и определите температуру, при которой давление водяных паров составит 101 325 Па.

19. При состоянии равновесия системы



концентрация оксида углерода (II) равна 3 моль/л, хлора – 0,3 моль/л, фосгена – 2 моль/л. Вычислите исходную концентрацию хлора и константу равновесия.

## РАСТВОРЫ. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ

Раствором называют гомогенную систему, состоящую из двух или нескольких компонентов. Один из компонентов раствора – растворитель, остальные – растворенные вещества.

Растворение веществ часто сопровождается выделением или поглощением теплоты, что является следствием химического взаимодействия растворенного вещества с растворителем. Этот процесс называется гидратацией, если растворитель – вода, или сольватацией, если взят неводный растворитель. Тепловой эффект растворения определяется для одного моля растворенного вещества и называется молярной теплотой растворения. Растворы бывают насыщенными, ненасыщенными и пересыщенными.

Насыщенный раствор – это раствор, который находится в равновесии с твердой фазой растворенного вещества.

Ненасыщенный раствор – это раствор, концентрация которого меньше концентрации насыщенного раствора.

Пересыщенный раствор – это раствор, в котором растворяемого вещества содержится больше, чем в насыщенном при данной температуре.

В химии термин “концентрация” применяется для двух размерных величин – массовой и молярной концентрации.

Существуют следующие способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента и ряд других.

Массовая доля показывает отношение массы данного компонента, содержащегося в системе, к общей массе этой системы и выражается в процентах. Например,  $\omega = 15\%$ , или 15%-ный раствор.

Молярная концентрация – это отношение количества вещества (в молях), содержащегося в растворе, к объему раствора. Например,  $C_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 0,5 \text{ моль/дм}^3$ ,  $C_{\text{NaCl}} = 2 \text{ моль/л}$ . Вместо единиц измерения моль/дм<sup>3</sup> или моль/л допускается обозначение «М». Например, 1 М HCl (одномолярный раствор) или 0,4 М KOH (четыредецимолярный раствор KOH).

Молярная концентрация эквивалента  $C_N$  – это отношение количества вещества эквивалента в растворе к объему этого раствора. Например,  $C_{\text{NaOH}} = 0,2 \text{ моль/дм}^3$ ,  $C_{(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4)} = 1 \text{ моль/л}$ . Вместо единиц

измерения моль/дм<sup>3</sup> или моль/л допускается обозначение «н.». Например, 1 н. (нормальный раствор), что соответствует  $C_{(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4)} = 1$  моль/л.

Следует отметить, что растворы, характеризуемые концентрацией количества вещества 1 моль/л эквивалентов растворенных веществ, могут отличаться по составу от соответствующих молярных растворов этих же веществ, поскольку могут содержать разные виды условных частиц.

Например, 1 М  $\text{H}_2\text{SO}_4$  отвечает  $C_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1$  моль/л и содержит 98 г/л вещества, 1 н.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  отвечает  $C_{(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4)} = 1$  моль/л и содержит 49 г/л вещества. Тогда 1 М  $\text{H}_2\text{SO}_4$  соответствует 2 н.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Молярная (молярная) доля вещества X в растворе – отношение количества вещества X в растворе к сумме количеств веществ всех компонентов раствора

$$x(\text{X}) = \frac{n(\text{X})}{n_{\text{р-ра}}},$$

где  $n(\text{X})$  – количество вещества X в растворе, моль;  $n_{\text{р-ра}}$  – сумма количеств всех компонентов раствора, моль. Молярная доля также выражается в процентах и долях единиц. Сумма массовых (дольных) долей всех компонентов раствора равна 1.

Молярная концентрация вещества X (молярность) – отношение количества растворенного вещества к массе растворителя

$$C_m(\text{X}) = \frac{n(\text{X})}{m_{\text{р-ля}}} = \frac{m(\text{X})}{M(\text{X}) \cdot m_{\text{р-ля}}},$$

где  $m_{\text{р-ля}}$  – масса растворителя, кг. Молярность показывает, какое количество вещества растворено в 1 кг растворителя, и измеряется в моль/кг.

**Пример 1.** Вычислите: а) массовую (процентную) ( $\omega$ , %); б) молярную концентрацию ( $C_M$ ); в) молярную концентрацию эквивалента ( $C_N$ ); г) молярную ( $C_m$ ) концентрацию раствора  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , полученного при растворении 18 г кислоты в 282 см<sup>3</sup> воды, если плотность его 1,031 г/см<sup>3</sup>. Чему равен титр T этого раствора?

Решение.

а) Массовая концентрация показывает число граммов (единиц массы) вещества, содержащееся в 100 г (единиц массы) раствора. Так

как массу  $282 \text{ см}^3$  воды можно принять равной  $282 \text{ г}$ , то масса полученного раствора  $18 + 282 = 300 \text{ г}$ , и, следовательно:

$300 \text{ г р-ра} - 18 \text{ г } \text{H}_3\text{PO}_4$

$100 \text{ г р-ра} - x \text{ г } \text{H}_3\text{PO}_4$

$$x = \frac{100 \cdot 18}{300} = 6 \text{ г } \text{H}_3\text{PO}_4 \text{ в } 100 \text{ г раствора, то есть раствор } 6\%;$$

б) молярная (мольно-объемная) концентрация показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в  $1 \text{ л}$  раствора. Масса  $1 \text{ л}$  раствора  $1031 \text{ г}$ . Массу кислоты в литре раствора находим из соотношения

$300 - 18$

$1031 - x$

$$x = \frac{1031 \cdot 18}{300} = 61,68 \text{ г.}$$

Молярную концентрацию раствора получим делением числа граммов  $\text{H}_3\text{PO}_4$  в  $1 \text{ л}$  раствора на молярную массу  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ( $97,99 \text{ г/моль}$ ):

$$C_M = 61,86/97,99 = 0,63 \text{ М.}$$

в) молярная концентрация эквивалента (или нормальность) показывает число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в  $1 \text{ л}$  раствора.

Так как молярная масса эквивалента  $\text{H}_3\text{PO}_4 = M/3 = 97,99/3 = 32,66 \text{ г/моль}$ , то

$$C_N = C_H = 61,86/32,66 = 1,89 \text{ н.}$$

г) моляльная концентрация (или моляльность) показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в  $1000 \text{ г}$  растворителя. Массу  $\text{H}_3\text{PO}_4$  в  $1000 \text{ г}$  растворителя находим из соотношения

$282 - 18$

$1000 - x$

$$x = \frac{1000 \cdot 18}{282} = 63,83.$$

Отсюда  $C_m = 63,83/97,99 = 0,65 \text{ моль } \text{H}_3\text{PO}_4/\text{кг } \text{H}_2\text{O}$ .

Титром раствора называют число граммов растворенного вещества в  $1 \text{ см}^3$  (мл) раствора. Так как в  $1 \text{ л}$  раствора содержится  $61,86 \text{ г}$  кислоты, то  $T = 61,86/1000 = 0,06186 \text{ г/см}^3$ .

Зная молярную концентрацию эквивалента и молярную массу

эквивалента ( $M \frac{1}{z} X$ ) растворенного вещества, титр легко найти по формуле

$$T = C_N M \left( \frac{1}{z} X \right) / 1000.$$

**Пример 2.** На нейтрализацию 50 см<sup>3</sup> раствора кислоты израсходовано 25 см<sup>3</sup> 0,5 н. раствора щелочи. Чему равна молярная концентрация эквивалента кислоты?

Решение.

Так как вещества взаимодействуют между собой в эквивалентных соотношениях, то растворы равной молярной концентрации эквивалентов реагируют в равных объемах. При разных молярных концентрациях эквивалентов объемы растворов реагирующих веществ обратно пропорциональны их нормальностям, то есть

$$V_1 : V_2 = C_{N_1} : C_{N_2} \text{ или } V_1 C_{N_1} = V_2 C_{N_2};$$
$$50 C_{N_1} = 25 \cdot 0,5, \text{ откуда } C_{N_1} = 25 \cdot 0,5 / 50 = 0,25.$$

Следовательно, раствор 0,25 н.

**Пример 3.** К 1 л 10%-ного раствора КОН ( $\rho = 1,092 \text{ г/см}^3$ ) прибавили 0,5 л 5%-ного раствора КОН ( $\rho = 1,045 \text{ г/см}^3$ ). Объем смеси довели до 2 л. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.

Решение.

Масса одного литра 10%-ного раствора КОН равна 1092 г. В этом растворе содержится  $1092 \cdot 10/100 = 109,2 \text{ г}$  КОН. Масса 0,5 л 5%-ного раствора  $1045 \cdot 0,5 = 522,5 \text{ г}$ . В этом растворе содержится  $522,5 \cdot 5/100 = 26,125 \text{ г}$  КОН.

В общем объеме полученного раствора (2 л) содержание КОН составляет  $109,2 + 26,125 = 135,325 \text{ г}$ . Отсюда молярная концентрация раствора  $C_M = 135,325 / (2 \cdot 56,1) = 1,2 \text{ М}$ , где 56,1 г/моль – молярная масса КОН.

**Пример 4.** Какой объем 96%-ной кислоты плотностью 1,84 г/см<sup>3</sup> потребуется для приготовления 3 л 0,4 н. раствора?

Решение.

Молярная масса эквивалента  $H_2SO_4 = M/2 = 98,08/2 = 49,04 \text{ г/моль}$ . Для приготовления 3 л 0,4 н. раствора требуется  $49,04 \cdot 0,4 \cdot 3 = 58,848 \text{ г}$   $H_2SO_4$ . Масса 1 см<sup>3</sup> 96%-ной кислоты 1,84 г. В этом растворе содержится  $1,84 \cdot 96/100 = 1,766 \text{ г}$   $H_2SO_4$ .

Следовательно, для приготовления 3 л 0,4 н. раствора надо взять  $58,848/1,766 = 33,32 \text{ см}^3$  этой кислоты.

**Пример 5.** Сколько грамм  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  надо растворить в 800 г воды, чтобы получить 10%-й (по массе) раствор  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ?

Решение.

Обозначим массу кристаллогидрата за  $x$ :

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = x.$$

Запишем уравнение для расчета  $\omega$ :

$$\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{x + 800} = 0,1.$$

Выразим массу безводного  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  в  $x$  г кристаллогидрата:

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 142 + 180 = 322 \text{ г/моль};$$

Подставим  $m(\text{Na}_2\text{SO}_4)$  в выражение для  $\omega$  и найдем  $x$ :

$$\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{142 \cdot x}{322(x + 800)} = 0,1;$$

$$142 \cdot x = 0,1 \cdot 322 \cdot (800 + x) = 25760 + 32,2x;$$

$$109,8x = 25760;$$

$$x = 234,6;$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 234,6 \text{ г}.$$

### Контрольные задания

1. Вычислите молярную и молярную концентрацию эквивалента 30%-ного раствора хлорида кальция, плотность которого  $1,178 \text{ г/см}^3$ .

2. Чему равна молярная концентрация эквивалента 30%-ного раствора  $\text{NaOH}$ , плотность которого  $1,328 \text{ г/см}^3$ ? К 1 л этого раствора прибавили 5 л воды. Вычислите процентную концентрацию полученного раствора.

3. К 3 литрам 10%-ного раствора  $\text{HNO}_3$ , плотность которого  $1,054 \text{ г/см}^3$ , прибавили 5 л 2%-ного раствора ( $\rho = 1,009 \text{ г/см}^3$ ) той же кислоты. Вычислите процентную и молярную концентрации полученного раствора, если считать, что его объем равен 8 л.

4. Вычислите молярную концентрацию эквивалента и моляльную концентрацию 20,8%-ного раствора  $\text{HNO}_3$ , плотность которого  $1,12 \text{ г/см}^3$ . Сколько граммов кислоты содержится в 4 л этого раствора?
5. Вычислите молярную, молярную концентрацию эквивалента и моляльную концентрацию 16%-ного раствора хлорида алюминия, плотность которого  $1,149 \text{ г/см}^3$ .
6. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к  $75 \text{ см}^3$  0,3 н. раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  прибавить  $125 \text{ см}^3$  0,2 н. раствора  $\text{KOH}$ ?
7. Для осаждения в виде  $\text{AgCl}$  всего серебра, содержащегося в  $100 \text{ см}^3$  раствора  $\text{AgNO}_3$ , потребовалось  $50 \text{ см}^3$  0,2 н. раствора  $\text{HCl}$ . Чему равна молярная концентрация эквивалента раствора  $\text{AgNO}_3$ ? Сколько граммов  $\text{AgCl}$  выпало в осадок?
8. Какой объем 20%-ного раствора  $\text{HCl}$  ( $\rho = 1,100 \text{ г/см}^3$ ) требуется для приготовления 1 л 10%-ного раствора ( $\rho = 1,050 \text{ г/см}^3$ )?
9. Смешали  $10 \text{ см}^3$  10%-ного раствора  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,056 \text{ г/см}^3$ ) и  $100 \text{ см}^3$  30%-ного раствора  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,184 \text{ г/см}^3$ ). Вычислите процентную концентрацию полученного раствора.
10. Какой объем 50%-ного раствора  $\text{KOH}$  ( $\rho = 1,538 \text{ г/см}^3$ ) требуется для приготовления 3 л 6%-ного раствора ( $\rho = 1,048 \text{ г/см}^3$ )?
11. Какой объем 10%-ного раствора карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  ( $\rho = 1,105 \text{ г/см}^3$ ) требуется для приготовления 5 л 2%-ного раствора ( $\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$ )?
12. На нейтрализацию  $31 \text{ см}^3$  0,16 н. раствора щелочи требуется  $217 \text{ см}^3$  раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Чему равны нормальность и титр раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?
13. Какой объем 0,4 н. раствора щелочи необходим для нейтрализации 30 мл раствора, содержащего 0,2942 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? Чему равна молярная концентрация раствора серной кислоты?
14. Сколько воды следует прибавить к одному литру 20%-ного раствора  $\text{K}_2\text{CO}_3$  ( $\rho = 1,189 \text{ г/см}^3$ ) для приготовления 1 н. раствора?
15. Какой объем  $\text{CO}_2$ , измеренный при нормальных условиях, выделится при действии 250 мл 4 н. раствора  $\text{HCl}$  на избыток  $\text{CaCO}_3$ ?
16. Вычислите молярную концентрацию 10%-ного раствора  $\text{HCl}$  ( $\rho = 1,091 \text{ г/см}^3$ ).
17. На нейтрализацию раствора, содержащего 0,5 г едкого натра, потребовалось 25 мл раствора кислоты. Вычислите молярную концентрацию эквивалента раствора кислоты.
18. Какое вещество и в каком количестве взято в избытке, если к 100 мл 4%-ного раствора  $\text{HCl}$  ( $\rho = 1,018 \text{ г/см}^3$ ) прибавили 50 мл 1 н. раствора едкого натра?
19. К одному литру 6%-ного раствора  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ( $\rho = 1,031 \text{ г/см}^3$ )

прилили один литр воды. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.

20. Сколько мл 5%-ного раствора ( $\rho = 1,032 \text{ г/см}^3$ ) серной кислоты пойдет на приготовление 2 л 0,5 н. раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

## СВОЙСТВА РАСТВОРОВ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

При растворении различных веществ в воде образуются ионные или молекулярные растворы, обладающие разными свойствами. Одно из них заключается в том, что первые проводят электрический ток, а вторые – нет. Вещества, растворы которых проводят электрический ток, называют электролитами.

Электролиты при растворении распадаются на положительно и отрицательно заряженные частицы (ионы). Этот процесс называется электролитической диссоциацией. Так как число положительных зарядов равно числу отрицательных, раствор в целом электронейтрален. Ионы, находящиеся в растворе, могут взаимодействовать друг с другом. Поэтому электролитическая диссоциация – процесс обратимый.

Упрощенно уравнения электролитической диссоциации можно записать так:

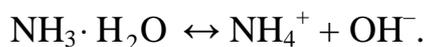


Электролитическая диссоциация зависит не только от типа химической связи в молекулах, но и от характера растворителя. Электролиты могут диссоциировать на ионы только в полярных растворителях.

Кислоты – это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только ионы водорода:



Основания – это электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы:



Соли – это электролиты, образующие в водных растворах положительно заряженные ионы металла и отрицательно заряженные ионы кислотного остатка:



Отношение числа молекул, распавшихся на ионы ( $n$ ), к числу молекул растворенного вещества ( $N$ ) называют степенью электролитической диссоциации  $\alpha$ :

$$\alpha = n/N.$$

В зависимости от степени диссоциации все электролиты условно делят на сильные ( $\alpha > 0,3$ ), средние ( $\alpha$  от 0,03 до 0,3) и слабые ( $\alpha < 0,03$ ). Степень диссоциации зависит от природы электролита, температуры, концентрации раствора. При введении в раствор слабого электролита одноименных ионов равновесие диссоциации нарушается и смещается в направлении образования недиссоциированных молекул.

Критерием деления электролитов на сильные и слабые служит константа диссоциации электролитов. Она характеризует слабые электролиты, а для сильных нехарактерна. Константа диссоциации  $K_D$  показывает отношение произведения концентрации ионов в растворе слабого электролита к концентрации недиссоциированных молекул:

$$K_D = C_K^+ \cdot C_A^- / C_{KA}.$$

Константа диссоциации для слабого электролита – величина постоянная при данной температуре и не зависит от концентрации.

Константа диссоциации и степень диссоциации находятся в математической зависимости (закон разбавления): с увеличением разбавления (уменьшением концентрации  $C$ ) степень диссоциации  $\alpha$  электролита возрастает:

$$K_D = C\alpha^2 \quad \text{или} \quad \alpha = \sqrt{K_D / C}.$$

**Пример 1.** Определите, сколько отдельных частиц растворенного вещества содержит 1 л раствора, если степень диссоциации уксусной кислоты  $\text{CH}_3\text{COOH}$  в 0,01 М растворе равна 20%.

Решение.

0,01 моль уксусной кислоты содержит  $6,02 \cdot 10^{23} \cdot 0,01 = 6,02 \cdot 10^{21}$  молекул ( $N$ ). Число продиссоциировавших молекул  $n = 6,02 \cdot 10^{21} \cdot 0,2$ . Так как каждая молекула уксусной кислоты при диссоциации образует два иона, то в растворе будет содержаться  $(N - n) + 2n$  частиц, то есть  $(6,02 \cdot 10^{21} - 6,02 \cdot 10^{21} \cdot 0,2) + 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{21} \cdot 0,2 = 7,22 \cdot 10^{21}$  частиц.

**Пример 2.** Как изменится степень диссоциации гидрата аммиака, если к его раствору прибавить: 1) хлорид аммония, 2) угольную кислоту?

Решение.

Прибавление  $\text{NH}_4\text{Cl}$  приведет к повышению концентрации ионов  $\text{NH}_4^+$ , и равновесие диссоциации  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$  сместится

влево – степень диссоциации уменьшится. С добавлением  $\text{H}_2\text{CO}_3$  уменьшится концентрация ионов  $\text{OH}^-$  в результате образования малодиссоциированных молекул воды, равновесие сместится вправо – степень диссоциации увеличится.

**Пример 3.** Определите степень электролитической диссоциации уксусной кислоты в 1 М растворе, если константа диссоциации ее  $1,754 \cdot 10^{-5}$ .

Решение.

По закону разбавления

$$\alpha = \sqrt{K/C} = \sqrt{1,754 \cdot 10^{-5} / 1} = 4 \cdot 10^{-3} = 0,004.$$

### Реакции ионного обмена

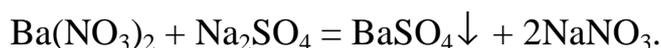
Реакции ионного обмена – реакции в растворе между ионами.

Суть реакций ионного обмена отражает уравнение в ионной форме (ионно-молекулярное уравнение), в котором учитывается существование сильного электролита в растворе преимущественно в диссоциированном виде.

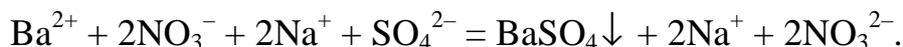
Упрощая написание ионно-молекулярных уравнений, допускают запись диссоциации кислот с образованием  $\text{H}^+$ , а не  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Кроме того, формулы слабых электролитов и нерастворимых в воде веществ в ионно-молекулярных уравнениях принято записывать в недиссоциированной на ионы форме (в виде молекул).

Реакции ионного обмена идут в направлении связывания ионов. Существует три формы связывания ионов:

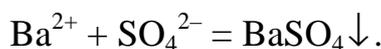
1. Образование осадков:



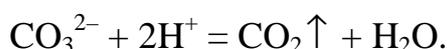
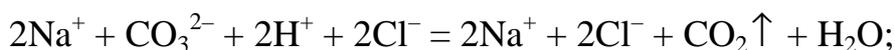
Полное ионное уравнение:



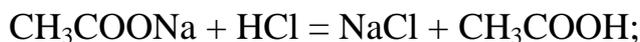
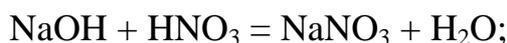
Сокращенное ионное уравнение:



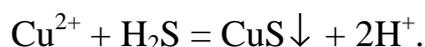
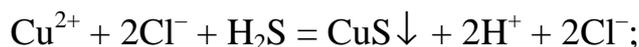
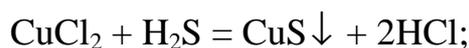
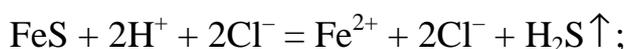
2. Выделение газов (например,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NH}_3$ ):



3. Образование слабых электролитов (например, воды):



Иногда реакции протекают с участием нерастворимых веществ или слабых электролитов в направлении более полного связывания ионов.



### **Ионное произведение воды. Водородный показатель**

Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов в воде называют ионным произведением воды. При 25°C ионное произведение воды

$$K_W = C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-} = 10^{-14}.$$

Для измерения концентрации ионов водорода введена особая единица, называемая водородным показателем. Обозначается она рН и равна отрицательному десятичному логарифму концентрации ионов водорода:

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

Для нейтрального раствора:

$$C_{\text{H}^+} = C_{\text{OH}^-} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л, тогда}$$

$$\text{pH} = -\lg 10^{-7} = 7.$$

Аналогично отрицательный десятичный логарифм концентрации гидроксид-ионов называют гидроксильным показателем и обозначают

pOH.

Таким образом, через pH и pOH можно показать характер среды:

pH = 7 – среда нейтральная

pH < 7 – среда кислая

pH > 7 – среда щелочная

pOH = 7 – среда нейтральная

pOH > 7 – среда кислая

pOH < 7 – среда щелочная

**Пример 1.** Концентрация ионов водорода в растворе равна  $2,5 \cdot 10^{-5}$  моль/л. Определить pH раствора.

Решение.

$$\text{pH} = -\lg(2,5 \cdot 10^{-5}) = 4,6.$$

**Пример 2.** Определите pH 0,1 н. раствора синильной кислоты HCN, константа диссоциации которой  $4,9 \cdot 10^{-10}$ .

Решение.

Находим степень диссоциации слабого электролита  $\alpha = \sqrt{K_{\text{д}}/C} = \sqrt{4,9 \cdot 10^{-10}/0,1} = 7 \cdot 10^{-5}$  и концентрацию ионов водорода  $C_{\text{H}^+} = 0,1 \cdot 1 \cdot 7 \cdot 10^{-5} = 0,7 \cdot 10^{-5}$  моль/л. Тогда

$$\text{pH} = -\lg 0,7 \cdot 10^{-5} = 5,15.$$

### Гидролиз солей

Гидролизом соли называется реакция обменного взаимодействия с участием молекул воды и ионов соли, в результате которой образуется слабодиссоциированное или труднорастворимое соединение.

Сущность гидролиза заключается в смещении химического равновесия процесса электролитической диссоциации воды:



В чистой воде концентрация ионов водорода  $\text{H}^+$  равна концентрации ионов  $\text{OH}^-$  и  $\text{pH} = 7$ . При внесении в воду солей, в состав которых входят ионы слабых кислот (или слабых оснований), эти ионы связываются с ионами  $\text{H}^+$  или  $\text{OH}^-$  с образованием слабого электролита. Равновесие между молекулами воды и ее ионами нарушается, создается щелочная или кислая реакция полученного раствора. Следовательно, гидролизу подвергаются только те соли, в состав которых входят ионы слабых электролитов, то есть соли, образованные:

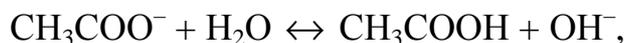
а) слабым основанием и сильной кислотой, например  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ; б) слабой кислотой и сильным основанием, например  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; в) слабым основанием и слабой кислотой, например  $\text{Al}_2\text{S}_3$ . Соли сильных оснований и сильных кислот, например  $\text{NaCl}$ , не гидролизуются.

Ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза составляются по тем же правилам, что и ионно-молекулярные уравнения реакций обмена.

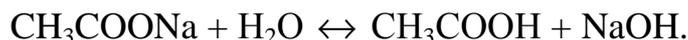
**Пример 1.** Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза солей: а)  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ; б)  $\text{CuSO}_4$ . Укажите реакцию среды растворов этих солей.

Решение.

а) Ацетат натрия  $\text{CH}_3\text{COONa}$  – соль слабой кислоты  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и сильного основания  $\text{NaOH}$ . При растворении в воде анионы  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  (как ионы слабой кислоты) связывают ионы  $\text{H}^+$  воды, образуя молекулы слабого электролита  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Соль гидролизуеться по аниону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:

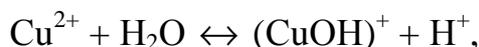


молекулярное уравнение:



В результате гидролиза в растворе появляется некоторый избыток ионов  $\text{OH}^-$ , поэтому раствор  $\text{CH}_3\text{COONa}$  имеет щелочную реакцию ( $\text{pH} > 7$ ).

б) Сульфат меди  $\text{CuSO}_4$  – соль слабого основания  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  и сильной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . В этом случае катионы  $\text{Cu}^{2+}$  связывают гидроксильные ионы  $\text{OH}^-$  воды, образуя катионы основной соли  $(\text{CuOH})^+$ . Молекулы  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  не образуются, так как ионы  $(\text{CuOH})^+$  диссоциируют намного труднее, чем молекулы  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени. Соль гидролизуеться по катиону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



молекулярное уравнение:

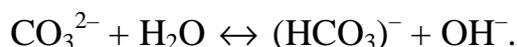
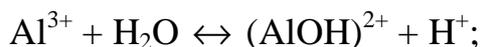


В растворе создается избыток ионов  $\text{H}^+$ , поэтому раствор  $\text{CuSO}_4$  имеет кислую реакцию ( $\text{pH} < 7$ ).

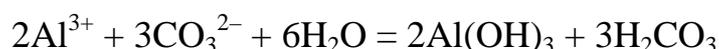
**Пример 2.** Какие вещества образуются при сливании растворов  $\text{AlCl}_3$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ? Составьте ионно-молекулярные уравнения.

Решение.

Соль  $\text{AlCl}_3$  гидролизуеться по катиону слабого основания, а  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – по аниону слабой кислоты:



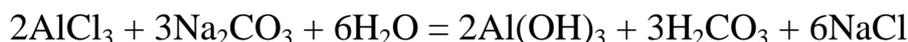
Поскольку соли находятся в одном сосуде, ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ , появляющиеся в растворе, взаимодействуют с образованием молекулы слабого электролита  $\text{H}_2\text{O}$ , и происходит взаимное усиление гидролиза этих солей. При этом равновесие гидролиза сдвигается вправо и гидролиз каждой соли идет до конца с образованием  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (или  $\text{CO}_2$ ). Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



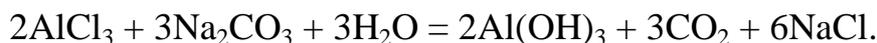
или



молекулярное уравнение:



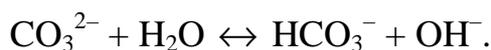
или



**Пример 3.** Рассчитайте константу и степень гидролиза соли  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  в ее 0,001 М растворе при 298 К, учитывая только первую степень процесса.

Решение.

Соль  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  образована сильным основанием и слабой кислотой, поэтому гидролиз идет по иону  $\text{CO}_3^{2-}$ . Уравнение реакции



Константа равновесия процесса

$$K_c = \frac{C_{\text{HCO}_3^-} C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{CO}_3^{2-}} C_{\text{H}_2\text{O}}},$$

умноженная на концентрацию воды  $C_{\text{H}_2\text{O}}$

$$K_c C_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{C_{\text{HCO}_3^-} C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{CO}_3^{2-}}},$$

называется константой гидролиза соли. Ее вычисляют по формуле

$$K_{\Gamma} = K_w / K_{\text{Д}}(\text{НСО}_3^-),$$

где  $K_w$  – ионное произведение воды;  $K_{\text{Д}}(\text{НСО}_3^-)$ , константа диссоциации продукта гидролиза. Следовательно,

$$K_{\Gamma} = 10^{-14} / (4,8 \cdot 10^{-11}).$$

Следует обратить внимание на то, что величина константы гидролиза, как любой другой константы равновесия реакции, не зависит от концентрации растворенного вещества, а зависит лишь от температуры.

Степень гидролиза  $\beta$  может быть вычислена по формуле

$$K_{\Gamma} = \frac{\beta^2 C_0}{1 - \beta}$$

или  $K_{\Gamma} \approx \beta^2 C_0;$

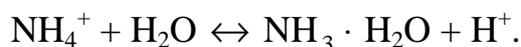
$$K_{\Gamma} = \frac{10^{-14}}{4,8 \cdot 10^{-11}} = \frac{\beta^2 10^{-3}}{1 - \beta},$$

откуда  $\beta = 0,36$ , или  $\beta = 36\%$ .

**Пример 4.** Рассчитайте рН 0,1 М раствора  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

**Решение.**

Соль  $\text{NH}_4\text{Cl}$  образована слабым основанием и сильной кислотой, поэтому гидролиз идет по иону  $\text{NH}_4^+$ . Уравнение реакции



При гидролизе хлорида аммония в растворе образуется избыток ионов водорода. Водородный показатель среды вычисляют по формуле

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

$C_{\text{H}^+}$  в растворе  $\text{NH}_4\text{Cl}$  равна концентрации прореагировавших ионов  $\text{NH}_4^+$ . Значение  $C_{\text{NH}_4^+}$  вычисляют по уравнению

$$C_{\text{H}^+} = C_{\text{NH}_4^+} = \beta C_0 = \beta 0,1.$$

Степень гидролиза соли  $\beta$  определяем по уравнению

$$\beta = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C_0}} = \frac{K_w}{K_{D(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})}};$$

$$\beta = \sqrt{\frac{10^{-14}}{1,79 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-1}}} = 0,75 \cdot 10^{-4}.$$

Зная  $\beta$ , находим рН:

$$C_{\text{H}^+} = 0,1 \cdot 0,75 \cdot 10^{-14} = 0,75 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л,}$$

$$\text{pH} = -\lg 0,75 \cdot 10^{-5} = 5,125.$$

### Контрольные задания

1. Выпадает ли осадок иодида свинца при смешивании  $0,45 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$   $0,2 \text{ н.}$  раствора нитрата свинца и  $0,85 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$   $0,004 \text{ н.}$  раствора иодида цинка?
2. 4%-ный раствор NaOH массой  $2 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$  разбавили водой до объема  $2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ . Вычислите рН полученного раствора.
3. Как изменится рН  $0,05 \text{ М}$  раствора HBrO, если к  $2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$  этого раствора прибавили  $0,2$  моль KBrO?
4. Вычислите ПР иодида свинца (II), если его растворимость равна  $0,030 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$  на  $0,1 \text{ кг}$  воды.
5. Выпадет ли осадок, если смешать  $1 \text{ м}^3$   $0,2 \text{ н.}$  раствора нитрата свинца (II) и  $2 \text{ м}^3$   $0,01 \text{ н.}$  раствора хлорида натрия?
6. Образуется ли осадок в растворе при сливании  $0,2 \text{ м}^3$   $0,01 \text{ н.}$  раствора нитрата кальция и  $0,8 \text{ м}^3$   $0,01 \text{ н.}$  раствора сульфата калия?
7. Вычислите рН 0,3%-ного раствора уксусной кислоты ( $\rho = 1020 \text{ кг/м}^3$ ).
8. Какую массу KCN следует прибавить к  $10^{-3} \text{ м}^3$   $0,1 \text{ М}$  раствора HCN, чтобы рН раствора стало равным 7?
9. В  $5 \cdot 10^{-5} \text{ м}^3$  насыщенного раствора карбоната серебра содержится  $6,3 \cdot 10^{-6}$  моль ионов  $\text{CO}_3^{2-}$ . Вычислите ПР карбоната серебра.
10. Во сколько раз уменьшится концентрация ионов  $\text{Mn}^{2+}$  в насыщенном растворе сульфида марганца при прибавлении к  $1 \text{ м}^3$  насыщенного раствора  $0,1 \text{ кг}$  сульфида калия?
11. Образуется ли осадок, если к  $10 \text{ м}^3$   $0,001 \text{ н.}$  раствора хлорида стронция прибавить  $1 \text{ м}^3$   $0,001 \text{ М}$  раствора хромата калия?
12.  $0,02 \text{ м}^3$  6%-ной серной кислоты ( $\rho = 1040 \text{ кг/м}^3$ ) разбавили водой до объема  $1 \text{ м}^3$ . Вычислите рН раствора, считая диссоциацию полной.

13. Как изменится концентрация ионов  $\text{OH}^-$  и pH раствора гидроксида аммония, если к  $1 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$  0,2 М раствора прибавить 0,1 моль  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ?

14. ПР ортофосфата кальция составляет  $2 \cdot 10^{-29}$ . Вычислите растворимость соли (моль/л, г/л) и объем воды, необходимый для растворения 0,1 кг ортофосфата кальция.

15. Выпадает ли осадок, если смешивают  $20 \text{ м}^3$  0,01 н. раствора серной кислоты и  $10 \text{ м}^3$  0,001 н. раствора нитрата серебра?

16. Какая масса KOH содержится в  $2,5 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$  раствора, pH которого равен 12?

17. Рассчитайте pH 0,2 М раствора уксусной кислоты. Как изменится pH, если к  $1 \text{ м}^3$  этого раствора добавить 200 моль  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ?

18. В  $0,1 \text{ м}^3$  насыщенного раствора иодида свинца (II) содержится 0,0135 кг свинца в виде ионов. Вычислите ПР иодида свинца.

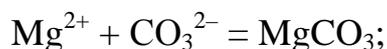
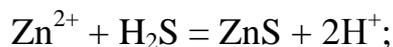
19. Выпадает ли осадок фосфата серебра, если смешивают одинаковые объемы 0,001 М раствора фосфата натрия и 0,0001 н. раствора нитрата серебра?

20. Вычислите константу диссоциации слабого однокислотного основания, если pH его 0,001 М раствора равен 9.

21. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих между веществами  $\text{NaHCO}_3$  и  $\text{NaOH}$ ;  $\text{K}_2\text{SiO}_3$  и  $\text{HCl}$ ;  $\text{BaCl}_2$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

22. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих между веществами  $\text{K}_2\text{S}$  и  $\text{HCl}$ ;  $\text{FeSO}_4$  и  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ;  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  и KOH.

23. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

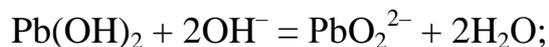
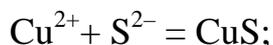


24. К каждому из веществ:  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  – прибавили раствор едкого кали. В каких случаях произошли реакции? Выразите их молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

25. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих между веществами  $\text{KHCO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  и  $\text{NaOH}$ ;  $\text{CaCl}_2$  и  $\text{AgNO}_3$ .

26. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих между веществами  $\text{CuSO}_4$  и  $\text{H}_2\text{S}$ ;  $\text{BaCO}_3$  и  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{KOH}$ .

27. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

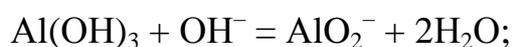


28. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих между веществами  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  и  $\text{HCl}$ ;  $\text{BeSO}_4$  и  $\text{KOH}$ ;  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .

29. К каждому из веществ:  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$  – прибавили раствор серной кислоты. В каких случаях произошли реакции? Выразите их молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

30. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих между веществами  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{NaI}$ ;  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{KI}$ ;  $\text{CdSO}_4$  и  $\text{Na}_2\text{S}$ .

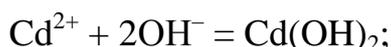
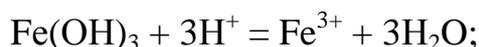
31. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



32. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций растворения гидроксида бериллия в растворе едкого натра; гидроксида меди в растворе азотной кислоты.

33. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих между веществами  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  и  $\text{CaCl}_2$ ;  $\text{K}_2\text{CO}_3$  и  $\text{BaCl}_2$ ;  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  и  $\text{KOH}$ .

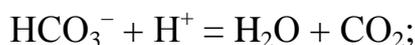
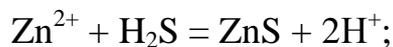
34. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



35. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения

реакций, протекающих между веществами CdS и HCl; Cr(OH)<sub>3</sub> и NaOH; Ba(OH)<sub>2</sub> и CoCl<sub>2</sub>.

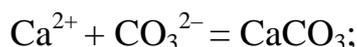
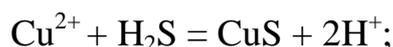
36. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



37. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих между веществами H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и Ba(OH)<sub>2</sub>; FeCl<sub>3</sub> и NH<sub>4</sub>OH; CH<sub>3</sub>COONa и HCl.

38. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих между веществами FeCl<sub>3</sub> и KOH; NiSO<sub>4</sub> и (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S; MgCO<sub>3</sub> и HNO<sub>3</sub>.

39. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



40. К каждому из веществ: Cr(OH)<sub>3</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>, HNO<sub>3</sub>, FeCl<sub>3</sub> – прибавили раствор едкого кали. В каких случаях произошли реакции? Выразите их молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

41. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза ацетата бария, цианида кальция, ортофосфата цезия, сульфита калия, гидроселенида натрия, сульфата железа (III). Определите реакцию среды и pH растворов.

42. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих при сливании растворов нитрата цинка и сульфида калия, сульфата алюминия и карбоната калия.

43. Вычислите константу гидролиза ортофосфата натрия. Каковы pH 2,4 М раствора Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> и степень гидролиза соли?

44. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза гипохлорита натрия, сульфида калия, сульфата хрома (III), гидрофосфата натрия, гидрокарбоната аммония и определите реакцию среды их водных растворов.

45. Вычислите константу гидролиза карбоната натрия, степень

гидролиза соли в 0,1 М растворе и рН раствора.

46. Вычислите константу, степень и рН гидролиза 0,1 М раствора гидрокарбоната натрия.

47. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза формиата аммония, ацетата калия, гидрокарбоната калия, сульфида бария, гидросульфида натрия, хлорида хрома (III). Определите реакцию среды и рН растворов.

48. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих при сливании растворов нитрата алюминия и сульфида натрия, сульфата хрома (III) и карбоната натрия.

49. Вычислите константу гидролиза цианида натрия, степень гидролиза соли в 0,1 М растворе и рН раствора.

50. Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза фторида натрия, сульфата меди (II), гидросульфита калия, карбоната аммония, нитрата никеля (II).

51. На примере процесса гидролиза ортофосфата калия покажите связь константы гидролиза с константой диссоциации слабого электролита, образующего соль. Вычислите рН 0,1 М раствора ортофосфата калия.

52. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза перхлората аммония, гидросульфида калия, сульфата алюминия, фосфата натрия, нитрата алюминия, хлорида магния. Укажите реакцию среды и рН растворов.

53. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих при сливании растворов хлорида железа (III) и сульфита натрия, нитрата меди (II) и ацетата калия.

54. Вычислите константу гидролиза гипохлорита калия. Каковы степень гидролиза соли в 0,1 М растворе и рН раствора?

55. Напишите процессы гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной форме для гипохлорита натрия, цианида калия, нитрата аммония, дигидрофосфата калия, нитрита кальция.

56. Рассчитайте константу гидролиза, степень гидролиза и рН 0,1 М раствора гидрокарбоната калия.

57. Вычислите константу, степень и рН гидролиза 0,05 М раствора гидросульфида натрия.

58. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза хлорида цинка (II), сульфида натрия, бромид магния, сульфита железа (III), гидрокарбоната рубидия, хлорида кобальта (II). Определите реакцию среды и рН растворов.

59. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения

реакций, протекающих при сливании растворов силиката натрия и хлорида никеля (II), сульфата кобальта (II) и сульфита калия.

60. Вычислите константу гидролиза сульфата железа (II). Каковы степень гидролиза соли в 0,01 М растворе и pH раствора?

## ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

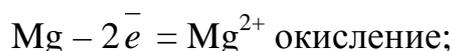
При погружении металла в водный раствор на границе раздела металл – раствор устанавливается равновесие



Положительные ионы находятся в растворе, электроны – на металле. Между металлом и раствором появляется разность потенциалов, которую называют электродным потенциалом металла. Абсолютное значение электродных потенциалов экспериментально найти невозможно. Поэтому электродный потенциал определяют относительно стандартного водородного электрода, потенциал которого принимают равным нулю. Стандартный водородный электрод – это платиновая пластинка, погруженная в 1 н. раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , через который пропускают газообразный водород под давлением 101,325 кПа при 298 К. Стандартный электродный потенциал металла – это электродный потенциал, возникающий на границе раздела металл – водный раствор его соли с концентрацией (или активностью) иона 1 моль/л, измеренный в сравнении со стандартным водородным электродом.

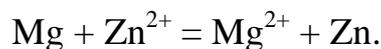
Располагая металлы в ряд по мере возрастания их стандартных электродных потенциалов ( $E^0$ ), получают электрохимический ряд напряжений металлов.

Ряд напряжений металлов характеризует окислительно-восстановительные свойства металлов и их ионов только в водных растворах. Чем меньше значение  $E^0$ , тем сильнее восстановительные свойства металла и слабее окислительные свойства его ионов. Электродные потенциалы определяют при помощи гальванических элементов. Окислительно-восстановительная реакция, лежащая в основе работы гальванического элемента, протекает в направлении, в котором электродвижущая сила (ЭДС) имеет положительное значение. Например, при работе гальванического элемента, составленного из магния и цинка, погруженных в растворы с концентрацией соответствующих ионов  $C_{\text{Mg}^{2+}} = C_{\text{Zn}^{2+}} = 1$  моль/л, у электродов происходят следующие процессы:





Суммируя оба процесса, получаем ионно-молекулярное уравнение реакции, протекающей в элементе:



Найдем ЭДС данного элемента:

$$\text{ЭДС} = E_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}}^0 - E_{\text{Mg}^{2+}|\text{Mg}}^0 = -0,76 - (-2,372) = 1,612 \text{ В.}$$

Электродные потенциалы зависят от ряда факторов: природы металла, концентрации, температуры и др.

Зависимость электродного потенциала  $E$  металла от концентрации его ионов в растворе выражается уравнением Нернста:

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{иона}},$$

где  $E^0$  — стандартный электродный потенциал;  $n$  — число электронов, принимающих участие в процессе (равно степени окисления металла),  $C_{\text{иона}}$  — концентрация (при точных вычислениях — активность) гидратированных ионов металла в растворе, моль/л.

При пропускании тока через раствор или расплав электролита происходит направленное движение ионов к электродам и разрядка этих ионов.

Процессы окисления (на аноде) и восстановления (на катоде), протекающие в растворах или расплавах электролитов под действием электрического тока, называются электролизом.

Способность ионов металлов восстанавливаться (принимать электроны) определяется положением металла в ряду напряжений. Например, если в растворе или расплаве электролита есть ионы  $\text{Cu}^{2+}$  и  $\text{Zn}^{2+}$ , то в первую очередь будут восстанавливаться ионы  $\text{Cu}^{2+}$  ( $\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$ ), так как у них большее значение стандартного электродного потенциала.

В водных растворах, кроме ионов соли, всегда имеются молекулы воды, находящиеся в равновесии с ионами  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ :



Обычно при электролизе солей щелочных, щелочноземельных и других металлов (до алюминия включительно) на катоде восстанавливается водород из воды:  $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ . Если анионы кислотных остатков не содержат кислорода ( $\text{Br}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$  и др.),

то на аноде разряжаются именно эти ионы:  $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} = \text{Cl}_2$ . Если электролизу подвергается соль кислородсодержащей кислоты или сама кислота, то на аноде, как правило, выделяется кислород:  $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ .

**Пример 1.** Цинковую пластинку погрузили в раствор ее соли, где  $C_{\text{Zn}^{2+}} = 0,01$  моль/л. Вычислить электродный потенциал цинкового электрода.

Решение.

Согласно уравнению Нернста,

$$E = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = -0,76 - 0,058 = -0,818 \text{ В.}$$

**Пример 2.** Составьте схему гальванического элемента, в котором электродами являются кобальт и свинец, опущенные в растворы, где  $C_{\text{Co}^{2+}} = C_{\text{Pb}^{2+}} = 1$  моль/л. Какой металл служит анодом? Напишите уравнение реакции, протекающей в элементе, и вычислить его ЭДС.

Решение.

Схема гальванического элемента



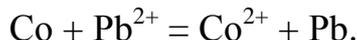
где вертикальная черта обозначает поверхность раздела между металлом и раствором, а две черты – границу раздела двух жидких фаз (обычно это пористая перегородка или соединительная трубка, заполненная раствором электролита). Кобальт имеет меньший потенциал

( $-0,277 \text{ В}$ ) и является анодом, на котором протекает окисление. Свинец, потенциал которого равен  $-0,127 \text{ В}$ , выступает в качестве катода:

на аноде:  $\text{Co} - 2\bar{e} = \text{Co}^{2+}$  окисление;

на катоде:  $\text{Pb}^{+2} + 2\bar{e} = \text{Pb}$  восстановление.

Для получения уравнения реакции, характеризующей работу данного гальванического элемента, необходимо суммировать уравнения анодного и катодного процессов:



Так как  $C_{\text{Co}^{2+}} = C_{\text{Pb}^{2+}} = 1$  моль/л, то ЭДС элемента равна разности стандартных электродных потенциалов катода и анода:

$$\text{ЭДС} = E_{\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}}^0 - E_{\text{Co}^{2+}|\text{Co}}^0 = -0,127 - (-0,277) = 0,15 \text{ В.}$$

**Пример 3.** Составьте схему электролиза раствора хлорида меди (II) с угольными электродами.

Решение.

Раствор содержит ионы  $\text{Cu}^{2+}$  и  $\text{Cl}^-$ . При пропускании электрического тока ионы  $\text{Cu}^{2+}$  направляются к катоду, а ионы  $\text{Cl}^-$  – к аноду.

Принимая от катода электроны, ионы  $\text{Cu}^{2+}$  восстанавливаются до меди. Катод покрывается слоем меди. Ионы  $\text{Cl}^-$ , достигая анода, отдают ему электроны и превращаются в молекулы  $\text{Cl}_2$ . У анода выделяется хлор.

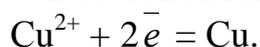
Схема электролиза раствора  $\text{CuCl}_2$ :



(–) Катод



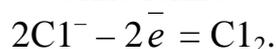
Восстановление:



(+) Анод



Окисление:



**Пример 4.** Составьте схему электролиза раствора сульфата натрия.

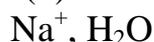
Решение.

Раствор содержит ионы  $\text{Na}^+$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$  и молекулы воды, находящиеся в равновесии с ионами  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ :  $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ .

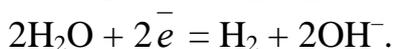
Поскольку ионы натрия – это ионы щелочного металла, то есть натрий в ряду напряжений находится левее алюминия, то у катода выделяется  $\text{H}_2$  из воды. Анионы  $\text{SO}_4^{2-}$  содержат кислород, поэтому у анода в основном выделяется  $\text{O}_2$  из воды. В то же время у катода образуется раствор щелочи  $\text{NaOH}$ , а у анода – раствор кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Схема электролиза раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ :



(–) Катод



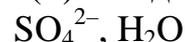
Восстановление:



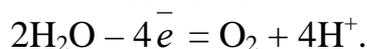
В растворе у катода:



(+) Анод



Окисление

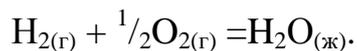


В растворе у анода:



### Контрольные задания

1. Вычислите стандартную ЭДС водородно-кислородного топливного элемента, основанного на реакции:



2. Определите  $\Delta G_{298}^{\circ}$  водородно-кислородного топливного элемента. Какой электрод является катодом?
3. Вычислите потенциал водородного электрода в 0,001%-ном растворе хлорной кислоты ( $\rho = 1000 \text{ кг/м}^3$ ).
4. Вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из металлического кадмия и меди в 0,2 н. и 0,02 н. растворах их солей.
5. Вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из следующих электродов: металлического цинка, помещенного в 0,1 н. раствор нитрата цинка, и металлического серебра, помещенного в 0,005 н. раствор нитрата серебра, при 298 К.
6. Рассчитайте ЭДС при 298 К элемента  $\text{Pb} | \text{Pb}^{2+} || \text{Ag}^+ | \text{Ag}$ , если активность реагирующих веществ и продуктов реакции равна 1.
7. Вычислите  $\Delta G_{298}^{\circ}$  элемента  $\text{Pb} | \text{Pb}^{2+} || \text{Ag}^+ | \text{Ag}$ . Укажите, какой из электродов является отрицательным.
8. Вычислите потенциал водородного электрода в 0,04%-ном растворе гидроксида натрия ( $\rho = 1000 \text{ кг/м}^3$ ).
9. Вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из металлического магния в 0,02 н. растворе сульфата магния и металлического никеля в 0,2 н. растворе сульфата никеля (II).
10. Рассчитайте ЭДС элемента  $\text{Cd} | \text{Cd}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$  при 298 К, считая активность реагирующих веществ и продуктов реакции равной 1.
11. Вычислите  $\Delta G_{298}^{\circ}$  элемента  $\text{Cd} | \text{Cd}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$  и укажите, какой электрод является анодом.
12. Определите потенциал разложения 1 М раствора сульфата цинка при 298 К на гладких платиновых электродах.
13. Вычислите потенциал серебряного электрода, опущенного в насыщенный раствор сульфида серебра. Во сколько раз надо изменить концентрацию ионов серебра, чтобы потенциал электрода стал равен 0?
14. Вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из кобальта в 1 н. растворе сульфата кобальта (II) и олова в 0,1 н. растворе сульфата олова (II).
15. Вычислите растворимость (моль/л) хромата серебра, используя значение электродного потенциала серебра в насыщенном растворе хромата, равное 0,596 В.
16. Вычислите ЭДС элемента  $\text{Pb} | \text{Pb}^{2+} || \text{Sn}^{4+} | \text{Sn}^{2+}$ , Pt при 298 К, считая, что активность гидратированных ионов металла равна 1.

17. Рассчитайте  $\Delta G_{298}^{\circ}$  элемента  $\text{Pb}|\text{Pb}^{2+}||\text{Sn}^{4+}|\text{Sn}^{2+}$ , Pt и укажите, какой электрод является катодом.
18. Определите потенциал разложения 1 М раствора нитрата меди (II) на черненой платине.
19. Вычислите потенциал серебряного электрода, опущенного в насыщенный раствор AgI. При какой концентрации  $\text{Ag}^+$  потенциал электрода будет равен 0?
20. Вычислите потенциал водородного электрода в 1%-ном растворе уксусной кислоты ( $\rho = 1000 \text{ кг/м}^3$ ).
21. Укажите вещества, образующиеся на угольных электродах при электролизе раствора хлорида железа (II).
22. Какой объем (л) кислорода (при н. у.) выделится на аноде, если через раствор сульфата калия пропустить 96 485 Кл электричества?
23. Определите потенциал разложения водного раствора нитрата калия на железных электродах.
24. Составьте схемы электролиза водного раствора и расплава хлорида калия на угольных электродах.
25. Рассчитайте потенциал разложения водного раствора гидроксида калия на электродах из гладкой платины.
26. Рассчитайте потенциал разложения 1 М раствора  $\text{CuSO}_4$  при 298 К на электродах из гладкой платины.
27. При электролизе водных растворов каких солей на катоде выделяется металл:  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{AlCl}_3$ ? Составьте схемы электролиза растворов этих солей.
28. Рассчитайте потенциал разложения 1 М раствора  $\text{FeSO}_4$  при 298 К на электродах из черненой платины.
29. Какие вещества образуются на электродах при электролизе водного раствора гидрофторида калия? Ответ мотивируйте.
30. Рассчитайте потенциал разложения 1 М раствора  $\text{AgNO}_3$  при 298 К на электродах из гладкой платины.
31. Какой объем (л) кислорода (при н. у.) выделится на аноде при электролизе серной кислоты, если через раствор пропустить  $2F$  ( $2 \cdot 96\,485$  Кл) электричества?
32. Найдите потенциал разложения 1 М раствора  $\text{NiCl}_2$  на гладких платиновых электродах при 298 К.
33. Определите потенциал разложения 1 М раствора  $\text{K}_2\text{SO}_4$  при 298 К на электродах из гладкой платины.
34. В каком случае при электролизе водных растворов указанных

солей у анода выделяется кислород:  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{ZnI}_2$ ,  $\text{CuCl}_2$ ?  
Ответ мотивируйте.

35. При электролизе водных растворов каких солей у анода окисляется вода:  $\text{KCl}$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ? Ответ мотивируйте.

36. Укажите вещество, которое выделяется на катоде, и реакцию среды около этого электрода при электролизе водного раствора сульфата натрия.

37. При электролизе водных растворов каких солей на катоде выделяется водород:  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{MgBr}_2$ ,  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ? Ответ мотивируйте.

38. Через растворы  $\text{NaCl}$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  пропускали в течение некоторого времени постоянный ток. Изменилось ли от этого количество соли в том и другом случае? Ответ мотивируйте, составив электронные уравнения процессов, идущих на аноде и катоде.

39. Можно ли получить любой металл электролизом водного раствора его соли? Составьте схемы электролиза водных растворов  $\text{CuSO}_4$  и  $\text{NaCl}$  при угольных электродах.

40. Какие процессы окисления-восстановления протекают на катоде и на аноде при электролизе водного раствора  $\text{NiCl}_2$ , если анод: а) никелевый; б) угольный?

41. В чем сущность электрохимической коррозии металлов? Почему химически чистый цинк очень медленно вытесняет водород из кислот, а технический – интенсивно? Ответ мотивируйте.

42. Приведите примеры и объясните сущность анодной и катодной защиты металлов от коррозии. В чем заключается принцип протекторной защиты от коррозии?

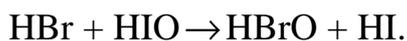
43. Железные детали часто хромируют. Как влияет это покрытие на коррозионную устойчивость железных изделий? Какое это покрытие – анодное или катодное? Ответ мотивируйте.

44. Закончите составление уравнений, определите термодинамическую вероятность протекания процессов при стандартных условиях и вычислите константу равновесия для реакций:



45. Вычислите концентрацию ионов водорода в растворе, если потенциал водородного электрода  $-0,236$  В. Определите рН раствора.

46. Используя таблицы стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, определите возможность протекания процесса

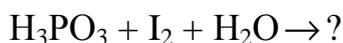


47. Какой из галогенов способен окислять манганат калия до перманганата:  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ? Ответ подтвердите расчетом константы равновесия.

48. Закончите составление уравнений, определите термодинамическую вероятность протекания процессов при стандартных условиях и вычислите константу равновесия реакций:



49. Можно ли осуществить реакцию окисления фосфористой кислоты йодной водой:



50. Какие из защитных покрытий являются анодными по отношению к защищаемому металлу: а) Fe покрыто Cd; б) Fe покрыто Al;

в) Cd покрыт Cu; г) Al покрыт Au? Ответ мотивируйте.

51. В каком случае первый металл вытесняет ионы второго:

а) Cu и Zn;                      в) Ni и Cu;

б) Zn и Ag;                      г) Fe и Mg?

52. Закончите составление уравнений, определите термодинамическую вероятность протекания процессов при стандартных условиях и вычислите константу равновесия реакций:



53. Может ли бихромат калия окислить в растворе оксид азота (II) до азотной кислоты?

54. Может ли концентрированная  $\text{HNO}_3$  окислить свободный свинец до  $\text{PbO}_2$ ?

55. Какие из металлов являются анодными по отношению к покрываемому металлу: а) Fe покрыто Cu; б) Fe покрыто Cr; в) Cu покрыта Ni; г) Ni покрыт Ag? Ответ мотивируйте.

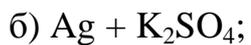
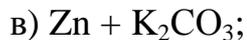
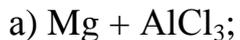
56. Какое из антикоррозионных покрытий для железных предметов является катодным: Sn, Zn, Cu, Cd? Ответ мотивируйте.

57. В присутствии какой добавки (массовая доля – 0,03%) растворение алюминия в соляной кислоте характеризуется большей

скоростью: С, Са, Zn, В? Ответ мотивируйте.

58. Укажите, какие из ионов галогенов могут быть окислены азотистой кислотой ( $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}$ ) в кислой среде до свободных галогенов:  $\text{I}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{F}^-$ ? Ответ мотивируйте.

59. В каких случаях металлы разрушаются в растворах указанных солей (учесть возможность гидролиза соли):



60. Как влияет рН среды на скорость коррозии железа и цинка? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии этих металлов.

## КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Комплексными называются соединения, в состав которых входят комплексные ионы или нейтральные комплексы. Например:  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ .

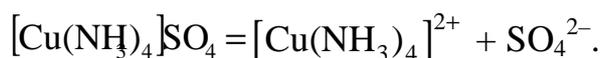
В комплексном соединении, например,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  различают внешнюю сферу – ионы  $\text{K}^+$  и внутреннюю сферу, или комплексные ионы, –  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ . Комплексные ионы (комплексы) могут быть заряжены положительно – комплексные катионы  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ , отрицательно – комплексные анионы  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  и существовать в виде нейтральных комплексов. Внутренняя сфера состоит из комплексообразователя, или центрального атома ( $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  и т. п.), и окружающих его лигандов ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{CN}^-$  и т. п.). В качестве комплексообразователя, как правило, выступают *d*-элементы. Лигандами могут быть или отрицательно заряженные ионы ( $\text{CN}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NO}_2^-$  и т. п.), или полярные молекулы ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  и т. п.).

Для комплексных соединений существует понятие координационного числа, которое характеризует число одинарных химических связей, образуемых центральным атомом. В простейшем случае число лигандов, располагающихся вокруг комплексообразователя, определяет его координационное число. Чаще всего его можно найти путем удвоения степени окисления центрального атома. Например, для  $\text{Fe}^{3+}$  координационное число равно шести, для  $\text{Cu}^{2+}$  – четырем. В комплексном соединении  $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$  центральным атомом является  $\text{Cu}^{2+}$ , степень окисления его равна двум. Удваивая ее, получаем координационное число, равное четырем.

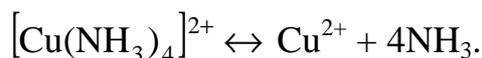
Заряд комплексного иона равен алгебраической сумме зарядов комплексообразователя и лигандов и противоположен по знаку заряду внешней сферы. В качестве примера рассмотрим, какое комплексное соединение может образоваться при взаимодействии растворов  $\text{KCN}$  и  $\text{NiSO}_4$ . В составе веществ, участвующих в реакции, ион  $\text{Ni}^{2+}$  является *d*-элементом и поэтому будет комплексообразователем. Лигандами будут отрицательно заряженные ионы  $\text{CN}^-$ . Так как степень окисления  $\text{Ni}^{2+}$  равна двум, удваивая ее, получаем координационное число, равное четырем. Поэтому записываем комплексный ион в виде  $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ , определяем его заряд

как алгебраическую сумму зарядов центрального атома (+2) и лигандов (-1) · 4, в итоге получаем -2. Тогда окончательная формула комплексного иона будет  $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ . Поскольку молекула должна быть электронейтральной, компенсируем заряд комплексного иона положительно заряженными ионами, в данном случае это будут ионы калия  $\text{K}^+$ . Молекула комплексного соединения отвечает составу  $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$

Комплексные соединения диссоциируют на внешнюю и внутреннюю сферы. Например,



Внутренняя сфера, включающая в себя комплексообразователь и лиганды, существует в растворе в виде слабодиссоциирующего комплексного иона. Чтобы отметить эту особенность, комплексный ион заключают в квадратные скобки. В свою очередь ион  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ , хотя и в незначительной степени, диссоциирует на ион меди и молекулы аммиака:



Равновесие процесса диссоциации комплексного соединения количественно характеризуется константой, которая называется константой нестойкости комплексного иона и обозначается  $K_{\text{н}}$ . Например, для иона  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

$$K_{\text{н}} = \frac{C_{\text{Cu}^{2+}} C_{\text{NH}_3}^4}{C_{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}}} = 2,1 \cdot 10^{-13}.$$

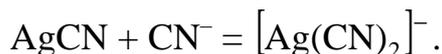
Чем меньше константа нестойкости, тем прочнее комплексный ион.

**Пример 1.** Составьте формулу соединения, которое образуется при взаимодействии KCN и AgCN. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

**Решение.**

При действии цианида калия на цианид серебра комплексообразователем может быть ион серебра (как ион *d*-элемента). Поскольку лигандами могут быть ионы противоположного знака, то в состав внутренней сферы войдут цианид-ионы. Так как координационное число равно удвоенной степени окисления

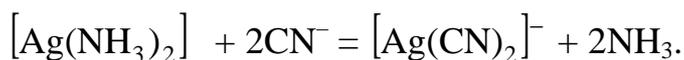
комплексообразователя, то состав внутренней сферы соответствует иону  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ . Заряд этого иона равен  $(+1) - 2 = -1$ , то есть определяется как алгебраическая сумма зарядов комплексообразователя и лигандов. Во внешней среде будет находиться катион калия, компенсирующий заряд внутренней сферы комплекса  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ . Соответствующие уравнения реакций:



**Пример 2.** Константа нестойкости  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  равна  $9,3 \cdot 10^{-8}$ , а  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$  –  $1,1 \cdot 10^{-21}$ . Будет ли разрушаться комплекс  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2] \text{NO}_3$  при действии на него раствора KCN?

Решение.

Напишем уравнения реакций:



Чем меньше константа нестойкости, тем прочнее комплексный ион. Константа нестойкости  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$  меньше, чем  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ , поэтому реакция будет протекать в направлении образования более прочного иона  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$  и ион  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  под действием раствора KCN превращается в ион  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ .

### Контрольные задания

1. Приведены примеры комплексных соединений *d*-элементов:  $[\text{Zn}(\text{OH}_2)_4]\text{Cl}_2$ ,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$ ,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ ,  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{OH}_2)_3]\text{Cl}_3$ ,  $\text{Na}[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]$ . Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя.

2. Составьте формулы комплексных ионов хрома (III), если координационное число его равно шести, а лигандами являются молекулы  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$  и ионы  $\text{F}^-$ ,  $\text{OH}^-$ .

3. Приведены формулы комплексных ионов:  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ,

$[\text{PdCl}_4]^{2-}$ ,  $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$ ,  $[\text{AuCl}_4]^-$ ,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ ,  $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$ . Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя.

4. Составьте координационные формулы и напишите уравнения диссоциации следующих комплексных соединений кобальта в водных растворах:  $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ ,  $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ ,  $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$ . Координационное число комплексообразователя равно 6.

5. Чем объяснить, что при приливании к растворам хлорида цинка и нитрата серебра раствора аммиака вначале образуется осадок, а при дальнейшем добавлении раствора аммиака он растворяется? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

6. Запишите уравнения реакций взаимодействия амфотерного гидроксида хрома (III) с кислотами и щелочами с образованием комплексных ионов Cr (III).

7. Что называется константой нестойкости комплексного иона? Значения констант нестойкости ионов  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$  и  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  соответственно равны  $1,8 \cdot 10^{-9}$  и  $2,1 \cdot 10^{-13}$ . В каком из растворов при одинаковой молярной концентрации будет содержаться больше ионов меди?

8. Не прибегая к числовым величинам, укажите, какой из комплексных ионов устойчивее:  $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  или  $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ . Чем это объясняется?

9. Чем объяснить растворение осадка бромида серебра в растворах аммиака и тиосульфата натрия? Напишите соответствующие реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

10. Как объяснить, что при действии на раствор, содержащий комплексные ионы  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ , раствором хлорида натрия осадок не образуется, в то время как при действии на этот же раствор раствором сульфида натрия выпадает осадок сульфида серебра? Запишите уравнения протекающих реакций.

11. Объясните механизм образования связи в комплексном ионе  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  с позиций метода ВС.

12. 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?

13. Константы нестойкости 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 каком растворе, содержащем эти ионы (при равной молярной

концентрации), ионов  $\text{CN}^-$  больше? Напишите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов.

14. Напишите выражения для констант нестойкости следующих комплексных ионов:  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ,  $[\text{Ag}(\text{NCS})_2]^-$ . Зная, что они соответственно равны  $1,0 \cdot 10^{-21}$ ,  $6,8 \cdot 10^{-8}$ ,  $2,0 \cdot 10^{-11}$ , укажите, в каком растворе, содержащем эти ионы (при равной молярной концентрации), больше ионов  $\text{Ag}^+$ .

15. При прибавлении раствора  $\text{KCN}$  к раствору  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  образуется растворимое комплексное соединение  $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$ . Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Константа нестойкости какого иона:  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  или  $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$  больше? Почему?

16. Напишите уравнения диссоциации солей  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  и  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$  в водном растворе. К каждой из них прилили раствор щелочи. В каком случае выпадает осадок гидроксида железа? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Какие комплексные соединения называются двойными солями?

17. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений платины (+2), координационное число которой равно четырем:  $\text{PtCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$ ;  $\text{PtCl}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{KCl}$ ;  $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$ . Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое из них является комплексным неэлектролитом?

**ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ**  
**Основные химические понятия и законы**

Тест 1

1. Для какого газа относительная плотность по воздуху равна 1,580:  
1)  $N_2O$ ; 2)  $NO$ ; 3)  $NO_2$ ; 4)  $N_2O_3$ ?
2. Выведите формулу углеводорода, в котором массовая доля (%) элементов составляет: углерода – 60, водорода – 4,45, кислорода – 35,55. Относительная плотность паров углеводорода по водороду равна 90:  
1)  $C_3H_6O$ ; 2)  $C_2H_6O$ ; 3)  $C_9H_8O_4$ ; 4)  $C_2H_4O$ .
3. Сколько молекул содержится в  $10^{-6} \text{ м}^3$  воды при  $4^\circ\text{C}$ :  
1)  $6 \cdot 10^{23}$ ; 2)  $2 \cdot 10^{23}$ ; 3)  $3,35 \cdot 10^{22}$ ; 4)  $2,2 \cdot 10^{22}$ ?
4. Укажите, какой газ массой  $10^{-3} \text{ кг}$  занимает объем  $5,1 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$  (при н. у.):  
1)  $NO_2$ ; 2)  $CO_2$ ; 3)  $HCl$ ; 4)  $O_2$ .
5. Определите давление (Па) в сосуде вместимостью  $1,12 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$ , содержащем 0,042 кг азота и 0,008 кг метана при 273 К:  
1) 25 331; 2) 101 325; 3) 202 650; 4) 405 307.
6. При каком давлении (Па) азот массой 0,5 кг займет объем  $0,005 \text{ м}^3$  при температуре 773 К:  
1) 5 734 995; 2) 11 449 725; 3) 22 952 576; 4) 45 798 900?
7. Вычислите молярную массу эквивалента (г/моль) кислоты, если 0,0063 кг кислоты содержат  $10^{-4} \text{ кг}$  водорода, способного замещаться на металл:  
1) 63; 2) 60; 3) 49; 4) 98.
8. Чему равна молярная масса эквивалента (г/моль) дигидроксохлорида железа (III) в реакции взаимодействия с 1 моль хлороводорода:  
1) 41,8; 2) 62,7; 3) 125,5; 4) 251?

**9.** Определите молярную массу эквивалента (г/моль) гидрофосфата кальция в реакции взаимодействия с эквимолекулярным количеством ортофосфорной кислоты:

1) 45,3; 2) 68; 3) 136; 4) 272.

**10.** Какой объем (л) кислорода потребуется для полного сгорания  $10^{-2} \text{ м}^3$  сероводорода:

1) 5; 2) 10; 3) 15; 4) 20?

### Тест 2

**1.** Чему равна относительная плотность газовой смеси по водороду, если на каждые 2 объема азота в смеси приходится 3 объема кислорода:

1) 14; 2) 14,4; 3) 15; 4) 15,2?

**2.** Укажите формулу соединения, отвечающую следующей массовой доле (%) элементов: калий – 49,4, сера – 20,1, кислород – 30,5:

1)  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ; 2)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ; 3)  $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ; 4)  $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$ .

**3.** Определите число молекул, содержащихся в смеси, состоящей из  $2,8 \text{ м}^3$  кислорода и  $5,6 \text{ м}^3$  азота (при н. у.):

1)  $1,5 \cdot 10^{26}$ ; 3)  $2,28 \cdot 10^{26}$ ;  
2)  $0,375 \cdot 10^{26}$ ; 4)  $3 \cdot 10^{26}$ .

**4.** Какой из газов, взятых одинаковой массой, занимает наибольший объем при одинаковых условиях:

1)  $\text{SO}_2$ ; 2)  $\text{H}_2\text{S}$ ; 3)  $\text{O}_2$ ; 4)  $\text{CO}_2$ ?

**5.** Определите давление (кПа) оксида серы (IV) массой 0,016 кг в сосуде вместимостью  $0,0245 \text{ м}^3$  при 298 К:

1) 25,28; 2) 50,66; 3) 101,32; 4) 405,30.

**6.** Какова молярная масса (г/моль) газа, если газ, взятый массой  $9,6 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ , находится при температуре 300 К и давлении 121,59 кПа и занимает объем  $2,52 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ :

1) 20; 2) 32; 3) 78; 4) 160?

**7.** Рассчитайте молярную массу эквивалента (г/моль) оксида металла, если на восстановление  $1,8 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$  оксида израсходовано  $8,33 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$  водорода (при н. у.):

1) 12; 2) 24; 3) 36; 4) 48.

**8.** Определите молярную массу эквивалента (г/моль) серы в оксиде серы (VI):

1) 2,6; 2) 15,3; 3) 10,6; 4) 5,33.

**9.** Вычислите молярную массу эквивалента (г/моль) дигидроксохлорида алюминия в реакции взаимодействия с эквимолекулярным количеством хлороводорода:

1) 24,12; 2) 32,2; 3) 48,25; 4) 96,5.

**10.** Рассчитайте массу (кг) водорода, необходимую для восстановления 4 моль оксида меди (II):

1)  $2 \cdot 10^{-3}$ ; 2)  $4 \cdot 10^{-3}$ ; 3)  $8 \cdot 10^{-3}$ ; 4)  $16 \cdot 10^{-3}$ .

**Строение атома и периодический закон Д. И. Менделеева**

### Тест 3

**1.** Атомы каких из приведенных элементов являются изобарами:

1)  ${}_{20}^{40}\text{Ca}$  и  ${}_{20}^{42}\text{Ca}$ ; 2)  ${}_{18}^{40}\text{Ar}$  и  ${}_{19}^{40}\text{K}$ ; 3)  ${}_{48}^{112}\text{Cd}$  и  ${}_{50}^{112}\text{Sn}$ ; 4)  ${}_{54}^{136}\text{Xe}$  и  ${}_{56}^{138}\text{Ba}$ ?

**2.** Укажите математическое выражение принципа неопределенности:

1)  $\lambda = \frac{h}{mv}$ ; 2)  $\Delta E = h\nu$ ; 3)  $\sqrt{\frac{1}{\lambda}} = a(Z - b)$ ; 4)  $\Delta q \cdot \Delta v \geq \frac{h}{m}$ .

**3.** Какие частицы являются изоэлектронными:

1)  $\text{Ca}^{2+}$ ; 2)  $\text{Si}^{4+}$ ; 3)  $\text{Ar}$ ; 4)  $\text{Cl}^-$ ?

**4.** Какой подуровень в атомах –  $3d$  или  $3p$  и  $6s$  или  $5d$  – заполняется раньше:

1)  $3d$  и  $6s$ ; 2)  $3p$  и  $6s$ ; 3)  $3d$  и  $5d$ ; 4)  $3p$  и  $5d$ ?

**5.** Какова конфигурация валентных электронов в основном состоянии в атоме марганца:

1)  $\dots 4s^2 p^5$ ; 2)  $\dots 3d^6 4s^1$ ; 3)  $\dots 3d^5 4s^2$ ; 4)  $\dots 3d^2 4s^2 p^3$ ?

**6.** Сколько свободных  $3d$ -орбиталей в атоме хрома:

1) 0; 2) 1; 3) 2; 4) 3?

**7.** Какие из электронных конфигураций соответствуют возбужденным состояниям:

1)  $\dots 2s^2$ ; 2)  $\dots 3s^2 3d^1$ ; 3)  $\dots 4s^2 3d^2$ ; 4)  $1s^2 2s^2 p^6 3p^1$ ?

**8.** Сколько электронов находится на  $4d$ -подуровне атома гафния:

1) 1; 2) 2; 3) 4; 4) 10?

**9.** Атомы каких элементов-актиноидов имеют наибольшее число неспаренных  $f$ -электронов:

1) Pu; 2) Am; 3) Cm; 4) Bk?

**10.** Какой из переходов электрона в атоме водорода требует поглощения фотона с минимальной энергией:

1)  $1s \rightarrow 2p$ ; 2)  $1s \rightarrow 4d$ ; 3)  $2s \rightarrow 4s$ ; 4)  $2p \rightarrow 3s$ ?

#### Тест 4

**1.** Сколько изотопов у водорода:

1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 4?

**2.** Какое уравнение характеризует корпускулярно-волновую природу электрона:

1)  $\Delta E = h\nu$ ; 2)  $H\Psi = E\Psi$ ; 3)  $\lambda = \frac{h}{mv}$ ; 4)  $E = -\frac{13,6}{n^2}$  ?

**3.** Укажите, какие частицы являются изоэлектронными:

1)  $Al^{3+}$ ; 2)  $P^{3-}$ ; 3) S; 4)  $Cl^+$ .

**4.** Какие значения всех квантовых чисел ( $n, l, m_l, m_s$ ) возможны для валентного электрона атома калия:

1)  $4, 1, -1, -\frac{1}{2}$ ; 2)  $4, 1, +1, +\frac{1}{2}$ ; 3)  $4, 0, 0, +\frac{1}{2}$ ; 4)  $5, 0, +1, +\frac{1}{2}$ ?

**5.** Какой подуровень –  $6s$  или  $4f$  и  $5p$  или  $4d$  – заполняется раньше:

1)  $6s$  и  $5p$ ; 2)  $6s$  и  $4d$ ; 3)  $4f$  и  $5p$ ; 4)  $4f$  и  $4d$ ?

**6.** Укажите заряд ядра атома, у которого конфигурация валентных электронов в основном состоянии  $\dots 4d^2 5s^2$ :

1) 22; 2) 24; 3) 40; 4) 72.

**7.** Какова конфигурация валентных электронов в основном состоянии атома хрома:

1)  $3d^6$ ; 2)  $4s^2 3d^4$ ; 3)  $3d^4 4s^2$ ; 4)  $3d^5 4s^1$ ?

**8.** Сколько электронов находится на  $5d$ -подуровне атома золота:

1) 0; 2) 1; 3) 9; 4) 10?

**9.** У какого элемента на третьем энергетическом уровне расположено девять электронов:

1) K; 2) Co; 3) Sc; 4) Cu?

**10.** Вычислите энергию ионизации (Дж) атома водорода:

1) 13,6; 2) 313; 3)  $2,18 \cdot 10^{-18}$ ; 4)  $2,8 \cdot 10^{-10}$ .

#### Химическая связь и строение вещества

## Тест 5

1. Какой из указанных элементов имеет наименьший потенциал ионизации:

1) Na; 2) Mg; 3) K; 4) Ca?

2. Какая из молекул имеет наибольшую степень ковалентности:

1)  $\text{Li}_2\text{O}$ ; 2)  $\text{Li}_2$ ; 3)  $\text{NaN}$ ; 4)  $\text{KCl}$ ?

3. У какой из молекул дипольный момент больше:

1)  $\text{HF}$ ; 2)  $\text{HCl}$ ; 3)  $\text{HBr}$ ; 4)  $\text{HI}$ ?

4. Какое из веществ имеет более высокую температуру кипения:

1)  $\text{HF}$ ; 2)  $\text{HCl}$ ; 3)  $\text{H}_2\text{O}$ ; 4)  $\text{Ar}$ ?

5. Укажите молекулу, в которой атом углерода координационно насыщен:

1)  $\text{CO}_2$ ; 2)  $\text{C}_2\text{H}_4$ ; 3)  $\text{C}_2\text{H}_6$ ; 4)  $\text{C}_6\text{H}_6$ .

6. Сколько  $\pi$ -связей образовано в молекуле оксида углерода (II):

1) 0; 2) 1; 3) 2; 4) 3?

7. Укажите молекулы и молекулярные ионы, в которых порядок связи равен 2:

1)  $\text{C}_2$ ; 2)  $\text{O}_2$ ; 3)  $\text{O}_2^+$ ; 4)  $\text{NO}^-$ .

8. Каков тип гибридизации алюминия в ионе  $[\text{AlF}_6]^{3-}$ :

1)  $sp^3$ ; 2)  $sp^3d$ ; 3)  $sp^3d^2$ ; 4)  $sp^3d^3$ ?

9. В каком соединении у центрального атома находится неспаренный электрон:

1)  $\text{NH}_4^+$ ; 2)  $\text{ClO}_2$ ; 3)  $\text{ICl}_2^-$ ; 4)  $\text{PCl}_3$ ?

10. Какова пространственная конфигурация молекулы  $\text{IF}_5$ :

1) тригональная бипирамидальная; 2) квадратная пирамидальная;  
3) октаэдрическая; 4) тригональная пирамидальная?

## Тест 6

1. Какой из элементов имеет наибольший потенциал ионизации:

1) C; 2) N; 3) O; 4) F?

2. Укажите водородное соединение, которое имеет наибольший дипольный момент:

1)  $\text{H}_2\text{O}$ ; 2)  $\text{H}_2\text{S}$ ; 3)  $\text{H}_2\text{Se}$ ; 4)  $\text{H}_2\text{Te}$ .

3. В каком из хлоридов доля ковалентной связи максимальна:

1)  $\text{TiCl}_4$ ; 2)  $\text{ZrCl}_4$ ; 3)  $\text{HfCl}_4$ ; 4)  $\text{KuCl}_4$ ?

4. Какова максимальная ковалентность азота:

1) 2; 2) 3; 3) 4; 4) 5?

5. У какой из однотипных молекул склонность к  $sp^3$ -гибридизации у центрального атома наименьшая:

1)  $\text{NH}_3$ ; 2)  $\text{PH}_3$ ; 3)  $\text{AsH}_3$ ; 4)  $\text{SbH}_3$ ?

6. Сколько электронов в молекуле  $\text{C}_2$  находится на  $\pi^{\text{CB}}$ -орбитали:

1) 0; 2) 2; 3) 4; 4) 6?

7. Какие из молекул и молекулярных ионов являются парамагнитными:

1)  $\text{B}_2^-$ ; 2)  $\text{O}_2$ ; 3)  $\text{O}_2^-$ ; 4)  $\text{F}_2$ ?

8. Укажите соединения, у которых тип гибридизации центрального атома  $sp^2$ :

1)  $\text{SO}_2$ ; 2)  $\text{CO}_3^{2-}$ ; 3)  $\text{ClF}_3$ ; 4)  $\text{XeF}_2$ .

9. В каких из соединений у центрального атома в наличие одна свободная электронная пара:

1)  $\text{CN}^-$ ; 2)  $\text{ClO}_2$ ; 3)  $\text{BF}_4^-$ ; 4)  $\text{PCl}_3$ ?

10. Какова пространственная конфигурация молекулы  $\text{SOCl}_2$ :

1) угловая (V-образная); 2) плоская треугольная; 3) тригональная пирамидальная; 4) тетраэдрическая?

### Периодическая система и основные классы неорганических соединений

#### Тест 7

1. Какие из приведенных элементов образуют кислотные оксиды:

1) Ag; 2) Cl; 3) S; 4) B?

2. С какими из оксидов реагирует соляная кислота:

1)  $\text{SiO}_2$ ; 2)  $\text{SO}_2$ ; 3)  $\text{CuO}$ ; 4)  $\text{CO}_2$ ?

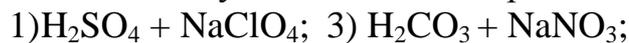
3. Какие из гидроксидов обладают амфотерными свойствами:

1)  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ; 2)  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ; 3)  $\text{B}(\text{OH})_3$ ; 4)  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ?

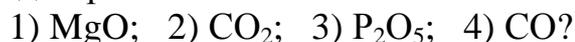
4. Можно ли получить 100%-ный раствор кислоты при непосредственном растворении в воде (при н. у.):

1)  $\text{SO}_2$ ; 2)  $\text{HCl}$ ; 3)  $\text{SO}_3$ ; 4)  $\text{CO}_2$ ?

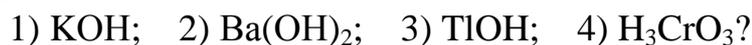
**5.** В каких случаях возможно протекание обменных реакций:



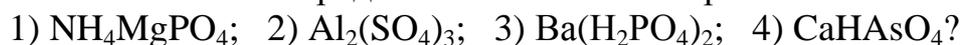
**6.** С какими из перечисленных веществ взаимодействует оксид бария:



**7.** Какие из приведенных гидроксидов могут образовывать основные соли:



**8.** У каких солей заряд кислотного остатка равен  $-2$ :



**9.** При написании каких формул допущена ошибка:

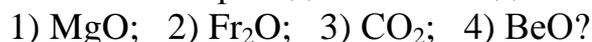


**10.** Какая масса (кг) известняка необходима для получения 112 кг негашеной извести:



### Тест 8

**1.** Какие из приведенных оксидов относятся к основным:



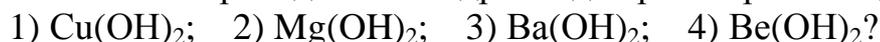
**2.** С какими веществами взаимодействует раствор хлороводорода:



**3.** Какие из указанных оксидов реагируют с водой:



**4.** Какой из приведенных гидроксидов растворим в воде:



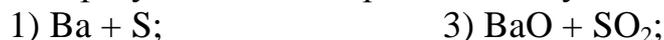
**5.** Можно ли для осушки сероводорода использовать:



**6.** Какие пары веществ могут одновременно находиться в растворе:



**7.** В результате каких реакций получают сульфат бария:



8. Каким из указанных веществ надо подействовать на гидрофосфат калия, чтобы получить фосфат калия:

1) KOH; 2) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; 3) HCl; 4) KCl?

9. При написании каких формул допущена ошибка:

1) Na<sub>3</sub>SbO<sub>4</sub>; 2) (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>; 3) (AlOH)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; 4) Ca<sub>3</sub>(PO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>?

10. Какую реакцию покажет фенолфталеин на раствор, содержащий 0,1 кг гидроксида натрия и 0,1 кг серной кислоты:

1) кислую; 3) щелочную;  
2) нейтральную; 4) слабокислую?

### Основные типы химических реакций.

### Окислительно-восстановительные реакции

#### Тест 9

1. Какова степень окисления углерода в соединениях CH<sub>3</sub>Cl и C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>:

1) -4; 2) -2; 3) 0; 4) +4?

2. Какие реакции относятся к окислительно-восстановительным:

1) Cl<sub>2</sub> + KOH; 3) SO<sub>2</sub> + KOH;  
2) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; 4) HgO + HNO<sub>3</sub>?

3. Укажите реакции диспропорционирования:

1) 4HNO<sub>3</sub> = 4NO<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>O + O<sub>2</sub>; 3) 4KClO<sub>3</sub> = 3KClO<sub>4</sub> + KCl;  
2) 2KClO<sub>3</sub> = 2KCl + 3O<sub>2</sub>; 4) 2HClO = 2HCl + O<sub>2</sub>.

4. В каком из преобразований происходит процесс окисления:

1) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>; 3) Cl<sub>2</sub>O → HCl;  
2) P → H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>; 4) Fe → FeSO<sub>4</sub>?

5. Какие частицы могут проявлять только восстановительную функцию:

1) Г; 2) Cr<sup>3+</sup>; 3) Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>; 4) S<sup>2-</sup>?

6. Какие продукты образуются при взаимодействии цинка с очень разбавленной азотной кислотой:

1) NO<sub>2</sub>; 2) H<sub>2</sub>; 3) NO; 4) NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>?

7. Какое вещество образуется при растворении угля в концентрированной серной кислоте:

1) CO; 2) CO<sub>2</sub>; 3) H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>; 4) CH<sub>4</sub>?

8. В уравнении



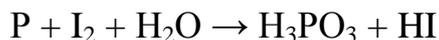
расставьте коэффициенты и укажите их сумму:

1) 6; 2) 10; 3) 16; 4) 20.

**9.** Какой металл при взаимодействии с концентрированной азотной кислотой может восстановить ее до  $\text{NO}_2$ :

1) Cs; 2) Ca; 3) Ba; 4) Cu?

**10.** Расставьте коэффициенты в уравнении



и укажите коэффициент перед веществом, которое восстанавливается:

1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 6.

Тест 10

**1.** Какова степень окисления кислорода в соединениях  $\text{K}_2\text{O}_2$  и  $\text{CaO}_2$ :

1)  $-2$ ; 2)  $-1$ ; 3)  $0$ ; 4)  $+2$ ?

**2.** Укажите реакции, которые являются окислительно-восстановительными:

1)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_{3(\text{конц})}$ ; 3)  $\text{SO}_2 + \text{KOH}$ ;  
2)  $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; 4)  $\text{PbO}_2 + \text{HCl}_{(\text{конц})}$ .

**3.** Какие соединения проявляют окислительно-восстановительную двойственность:

1)  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ; 2)  $\text{HClO}_3$ ; 3)  $\text{HNO}_2$ ; 4)  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ?

**4.** В какой из приведенных реакций образуется осадок темно-бурого цвета:

1)  $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O}$ ; 3)  $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4$ ;  
2)  $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{KOH}$ ; 4)  $\text{MnSO}_4 + \text{NaOH}$ ?

**5.** Какой ион придает раствору оранжевую окраску.

1)  $\text{Cr}^{2+}$ ; 2)  $\text{Cr}^{3+}$ ; 3)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ; 4)  $\text{CrO}_4^{2-}$ ?

**6.** Какой из продуктов образуется при взаимодействии меди с концентрированной серной кислотой:

1)  $\text{H}_2\text{S}$ ; 2)  $\text{H}_2$ ; 3)  $\text{S}$ ; 4)  $\text{SO}_2$ ?

**7.** Какое вещество – продукт окисления фосфора – образуется в реакции



1)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ; 2)  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ; 3)  $\text{P}_2\text{O}_5$ ; 4)  $\text{PH}_3$ ?

**8.** Расставьте коэффициенты в уравнении



и подсчитайте их сумму:

- 1) 9; 2) 12; 3) 15; 4) 18.

9. Какое вещество образуется в результате реакции



- 1)  $\text{SO}_2$ ; 2)  $\text{H}_2\text{S}$ ; 3)  $\text{H}_2$ ; 4)  $\text{S}$ ?

10. В уравнении реакции



расставьте коэффициенты и укажите коэффициент перед восстановителем:

- 1) 3; 2) 5; 3) 7; 4) 10.

### Термохимия. Энергия Гиббса

#### Тест 11

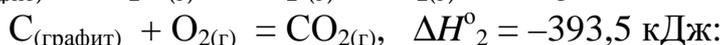
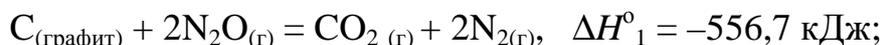
1. Какие величины являются функциями состояния процесса:

1) работа против внешних сил, действующих на систему; 2) внутренняя энергия; 3) энтальпия; 4) энергия Гиббса?

2. Укажите на основе расчета два наиболее устойчивых к нагреванию гидроксида из приведенных ниже:

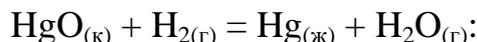
- 1) КОН и  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; 3)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ;  
2) КОН и  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ; 4)  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

3. Определите теплоту образования (кДж/моль) оксида азота (I), исходя из уравнений



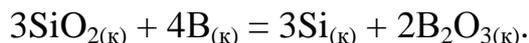
- 1) -81,55; 2) 81,60; 3) -163,1; 4) 326,2.

4. Вычислите  $\Delta H^\circ_{298}$  (кДж) и  $\Delta S^\circ_{298}$  Дж/К реакции восстановления оксида ртути (II)



- 1) -151,13 и -64,02; 3) -151,01 и 63,75;  
2) 151,13 и 15,3; 4) 151,13 и -64,02.

5. Найдите  $\Delta G^\circ_{298}$  (кДж) для процесса



Возможен ли он в стандартных условиях:

- 1) 180,26, нет; 3) 98,74, да;

2) -145,7, да; 4) -98,74, нет?

6. Определите энтальпию превращения  $S_{(\text{монокл})} \rightarrow S_{(\text{ромб})}$  (кДж), исходя из следующих термохимических циклов:

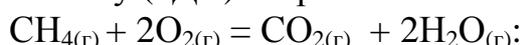


1) -594,1; 2) -0,1; 3) 0,3; 4) 594,1.

7. Теплота образования оксида алюминия равна -1675,7 кДж/моль. Сколько теплоты (кДж) выделится при образовании 10 г оксида алюминия:

1) 39,2; 2) 164,28; 3) 400,3; 4) 1675?

8. Определите теплоту (кДж) сгорания 1 моль метана



1) 890,31; 2) -890,5; 3) -74,88; 4) 74,88.

9. Вычислите, сколько теплоты (кДж) выделяется или поглощается при взаимодействии  $10 \text{ м}^3$  водорода (измеренного при н. у.) с хлором:

1) -1,97; 2) -0,98; 3) -4,12; 4) -8,24.

10. Рассчитайте теплоту (кДж) растворения 2 моль гидроксида калия в воде:

1) -115,6; 2) -55,22; 3) 55,22; 4) 110,44.

## Тест 12

1. В каких случаях возможно протекание химической реакции (принять  $|\Delta H^0| < |T\Delta S^0|$ ):

1) энергия Гиббса увеличивается; 2) энергия Гиббса уменьшается; 3) энтропия увеличивается, энтальпия уменьшается; 4) энтропия уменьшается, энтальпия уменьшается?

2. На основании расчета  $\Delta G^0_{298}$  реакции взаимодействия соответствующих оксидов металлов с оксидом углерода (IV) укажите, какой из карбонатов наиболее устойчив:

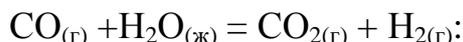
1)  $BeCO_3$ ; 2)  $MgCO_3$ ; 3)  $CaCO_3$ ; 4)  $BaCO_3$ .

3. Определите теплоту (ккал/моль) образования метилового спирта, исходя из реакции



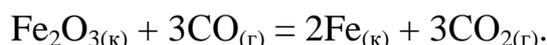
1) 11,1; 2) -36,1; 3) -48,04; 4) -238,55.

4. Найдите  $\Delta H_{298}^{\circ}$  (кДж) и  $\Delta S_{298}^{\circ}$  (Дж/К) реакции, протекающей по уравнению



- 1)  $-2,84$  и  $-76,84$ ;      3)  $-2,84$  и  $76,84$ ;  
2)  $2,84$  и  $-76,84$ ;      4)  $2,8$  и  $76,8$ .

5. Вычислите  $\Delta G_{298}^{\circ}$  (ккал) для процесса



Возможен ли этот процесс в стандартных условиях:

- 1)  $-7,03$ , да;    2)  $7,5$ , нет;    3)  $-7,5$ , нет;    4)  $7,5$ , да?

6. Определите тепловой эффект (кДж) реакции



если при взаимодействии 140 г оксида кальция выделяется 106,72 ккал теплоты:

- 1)  $-393$ ;    2)  $-178,6$ ;    3)  $-37,6$ ;    4)  $37,6$ .

7. Вычислите изменение энтальпии перехода  $\text{C}_{(алмаз)} \rightarrow \text{C}_{(графит)}$ , исходя из следующих термохимических уравнений:



- 1)  $-1,9$  кДж;    2)  $-0,45$  ккал;    3)  $1,9$  кДж;    4)  $0,45$  ккал.

8. Рассчитайте изменение энтальпии (ккал) процесса

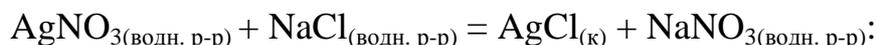


- 1)  $-72,3$ ;    2)  $-8,29$ ;    3)  $4$ ;    4)  $72,3$ .

9. Сколько теплоты (ккал) выделится при взрыве 1 л гремучего газа (измеренного при н. у.):

- 1)  $1,72$ ;    2)  $2,03$ ;    3)  $2,58$ ;    4)  $5,16$ ?

10. Определите изменение энтальпии (ккал) реакции

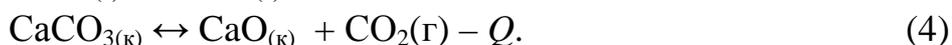
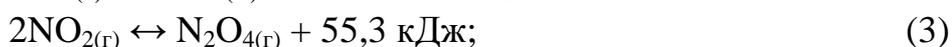
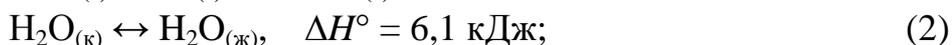


- 1)  $-45,0$ ;    2)  $-15,63$ ;    3)  $-14,7$ ;    4)  $14,7$ .

### Химическое равновесие

#### Тест 13

Даны следующие системы:



1. Укажите, какая из систем (1)–(4) является гомогенной.

2. Равновесие в каких из систем (1)–(4) сместится вправо при понижении температуры?

3. Какое утверждение справедливо для обратимой реакции (1) в момент установления равновесия:

1)  $v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}} \neq 0$ ; 2)  $v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}} = 0$ ; 3) всегда  $2C(\text{NO}) = C(\text{O}_2)$ ,

4) всегда  $C(\text{NO}) = C(\text{NO}_2)$ ?

4. Какие факторы способствуют смещению равновесия в системе (4) вправо:

1) повышение температуры; 2) повышение давления;

3) катализаторы; 4) увеличение исходной концентрации  $\text{CO}_2$ ?

5. Чему равна скорость прямой реакции (1) через некоторое время, когда концентрация кислорода уменьшится на 0,2 моль? Начальная концентрация кислорода составляет 0,3, оксида азота (II) – 0,6 моль/л, константа скорости реакции – 0,5:

1) 0,002; 2) 0,003; 3) 0,016; 4) 0,02.

6. Скорость прямой реакции (1) при концентрации оксида азота (II) 0,6 моль/л и кислорода 0,5 моль/л равна 0,018 моль/(л · мин). Вычислите константу скорости прямой реакции:

1) 0,06; 2) 0,1; 3) 1,0; 4) 1,2.

7. Вычислите равновесную концентрацию (моль/л) кислорода в системе (1), когда концентрация оксида азота (II) станет 0,04 моль/л, если начальная концентрация азота (II) составляет 0,06, кислорода – 0,1 моль/л:

1) 0,01; 2) 0,02; 3) 0,04; 4) 0,09.

8. В закрытом сосуде при некоторой температуре в системе (1) установилось равновесие при концентрации оксида азота (IV), равной 0,24, кислорода – 1,6, оксида азота (II) – 0,06 моль/л. Вычислите константу химического равновесия и исходную концентрацию (моль/л) кислорода:

1) 1,0 и 1,72; 2) 2,5 и 1,72; 3) 10 и 1,72; 4) 2,5 и 1,84.

9. Определите температуру ( $^\circ\text{C}$ ), при которой давление диссоциации  $\text{CaCO}_3$  для реакции (4) составляет 202 650 Па:

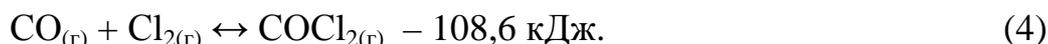
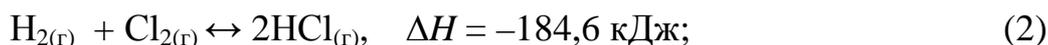
1) ~770; 2) ~856; 3) ~970; 4) ~1070.

**10.** Известь растворяется в воде с выделением теплоты. Как влияет повышение температуры на растворимость извести:

- 1) растворимость понижается;    2) растворимость повышается;  
3) не влияет;    4) растворимость не изменяется?

#### Тест 14

Даны следующие системы:



**1.** Для каких из реакций (1)–(4) равновесие сместится влево при повышении температуры?

**2.** Как изменится скорость химической реакции, если при увеличении температуры на 30°C константа скорости химической реакции возрастет в 100 раз:

- 1) увеличится в 100 раз; 2) не изменится; 3) увеличится в 800 раз;  
4) увеличится в 27 раз?

**3.** Какие воздействия вызовут смещение равновесия реакции (2):

- 1) увеличение концентрации исходных веществ; 2) повышение температуры; 3) добавление катализатора; 4) увеличение давления?

**4.** Как изменится скорость прямой реакции (2) при увеличении давления в системе в 5 раз:

- 1) не изменится; 2) увеличится в 5 раз; 3) уменьшится в 5 раз;  
4) увеличится в 25 раз?

**5.** Константа равновесия реакции (4) при некоторой температуре равна 40. Вычислите начальную концентрацию (моль/л) хлора, если в состоянии равновесия концентрация оксида углерода (II) равна 0,2, а фосгена 0,8 моль/л:

- 1) 0,1; 2) 0,2; 3) 0,8; 4) 0,9.

**6.** Равновесие реакции (2) установилось при следующих концентрациях участвующих в ней веществ: водорода – 0,25, хлора – 0,05, хлороводорода – 0,9 моль/л. Определите исходные концентрации (моль/л) хлора и водорода:

- 1) 0,7 и 0,5; 2) 0,5 и 0,7; 3) 0,95 и 1,15; 4) 1,15 и 0,95.

7. Вычислите константу равновесия реакции (3), если при некоторой температуре из 2 моль хлорида фосфора (V), находящегося в закрытом сосуде вместимостью 10 л, разложению подвергаются 1,5 моль:

- 1) 0,15; 2) 0,45; 3) 0,75; 4) 100.

8. Оксид углерода (II) и хлор были взяты в эквивалентных количествах. К моменту равновесия половина начального количества оксида углерода (II) прореагировала. Какое давление (атм) будет при равновесии реакции (4), если исходное давление смеси составляло 101 325 Па:

- 1) 0,5; 2) 0,75; 3) 1,5; 4) 2,0?

9. Определите парциальное давление (атм) хлорида фосфора (V) в равновесной газовой смеси (3), если при 523 К и 202 650 Па объемная доля хлора в ней составляет 40,7%:

- 1) 0,37; 2) 0,74; 3) 0,81; 4) 0,63.

10. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 625 раз при температурном коэффициенте скорости реакции, равном 5:

- 1) 10; 2) 25; 3) 40; 4) 125?

**Растворы. Способы выражения состава растворов.  
Свойства растворов. Электролитическая диссоциация.  
Гидролиз солей**

Тест 15

1. Укажите слабодиссоциирующий гидроксид:

- 1)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ; 2)  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ; 3)  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ; 4)  $\text{LiOH}$ .

2. От чего зависит степень диссоциации:

- 1) от температуры; 2) от концентрации; 3) от природы растворителя; 4) от природы растворенного вещества?

3. В каком из 1 М растворов массовая доля растворенного вещества (плотности растворов считать равными) наибольшая:

- 1)  $\text{NaBr}$ ; 2)  $\text{RbNO}_3$ ; 3)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ; 4)  $\text{CaCl}_2$ ?

4. Чему равен pH раствора, содержащего гидроксид бария с концентрацией ионов бария  $5 \cdot 10^{-4}$  моль/л:

- 1) 3; 2) 4; 3) 10; 4) 11?

5. В 0,05 кг воды растворено 0,006 кг неэлектролита. Определите молярную массу (г/моль) неэлектролита, если раствор замерзает при  $-3,72^{\circ}\text{C}$ :

- 1) 40; 2) 60; 3) 70; 4) 80.

6. Какая масса (г) хлорида свинца может быть потеряна при его промывании  $2 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$  воды вследствие растворимости соли:

- 1)  $3,9 \cdot 10^{-3}$ ; 2) 0,9; 3)  $0,79 \cdot 10^{-3}$ ; 4) 4,45?

7. Определите pH раствора бромноватистой кислоты, константа диссоциации которой равна  $2,82 \cdot 10^{-9}$ , если в 1 л его содержится  $12,04 \cdot 10^{21}$  молекул HBrO:

- 1) 3,15; 2) 4,25; 3) 5,15; 4) 6,25.

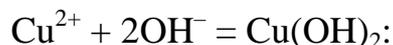
8. Какой объем (мл) 30%-ного раствора гидроксида калия ( $\rho = 1281,3 \text{ кг/м}^3$ ) можно взять, чтобы, смешав с 10%-ным раствором гидроксида калия, получить  $2 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$  20%-ного раствора ( $\rho = 1181,8 \text{ кг/м}^3$ ):

- 1) 236; 2) 91,5; 3) 109,8; 4) 118?

9. Смешали равные объемы 0,2 М раствора соляной кислоты и 0,2 М раствора гидроксида бария. Определите pH полученного раствора:

- 1) 1,3; 2) 7,0; 3) 13,0; 4) 13,3.

10. Какие пары ионов можно использовать при составлении молекулярного уравнения, отвечающего ионно-молекулярному уравнению



- 1)  $\text{Cl}^-$  и  $\text{Zn}^{2+}$ ; 2)  $\text{CO}_3^{2-}$  и  $\text{Na}^+$ ; 3)  $\text{S}^{2-}$  и  $\text{Na}^+$ ; 4)  $\text{Cl}^-$  и  $\text{Ba}^{2+}$ ?

#### Тест 16

1. Укажите слабый электролит:

- 1) HI; 2) HF; 3) HCN; 4)  $\text{HMnO}_4$ .

2. Какие факторы влияют на растворимость твердых веществ:

- 1) температура; 3) катализатор;  
2) давление; 4) природа растворителя?

3. Молярность какого из 1 М растворов наибольшая (плотности растворов принять равными):

- 1)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ; 2)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; 3)  $\text{HNO}_3$ ; 4)  $\text{HClO}_4$ ?

4. Определите концентрацию катионов водорода (моль/л), если pH раствора 10:

1)  $10^{-10}$ ; 2)  $10^{-6}$ ; 3)  $10^{-4}$ ; 4)  $10^{-3}$ .

**5.** При какой температуре ( $^{\circ}\text{C}$ ) замерзает раствор, содержащий 0,0216 кг глюкозы ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) в 0,1 кг воды:

1) 1,2; 2) 2,23; 3) -2,23; 4) -1,2?

**6.** Вычислите pH насыщенного раствора гидроксида магния при 298 К, если его ПР =  $5,61 \cdot 10^{-12}$ :

1) 7,7; 2) 10,0; 3) 9,7; 4) 4,3.

**7.** Какой объем (л) воды следует добавить к 0,5 л 0,25 н. раствора уксусной кислоты, чтобы процент диссоциированных молекул возрос в 5 раз:

1) 6; 2) 8; 3) 10,4; 4) 12?

**8.** К  $1,0877 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$  ( $\rho = 1149,2 \text{ кг/м}^3$ ) раствора соляной кислоты прибавили  $6,25 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$  воды. Вычислите массовую долю (%) хлороводорода в исходном растворе, если полученный раствор стал 5%-ным:

1) 26; 2) 28; 3) 30; 4) 32.

**9.** Смешали равные объемы 3 М раствора гидроксида натрия и 1 М раствора соляной кислоты. Определите pH полученного раствора:

1) 0; 2) 13,0; 3) 13,7; 4) 14,0.

**10.** Какие пары ионов можно использовать при составлении молекулярного уравнения, которому соответствует ионно-молекулярное уравнение



1)  $\text{Br}^-$  и  $\text{K}^+$ ; 2)  $\text{SO}_4^{2-}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ ; 3)  $\text{CN}^-$  и  $\text{K}^+$ ; 4)  $\text{NO}_3^-$  и  $\text{Ba}^{2+}$ ?

### Тест 17

**1.** Определите значение pH водного раствора, если концентрация ионов гидроксида равна  $10^{-11}$  моль/л:

1) 2; 2) 3; 3) 5; 4) 11.

**2.** Какая из солей подвергается полному гидролизу:

1)  $\text{MgSO}_4$ ; 2)  $\text{AlCl}_3$ ; 3)  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ; 4)  $\text{BaCl}_2$ ?

**3.** В растворе какой соли pH 7:

1)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ; 2)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ; 3)  $\text{SnCl}_2$ ; 4)  $\text{Ca}(\text{CN})_2$ ?

**4.** Какая из солей в большей степени подвергается гидролизу (при одинаковом разбавлении растворов):

1)  $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$ ; 2)  $\text{KClO}$ ; 3)  $\text{CrCl}_3$ ; 4)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ?

5. В растворе какой соли фенолфталеин приобретает малиновую окраску:

1)  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$ ; 2)  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ; 3)  $\text{BaI}_2$ ; 4)  $\text{CaSO}_4$ ?

6. На степень гидролиза какой соли влияет разбавление раствора:

1)  $\text{HCOONH}_4$ ; 3)  $\text{NaNO}_2$ ;  
2)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ; 4)  $\text{Cr}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ ?

7. Добавлением каких веществ можно уменьшить степень гидролиза сульфида калия:

1)  $\text{K}_2\text{S}$ ; 2)  $\text{NaCl}$ ; 3)  $\text{HCl}$ ; 4)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ?

8. Определите pH 0,01 н. раствора гидроксида аммония, если  $\alpha = 0,01$ :

1) 2; 2) 4; 3) 6; 4) 10.

9. Какова реакция водного раствора гидрокарбоната натрия:

1) слабокислая; 2) слабощелочная; 3) нейтральная; 4) сильнощелочная?

10. Вычислите степень гидролиза 0,005 н. водного раствора ацетата аммония:

1)  $2,0 \cdot 10^{-4}$ ; 3)  $5,5 \cdot 10^{-3}$ ;  
2)  $5,5 \cdot 10^{-4}$ ; 4)  $5,5 \cdot 10^{-2}$ .

#### Тест 18

1. Во сколько раз нужно увеличить концентрацию анионов гидроксида в растворе, чтобы pH увеличить на 1:

1) 0,1; 2) 1; 3) 2,3; 4) 10?

2. Гидролиз какой соли протекает полностью:

1)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ; 2)  $\text{NH}_4\text{CN}$ ; 3)  $\text{KNO}_2$ ; 4)  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ?

3. При гидролизе какой соли в водном растворе  $\text{pH} < 7$ :

1)  $\text{BeSO}_4$ ; 2)  $\text{KClO}_4$ ; 3)  $\text{Li}_2\text{CO}_3$ ; 4)  $\text{FeBr}_3$ ?

4. Укажите, какая из солей в большей степени подвергается гидролизу (при одинаковом разбавлении растворов):

1)  $\text{FeCl}_3$ ; 2)  $\text{FeCl}_2$ ; 3)  $\text{ZnCl}_2$ ; 4)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

5. В растворах каких солей синее лакмусовая бумажка:

1)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ; 2)  $\text{NiSO}_4$ ; 3)  $\text{NaI}$ ; 4)  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ ?

6. На степень гидролиза какой соли разбавление раствора не влияет:

1)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ; 2)  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ; 3)  $\text{CuSO}_4$ ; 4)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ?

7. Какое вещество следует добавить, чтобы уменьшить степень гидролиза хлорида аммония:

1)  $\text{HCl}$ ; 2)  $\text{NaOH}$ ; 3)  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ; 4)  $\text{KCl}$ ?

8. Укажите раствор с наименьшим значением pH:

1) 0,5 н. раствор  $\text{HCl}$ ,  $\alpha = 85\%$ ; 2) 1 н. раствор  $\text{HI}$ ,  $\alpha = 90\%$ ;  
3) 0,1 н. раствор  $\text{HNO}_3$ ,  $\alpha = 92\%$ ; 4) 0,1 н. раствор  $\text{HCl}$ ,  $\alpha = 92\%$ .

9. Какова реакция водного раствора гидрофосфата натрия:

1) слабокислая; 3) слабощелочная;  
2) нейтральная; 4) сильнощелочная?

10. Вычислите pH раствора, полученного при растворении  $0,41 \cdot 10^{-3}$  кг ацетата натрия в  $2,5 \cdot 10^{-4}$  м<sup>3</sup> воды:

1) 8,0; 2) 8,5; 3) 9,0; 4) 9,5.

## Электрохимические процессы

### Тест 19

1. При электролизе водных растворов каких солей на катоде выделяется металл:

1)  $\text{CuSO}_4$ ; 2)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ; 3)  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ; 4)  $\text{AgNO}_3$ ?

2. В каком из случаев может появиться электрический ток:

1) при освещении поверхности щелочного металла;  
2) при соприкосновении различных металлов;  
3) при резком торможении движущегося металла в магнитном поле;  
4) при нагревании сплава?

3. Что можно получить при электролизе водного раствора хлорида натрия:

1)  $\text{Cl}_2$ ; 2)  $\text{Na}$ ; 3)  $\text{H}_2$ ; 4)  $\text{NaOH}$ ?

4. В каких случаях металлы разрушаются в растворах солей (учесть возможность гидролиза):

1)  $\text{Zn} + \text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$ ; 3)  $\text{Fe} + \text{Na}_2\text{CO}_3$ ;  
2)  $\text{Ag} + \text{HgCl}_2$ ; 4)  $\text{Cu} + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ?

5. Какое количество электричества, выраженное числом Фарадея, требуется для выделения  $6,4 \cdot 10^{-3}$  кг меди при электролизе раствора сульфата меди (II):

1)  $0,05F$ ; 2)  $0,1F$ ; 3)  $0,2F$ ; 4)  $0,5F$ ?

**6.** Какое вещество выделяется на катоде при электролизе водного раствора хлорида кальция и чему равен pH среды в катодном пространстве:

- 1) Ca, pH 7;    2) H<sub>2</sub>, pH > 7;    3) Cl<sub>2</sub>, pH 7;    4) O<sub>2</sub>, pH < 7 ?

**7.** Какие из металлов являются анодными по отношению к покрываемому металлу:

- 1) Fe покрыто Cu;                      3) Cu покрыта Ni;  
2) Fe покрыто Cr;                      4) Ni покрыт Ag?

**8.** Действие каких факторов может усилить электрохимическую коррозию железа:

- 1) понижение pH среды;  
2) повышение pH среды;  
3) повышение в воздухе концентрации углекислого газа;  
4) увеличение содержания кислорода в растворе?

**9.** Чему равен электродный потенциал (В) свинцового электрода, опущенного в насыщенный раствор сульфата свинца:

- 1) -0,24;    2) -0,44;    3) -0,54;    4) -0,64?

**10.** Определите, какие из приведенных веществ способны окислять ионы брома Br<sup>-</sup>:

- 1) Cl<sub>2</sub>;    2) H<sup>+</sup>;    3) Ni<sup>2+</sup>;    4) MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>.

#### Тест 20

**1.** В каких из солей при электролизе водных растворов на катоде протекает только восстановление водорода:

- 1) KBr;    2) Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>;  
3) NaCl;    4) ZnCl<sub>2</sub>?

**2.** Что образуется в результате электролиза раствора хлорида меди (II):

- 1) Cl<sub>2</sub>;    2) O<sub>2</sub>;    3) H<sub>2</sub>;    4) Cu?

**3.** Какой металл вытесняет свободный марганец из водных растворов его соединений:

- 1) Mg;    2) Zn;    3) Cu;    4) Al?

**4.** Какое количество электричества ( $F = 96\,485$  Кл) необходимо для получения 8,0 г гидроксида натрия при электролизе водного раствора хлорида натрия:

- 1) 0,1F;    2) 1F;    3) 2F;    4) 0,2F?

**5.** Зависит ли результат электролиза от:



- 2)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ ;      4)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ .

5. При сливании каких из указанных растворов будет идти химическое взаимодействие:

- 1)  $\text{Na}[\text{AuCl}_4]$  и  $\text{NaBr}$ ;      3)  $\text{Na}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$  и  $\text{NH}_3$ ;  
 2)  $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$  и  $\text{NaCN}$ ;      4)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  и  $\text{NaCN}$ ?

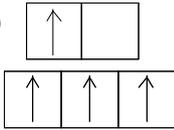
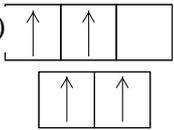
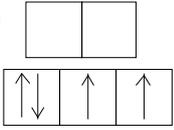
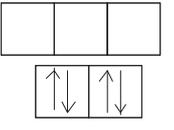
6. Какой ион обуславливает зеленую окраску раствора:

- 1)  $\text{MnO}_4^{2-}$ ;      3)  $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ ;  
 2)  $\text{MnO}_4^-$ ;      4)  $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ?

7. Укажите комплексы с  $sp^3$ -типом гибридизации и соответствующей тетраэдрической конфигурацией:

- 1)  $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$ ;      3)  $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ;  
 2)  $[\text{AuBr}_4]^-$ ;      4)  $[\text{BF}_4]^-$

8. Какое из распределении четырех  $d$ -электронов в тетраэдрическом окружении лигандами отвечает высокоспиновому комплексу?

- 1)       3) 
- 2)       4) 

9. Укажите, какие из комплексов парамагнитны:

- 1)  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ ;      3)  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ ;  
 2)  $[\text{MnCl}_4]^{2-}$ ;      4)  $[\text{CoF}_6]^{3-}$ .

10. Растворы каких комплексов окрашены:

- 1)  $\text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ ;      3)  $\text{K}_4[\text{Mn}(\text{SCN})_6]$ ;  
 2)  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ ;      4)  $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_2$ ?

## Тест 22

1. В каком из октаэдрических комплексов заряд комплексообразователя равен +3:

- 1)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{F}_3]$ ;      3)  $[\text{Mn}(\text{CN})_6]^{4-}$ ;  
 2)  $\text{K}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$ ;      4)  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ ?

2. Какие из перечисленных соединений иллюстрируют ионизационный тип изомерии:

- 1)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$ ;                      3)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Br}$ ;  
 2)  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ ;            4)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][(\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3)]$ ?

3. Какой комплексный ион серебра является наиболее устойчивым:

- 1)  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ;            3)  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ;  
 2)  $[\text{AgCl}_2]^-$ ;                4)  $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$ ?

4. Укажите, какое вещество следует добавить к раствору сульфата тетраамминмеди (II), чтобы разрушить комплексный ион:

- 1)  $\text{H}_2\text{S}$ ;    2)  $\text{HCl}$ ;    3)  $\text{NaOH}_{(\text{разб})}$ ;    4)  $\text{NH}_3$ ?

5. Определите количество азотной кислоты, которое реагирует при взаимодействии 5,95 г платины с царской водкой, образуя ион гексахлороплатината (IV):

- 1) 0,01;    2) 0,02;    3) 0,03;    4) 0,04.

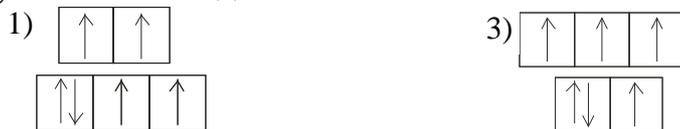
6. Какой ион обуславливает зеленый цвет раствора:

- 1)  $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ ;            3)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ ;  
 2)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]^+$ ;    4)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ?

7. Укажите комплексы с  $sp^3$ -типом гибридизации, соответствующей тетраэдрической конфигурацией и зарядом комплексообразователя +2:

- 1)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ;            3)  $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$   
 2)  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ;            4)  $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$ .

8. Какое из распределений шести  $d$ -электронов в октаэдрическом окружении лигандами отвечает высокоспиновому комплексу?



9. Укажите, какие из перечисленных комплексов диамагнитны:

- 1)  $[\text{V}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ ;                      3)  $[\text{HgBr}_4]^{2-}$ ;  
 2)  $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{4-}$ ;                      4)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ .

10. Растворы каких из перечисленных комплексов будут окрашенными:

- 1)  $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ ;            3)  $\text{K}_2[\text{HgBr}_4]$ ;  
 2)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Br}_3$ ;            4)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{SO}_4$ ?

## ОТВЕТЫ НА ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

		3	4
1		X	
2		X	
3		X	
4	X		
5			X
6		X	
7	X		
8		X	
9		X	
10		X	

Тест 1

	1	2	3	4
1				X
2	X			
3			X	
4			X	
5	X			
6			X	
7		X		
8				X
9				X
10			X	

Тест 2

	1	2	3	4
1		X	X	
2				X
3	X		X	X
4		X		
5			X	
6	X			
7		X		X
8				X
9		X	X	
10				X

Тест 3

	1	2	3	4
1			X	
2			X	
3			X	X
4			X	
5		X		
6			X	
7				X
8				X
9			X	
10			X	

Тест 4

	1	2	3	4
1			X	
2		X		
3	X			
4			X	
5				X
6			X	
7	X	X		X
8			X	
9		X		
10		X		

Тест 5

	1	2	3	4
1				X
2	X			
3	X			
4			X	
5				X
6			X	
7	X	X	X	
8	X	X		
9	X	X		X
10			X	

Тест 6

	1	2	3	4
1		X	X	X
2			X	
3	X			
4			X	
5				X
6		X	X	
7		X		
8		X		X
9	X		X	
10	X			

Тест 7

	1	2	3	4
1	X	X		
2	X		X	X
3		X		
4			X	
5				X
6	X			
7		X		X
8	X			
9			X	X
10			X	

Тест 8

	1	2	3	4
1		X		
2	X			
3			X	
4				X
5	X			X
6				X
7		X		
8			X	
9				X
10			X	

Тест 9

	1	2	3	4
1		X		
2		X	X	X
3	X	X	X	
4	X			
5			X	
6				X
7	X			
8				X
9		X		
10	X			

Тест 10

	1	2	3	4
1		X	X	X
2	X			
3		X		
4			X	
5	X			
6		X		
7		X		
8		X		
9				X
10	X			

Тест 11

	1	2	3	4
1		X	X	
2				X
3			X	
4				X
5	X			
6		X		
7	X	X		
8		X		
9	X			
10		X		

Тест 12

	1	2	3	4
1	X		X	
2	X			
3	X			
4	X			
5	X			
6		X		
7				X
8			X	
9		X		
10	X			

Тест 13

	1	2	3	4
1		X	X	
2	X			
3	X	X		
4				X
5				X
6		X		
7				
8		X		
9	X			
10			X	

Тест 14

	1	2	3	4
1		X	X	
2	X	X	X	
3			X	
4				X
5		X		
6		X		
7			X	
8		X		
9			X	
10				X

Тест 15

	1	2	3	4
1		X	X	
2	X			X
3			X	
4	X			
5			X	
6			X	
7				X
8			X	
9				X
10	X			

Тест 16

	1	2	3	4
1		X		
2			X	
3		X		
4				X
5		X		
6		X	X	
7	X			
8				X
9		X		
10			X	

Тест 17

	1	2	3	4
1				X
2		X		X
3	X			X
4	X			
5	X			
6		X		
7	X			
8		X		
9			X	
10		X		

Тест 18

	1	2	3	4
1	X		X	X
2	X	X	X	
3	X	X	X	
4		X		X
5			X	
6		X		
7		X	X	
8	X		X	X
9	X			
10	X			X

Тест 19

	1	2	3	4
1	X	X	X	
2	X			X
3	X			X
4				X
5	X	X	X	
6	X			
7	X			X
8			X	
9			X	
10	X			

Тест 20

	1	2	3	4
1			X	X
2			X	X
3				X
4			X	
5	X	X		X
6	X			
7	X		X	X
8			X	
9	X			X
10		X	X	X

Тест 21

	1	2	3	4
1	X	X		
2	X		X	
3			X	
4	X	X		
5				X
6	X	X	X	
7		X	X	
8	X			
9			X	
10	X	X		X

Тест 22