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 по специальности
1-25 01 07 «Экономика и управление на предприятии»
(заочная форма)*

Минск 2010

УДК 54(075.8)
ББК 24я73
Ж35

Рецензенты:
кафедра химии УО «Белорусский государственный аграрный технический университет»
(кандидат химических наук, доцент кафедры *И. Б. Бутылина*);
член-корреспондент НАН Беларуси,
доктор химических наук *А. И. Ратько*

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.
Ж35 Теоретические основы химии : учеб.-метод. пособие для студентов, обучающихся по специальности 1-25 01 07 «Экономика и управление на предприятии» (заочная форма) / И. М. Жарский, А. И. Волков, О. Н. Комшилова. – Минск : БГТУ, 2010. – 208 с.
ISBN 978-985-530-031-2.

В пособие включены основные разделы учебной программы по теоретическим основам химии и материал для самоподготовки студентов заочной формы обучения. К каждой теме приведен перечень основных вопросов, указаны номера страниц учебников, позволяющие получить ответы на поставленные вопросы. Кроме того, рассмотрен теоретический материал, знакомство с которым позволит студентам осмыслить основные вопросы химии, разобраны примеры решения задач различного уровня сложности с подробными комментариями. Пособие содержит контрольные задания и справочный материал, необходимый для выполнения письменных контрольных заданий.

Содержание и методика изложения материала даны с учетом специфики обучения на I курсе студентов инженерно-экономических специальностей БГТУ.

УДК 54(075.8)
ББК 24я73

ISBN 978-985-530-031-2

© УО «Белорусский государственный технологический университет», 2010
© Жарский И. М., Волков А. И., Комшилова О. Н., 2010

ПРЕДИСЛОВИЕ

В настоящее время без использования достижений науки, в частности химии, невозможно развитие современной промышленности и сельского хозяйства. Знание химии – науки о веществах и их превращениях – позволяет определять пути интенсификации и достижения максимального экономического эффекта производства, способствует развитию логического мышления, формирует диалектико-материалистическое понимание явлений окружающего мира и является необходимым для подготовки квалифицированных специалистов – инженеров для народного хозяйства.

Указанные соображения привели к созданию курса «Теоретические основы химии», предшествующего изучению неорганической химии. Задачей дисциплины «Теоретические основы химии» является краткое, но строгое изложение наиболее значимых для химии теоретических понятий и обучение студентов их использованию на обширном материале неорганической химии в такой форме, чтобы это позволило в дальнейшем продолжить изучение аналитической, органической и физической химии, а также теоретических разделов специальных дисциплин.

Весь учебный материал разбит на отдельные темы. К каждой теме приведен перечень основных вопросов, ориентирующих внимание на главные разделы темы, а также указаны номера страниц учебников, позволяющие получить ответы на вопросы.

Приведенные вопросы могут служить руководством для изучения материала и позволяют повысить уровень самостоятельной работы студентов заочной формы обучения. Представленный теоретический материал по каждой теме содержит сведения, необходимые студентам для выполнения контрольных заданий, а также может использоваться при подготовке к экзамену. Наряду с основными положениями теории и краткими пояснениями в пособии можно найти типовые задачи и таблицы наиболее важных физико-химических величин.

В соответствии с учебным планом до вызова на сессию студент должен выполнить две контрольные работы. К выполнению каждой контрольной работы можно приступить после изучения курса «Теоретические основы химии» и тщательного разбора решения типовых задач, приведенных в пособии и рекомендованной учебной литературе. Студент выполняет вариант задания, обозначенный двумя последними цифрами его шифра (номер студенческого билета). Например, если

шифр студента 13342, то должна быть выполнена контрольная работа, обозначенная вариантом 42.

Контрольные работы необходимо высылать на проверку в сроки, предусмотренные учебным графиком. Контрольные работы следует оформлять аккуратно, использовать рекомендованную в пособии литературу и современные справочные данные. Уравнения химических реакций необходимо выносить в отдельную строку, ход решения задач и все расчеты доводить до конца и излагать ясно, так, чтобы у рецензента при проверке не возникало затруднений. Вопросы и задачи контрольной работы надо переписывать полностью, указывая номера задач в соответствии с контрольным заданием. Для замечаний рецензента следует оставлять слева от текста поля не менее 4 см.

Неряшливо или не полностью выполненные контрольные работы возвращаются студентам на доработку без проверки. Контрольная работа, выполненная не по своему варианту, не рецензируется и возвращается.

Получив рецензию, студент должен внимательно ознакомиться со всеми замечаниями и указаниями преподавателя. На экзамене по химии проводится собеседование по материалу контрольных работ.

Если контрольная работа не зачтена, ее необходимо решить повторно и выслать на рецензирование с незачтенной работой. Исправления следует выполнять в конце тетради, а не в рецензируемом тексте. При выполнении работы над ошибками необходимо повторно переписать условие задачи и выполнить задание в соответствии с замечаниями рецензента.

Студент, изучивший весь предусмотренный программой материал и успешно выполнивший контрольные работы, допускается к сессии, во время которой он прослушивает курс лекций, выполняет лабораторные работы, сдает зачет и экзамен.

К сдаче экзамена по химии допускаются студенты, имеющие зачтенные контрольные работы; рабочий журнал по лабораторному практикуму, подписанный преподавателем, который проводил лабораторные занятия; зачет по практикуму.

Тема 1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ

Химия как раздел естествознания – наука о веществах и их превращениях. Понятия элемента, атома, молекулы. Атомная масса, молекулярная масса. Молярные массы атомов и молекул. Расчеты по химическим уравнениям. Закон Авогадро. Молярный объем газа. Плотность газа, относительная плотность газа. Молярная масса вещества в газообразном состоянии. Парциальное давление, закон парциальных давлений Дальтона. Уравнение Клапейрона – Менделеева, газовая постоянная. Понятие о молярной массе эквивалента. Закон эквивалентов.

Литература

1. Некрасов, Б. В. Основы общей химии. В 3 т. Т. 1 / Б. В. Некрасов. – М.: Химия, 1965. – С. 16–23.
2. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1984. – Гл. 1, § 4, 7, 8, 10, 12.
3. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1984. – Гл. 1, § 1–5; № 1, 3, 4, 6, 10, 80–85.
4. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – С. 4–26.
5. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 2, 6–8, 149–151.
6. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Соврем. шк., 2007. – С. 7–24.
7. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 57–61, 148–159.
8. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – 2004. – С. 119–148.
9. Гринвуд, Н. Химия элементов. В 2 т. Т. 1 / Н. Гринвуд, А. Эрншо; пер. с англ. – М.: БИНОМ: Лаборатория знаний, 2008. – С. 28–38.

Теоретические сведения

Стехиометрические законы – это законы о количественном составе веществ и о количественных соотношениях между реагирующими веществами.

Прежде чем рассматривать эти законы, дадим некоторые определения.

Моль – количество вещества системы, содержащей столько реальных или условных частиц, сколько атомов содержится в ^{12}C 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: $n(HCl) = 2$ моль; $n(Ca^{2+}) = 0{,}1$ моль; $n(F) = 6$ ммоль; $n(C_2H_5OH) = 1$ кмоль.

Молярная масса M(X) – масса 1 моль вещества. Молярную массу находят отношением массы вещества к его количеству:

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

Например: $M(Cu) = 64$ г/моль; $M(H^+) = 1$ г/моль; $M(Cl_2) = 0{,}071$ кг/моль; $M(KNO_3) = 101$ г/моль.

Относительная молекулярная масса $M_r(X)$ – молярная масса молекулы вещества X, отнесенная к $^1/_{12}$ молярной массы атома ^{12}C. Например: $M_r(HCl) = 36{,}5$; $M_r(Br_2) = 160$.

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

Под ***массой атома*** элемента понимают массу одного атома элемента, которая равна 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 ρ_1, ρ_2 – абсолютные плотности газов, т. е. 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), т. е. 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:

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

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

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 1 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 выражении 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 паскалях, а объем в кубических метрах, то R = 8,314 Дж/(моль · К); T – температура.

Пример 1. Плотность газа по водороду равна 13. Определите 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 · 2 = 26 г/моль, что соответствует относительной молекулярной массе 26.

Пример 2. Вычислите 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 газа равна 64.

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

Решение. Представив данные в системе СИ (P = 104 000 Па, $V = 6{,}24 \cdot 10^{-4}$ м^3, $m = 1{,}56 \cdot 10^{-3}$ кг, T = 290 К), вычислим молярную массу из уравнения Клапейрона – Менделеева:

$$M = \frac{mRT}{PV} = \frac{1{,}56 \cdot 10^{-3} \cdot 8{,}314 \cdot 290}{1{,}04 \cdot 10^{5} \cdot 6{,}24 \cdot 10^{-4}} = 58 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} = 58 \text{ г/моль}.$$

Относительная молекулярная масса газа равна 58.

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

$$M({}^{1}/_{z}\,X) = {}^{1}/_{z}\,M(X),$$

где $M(X)$ – молярная масса вещества X; ${}^{1}/_{z}$ – фактор эквивалентности (иногда обозначается $f_{\text{экв}}$).

Например: $M({}^{1}/_{2}H_2SO_4) = {}^{1}/_{2}M(H_2SO_4) =$ 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: $f_{\text{экв}}(HCl) = 1$; $f_{\text{экв}}(H_2SO_4) = {}^{1}/_{2}$; $f_{\text{экв}}(KMnO_4) = {}^{1}/_{5}$ (кислая среда).

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

$$H_3PO_4 + 3KOH = K_3PO_4 + 3H_2O$$

в точке эквивалентности $n(KOH) = n({}^{1}/_{3}H_3PO_4)$ и $f_{\text{экв}}(H_3PO_4) = {}^{1}/_{3}$, в то время как для реакции

$$H_3PO_4 + KOH = KH_2PO_4 + H_2O$$

$n(KOH) = n(H_3PO_4)$ и $f_{\text{экв}}(H_3PO_4) = 1$.

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 (${}^{1}/_{5}$ молекулы $KMnO_4$, ${}^{1}/_{3}$ молекулы H_3PO_4 и т. п.), участвующих в химической реакции.

Для расчета молярной массы эквивалентов вещества можно использовать следующие формулы:

– для простого вещества

$$M(^1/z\,Э) = \frac{M_а}{В},$$

где $M_а$ – молярная масса атома данного вещества; В – валентность атома;

– для сложного вещества

$$M(^1/z\,Э) = \frac{M}{Вn},$$

где M – молярная масса данного вещества; В – 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,

$$M\left(^1/z\,Al\right) = \frac{M_а}{В} = \frac{27}{3} = 9 \text{ г/моль};$$

$$M\left(^1/z\,H_2SO_4\right) = \frac{M}{Вn} = \frac{98}{1\cdot 2} = 49 \text{ г/моль};$$

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

$$M\left(^1/z\,Al_2(SO_4)_3\right) = \frac{M}{Вn} = \frac{342}{3\cdot 2} = 57 \text{ г/моль}.$$

Остановимся на понятии объема 1 моль эквивалента газа. Как известно, 1 моль любого газа при нормальных условиях (T = 273 К, P = 101,3 кПа или 760 мм рт. ст.) занимает объем, равный 22,4 л. Исходя из этой величины, можно рассчитать объем 1 моль эквивалента газа при нормальных условиях.

Например, для водорода $M(^1/z\,H_2) = {}^1/_2H_2$; 1 моль эквивалента водорода в 2 раза меньше его моля (молекул), и поэтому объем 1 моль эквивалента водорода также в 2 раза меньше его молярного объема:

$$V_m(^1/z\,H_2) = \frac{22,4}{2} = 11,2 \text{ л}.$$

Для кислорода $M(^1/z\,O_2) = {}^1/_4O_2$, отсюда объем 1 моль эквивалента кислорода в 4 раза меньше его молярного объема:

$$V_m(^1/z\,O_2) = \frac{22,4}{4} = 5,6 \text{ л.}$$

Количество вещества эквивалента $\boldsymbol{n(^1/z\,X)}$ – это число молей эквивалента:

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

где $m(X)$ – масса вещества X; $M(^1/z\,X)$ – молярная масса эквивалента вещества X.

Первый стехиометрический закон установлен Ломоносовым и Лавуазье и называется законом сохранения массы.

Закон сохранения массы (М. В. Ломоносов (1748), А. Лавуазье (1789)). По этому закону *масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции*.

В 1905 г. А. Эйнштейном установлен закон эквивалентности массы (m) и энергии (E), выражаемый формулой: $E = mc^2$ (где c – скорость света).

Поскольку при химических реакциях происходит выделение или поглощение энергии, то, строго говоря, масса реагирующих веществ не равна массе продуктов реакции. Однако энергия химических реакций эквивалентна столь малым изменениям массы, что закон сохранения массы справедлив и в пределах самых точных взвешиваний.

Закон постоянства состава (Ж. Пруст). Согласно закону постоянства состава, *химическое соединение молекулярного строения имеет постоянный состав независимо от способа его получения*. Иными словами, содержание элементов в данном химическом соединении, выраженное в процентах или других долях массы соединения, постоянно и не зависит от способа получения этого соединения. Такие соединения называют дальтонидами, или стехиометрическими, в отличие от бертоллидов, состав которых зависит от способа получения. Такие соединения состоят не из молекул, а из атомов или ионов.

В свете существования различных изотопов одного и того же элемента закон постоянства состава строго выполняется только при условии постоянства изотопного состава элементов, входящих в химическое соединение. Однако в природе, как правило, это условие соблюдается, и закон постоянства состава сохраняет свою справедливость.

Закон эквивалентов (И. Рихтер). В соответствии с законом эквивалентов *массы вступивших в реакцию веществ и продуктов их*

взаимодействия прямо пропорциональны молярным массам эквивалентов этих веществ:

$$\frac{m(\text{A})}{m(\text{B})} = \frac{M(^1/z\,\text{A})}{M(^1/z\,\text{B})}.$$

Закон эквивалентов можно представить в следующем виде:

$$\frac{m(\text{A})}{M(^1/z\,\text{A})} = \frac{m(\text{B})}{M(^1/z\,\text{B})},$$

$$n(^1/z\,\text{A}) = n(^1/z\,\text{B}).$$

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 B), то

$$\frac{m(\text{A})}{V_0(\text{B})} = \frac{M(^1/z\,\text{A})}{V_m(^1/z\,\text{B})},$$

где V_0(B) – объем газа B при нормальных условиях; $V_m(^1/z\,\text{B})$ – молярный объем эквивалента вещества B.

Следует отметить, что $M(^1/z\,H_2) = 1$ г/моль, а $V_m(^1/z\,H_2) = 11{,}2$ л/моль; $M(^1/z\,O_2) = 8$ г/моль, а $V_m(^1/z\,O_2) = 5{,}6$ 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:

l) $NaHSO_4 + NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$;
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) $Al(OH)(CH_3COO)_2 + 3HCl = AlC1_3 + 2CH_3COOH + H_2O$;
6) $KAl(SO_4)_2 + 3KOH = Al(OH)_3 + 2K_2SO_4$;
7) $KAl(SO_4)_2 + 2BaCl_2 = KCl + AlC1_3 + 2BaSO_4$.

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 реакциях (5), (6) – на три; в реакции (7) – на четыре.

Пример 4. При соединении цинка массой 6,5 г с кислородом образовался оксид цинка массой 8,1 г. Рассчитайте 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 соединялся с кислородом массой 8,1 – 6,5 = 1,6 г. Обозначим молярную массу эквивалента цинка через x, тогда

$$\frac{6,5}{1,6} = \frac{x}{8};$$

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

Пример 5. Металл массой 0,88 г вытесняет из кислоты водород объемом 0,35 л при нормальных условиях. Определите молярную массу эквивалента металла.

Решение. Молярная масса эквивалента водорода, равная 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;

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

Итак, молярная масса эквивалента металла равна 28 г/моль.

Пример 6. Вычислите молярную массу эквивалента металла, если 0,006 г его вытесняют 6,05 мл водорода, собранного над водой при температуре 14 °С и давлении 752 мм рт. ст.

Решение. Приведем объем выделившегося водорода к нормальным условиям, используя объединенный газовый закон:

$$V_0 = \frac{V \cdot 273(P - h)}{(273 + t) \cdot 760},$$

где V – объем выделившегося водорода при данных условиях (6,05 мл); P – общее давление водорода и водяных паров (752 мм рт. ст.); h – давление насыщенного водяного пара, соответствующее температуре опыта; t – температура (14 ºС).

Поправка (h) вводится в уравнение потому, что общее давление на воду является суммой давлений водорода и паров воды.

Подстановка величин, указанных в условии, дает:

$$V_0 = \frac{6{,}05 \cdot 273 \cdot (752 - 12)}{(273 + 14) \cdot 760} = 5{,}6 \text{ мл.}$$

Поскольку 1 моль эквивалента металла ($M(^1/z\,\text{Me})$) вытесняет 1 г или 11 200 мл водорода (н. у.), то можно составить пропорцию:

$$\frac{0{,}006}{5{,}6} = \frac{M(^1/z\,\text{Me})}{11\,200};$$

$$M(^1/z\,\text{Me}) = \frac{0{,}006 \cdot 11\,200}{5{,}6} = 12 \text{ г/моль.}$$

Следовательно, молярная масса эквивалента металла равна 12 г/моль.

Пример 7. Определите молярные массы эквивалентов H_2SO_4 и $KHSO_4$ в реакциях:

а) $H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$;
б) $KHSO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + KCl + HCl$;
в) $H_2SO_4 + NaOH = NaHSO_4 + H_2O$;
г) $KHSO_4 + KOH = K_2SO_4 + H_2O$.

Решение. В реакциях (а), (б) молярные массы эквивалентов H_2SO_4 и $KHSO_4$ составляют $^1/_2$ их молярной массы, так как 1 моль этих веществ соответствует 2 моль иона водорода. В реакциях (в), (г) молярные массы эквивалентов H_2SO_4 и $KHSO_4$ совпадают с их молярными массами, поскольку в этих реакциях 1 моль реагирующих веществ отвечает 1 моль иона водорода.

Закон кратных отношений (Д. Дальтон). Почти одновременно с законом эквивалентов Дальтоном был открыт закон кратных отношений: *если два элемента образуют между собой несколько соединений, то массы одного элемента, соединяющиеся с одной и той же массой другого элемента, относятся между собой как небольшие целые числа*.

Так, в оксидах Cu_2O и CuO на 8 единиц массы кислорода приходится соответственно 63,6 и 31,8 единиц массы меди. Эти массы, равные эквивалентным массам меди в оксидах, относятся друг к другу как 63,6 : 31,8 = 2 : 1.

Закон объемных отношений (Ж. Гей-Люссак). Опыты Гей-Люссака по изучению объемных соотношений между реагирующими газами привели его к открытию закона простых объемных отношений: *объемы реагирующих газов относятся друг к другу и к объемам газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа*.

Так, один объем водорода и один объем хлора, вступая в реакцию, образуют два объема хлористого водорода. Здесь объемы водорода, хлора и хлористого водорода относятся друг к другу как 1 : 1 : 2.

Этот закон, установленный опытным путем, противоречил представлениям Дальтона о том, что равные объемы различных газов при одинаковых температуре и давлении содержат одинаковое число атомов. Действительно, согласно Дальтону, при взаимодействии одного объема водорода с одним объемом хлора должен был бы получаться вместо двух один объем хлористого водорода:

$$H + Cl = HCl.$$

Закон Авогадро. В 1811 г. Авогадро установил, что упомянутое выше противоречие устраняется, если считать, что водород и хлор состоят из двухатомных молекул. Тогда объемные соотношения при реакции водорода и хлора подчиняются закону простых объемных отношений:

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl.$$

Но это возможно в том случае, если действует закон Авогадро: *в равных объемах различных газов при одинаковых температуре и давлении содержится одинаковое число молекул*.

Из закона Авогадро вытекают два следствия:

1) одинаковое число молекул любых газов при одинаковых условиях занимают одинаковый объем;

2) относительная плотность одного газа по другому равна отношению их молярных масс.

Число молекул, содержащихся в 1 моль, равное $6{,}02 \cdot 10^{23}$, называется ***числом Авогадро***. Объем, занимаемый таким числом молекул в виде газа или в состоянии ненасыщенного пара при нормальных физических условиях (температура 0 ºС и давление $1{,}01325 \cdot 10^5$ Па*), составляет практически 22,4 л.

Закон парциальных давлений Дальтона. ***Парциальным давлением*** газа в газовой смеси называется давление, которое производил

---

* Паскаль (Па) – единица измерения давления в интернациональной системе единиц (СИ). 1 атм = $1{,}01325 \cdot 10^5$ Па; 1 мм рт. ст. = 133,322 Па.

бы этот газ, занимая при тех же физических условиях объем всей газовой смеси.

Закон парциальных давлений гласит, что *общее давление смеси газов, не вступающих друг с другом в химическое взаимодействие, равно сумме парциальных давлений ее составных частей*.

Например, в газовой смеси, содержащей 20 об. % кислорода и 80 об. % азота и имеющей общее давление $P_{общ} = 1{,}013 \cdot 10^5$ Па, парциальные давления кислорода и азота равны соответственно: $1{,}013 \cdot 10^5 \cdot 0{,}2 = 2{,}026 \cdot 10^4$ Па и $1{,}013 \cdot 10^5 \cdot 0{,}8 = 8{,}104 \cdot 10^4$ Па. Сумма парциальных давлений равна общему давлению: $(2{,}026 + 8{,}104) \cdot 10^4 = 1{,}013 \cdot 10^5$ Па.

Тема 2. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Составные части атомов – ядро и электроны, их заряд и масса. Корпускулярно-волновая природа электрона. Характеристика энергетического состояния электрона квантовыми числами. Атомные орбитали. Форма электронных облаков для *s*-, *p*- и *d*-состояний. Распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням. Принцип Паули. Принцип наименьшей энергии, правила Клечковского. Правило Хунда. Написание электронных и электронно-графических формул атомов. Периодическая система Д. И. Менделеева. Диалектический характер периодического закона. Периодическое изменение свойств химических элементов. Энергия ионизации и сродство к электрону. Относительная электроотрицательность элементов. Радиус атомов и ионов.

Литература

1. Новиков, Г. И. Введение в неорганическую химию. В 2 ч. Ч. 2 / Г. И. Новиков. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 6–38.

2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – С. 48–58.

3. Некрасов, Б. В. Основы общей химии. В 3 т. Т. 1 / Б. В. Некрасов. – М.: Химия, 1965. – С. 215–237.

4. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1984. – Гл. 2, 3.

5. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1984. – Гл. 1, 3, № 182, 183, 186–188.

6. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 16–46.

7. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Соврем. шк., 2007. – С. 382–413.

8. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 7–51.

9. Шрайвер, Д. Неорганическая химия. В 2 т. Т. 1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М.: Мир, 2004. – С. 16–58.

10. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 10–55, 358–367.

11. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – 2004. – С. 189–209.

12. Волков, А. И. Строение атомов и периодический закон: учеб. пособие / А. И. Волков. – М.: Новое знание, 2006. – С. 4–119.

Теоретические сведения

Атом – мельчайшая частица химического элемента. Атом 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. Поскольку энергия электрона меняется дискретно – квантами, термин «орбита» заменен понятием «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. Иными словами, n принадлежит множеству натуральных чисел.

Максимальное число электронов на данном энергетическом уровне равно $2n^2$. 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 форму АО (рис. 1).

Орбитальное квантовое число l принимает целочисленные значения от 0 до $n – 1$.

Главному квантовому числу n соответствует n значений орбитальных квантовых чисел.

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

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

Исходя из вышесказанного, на первом энергетическом уровне ($n = 1$) существует только s-подуровень, на втором ($n = 2$) – 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 $2l + 1$.

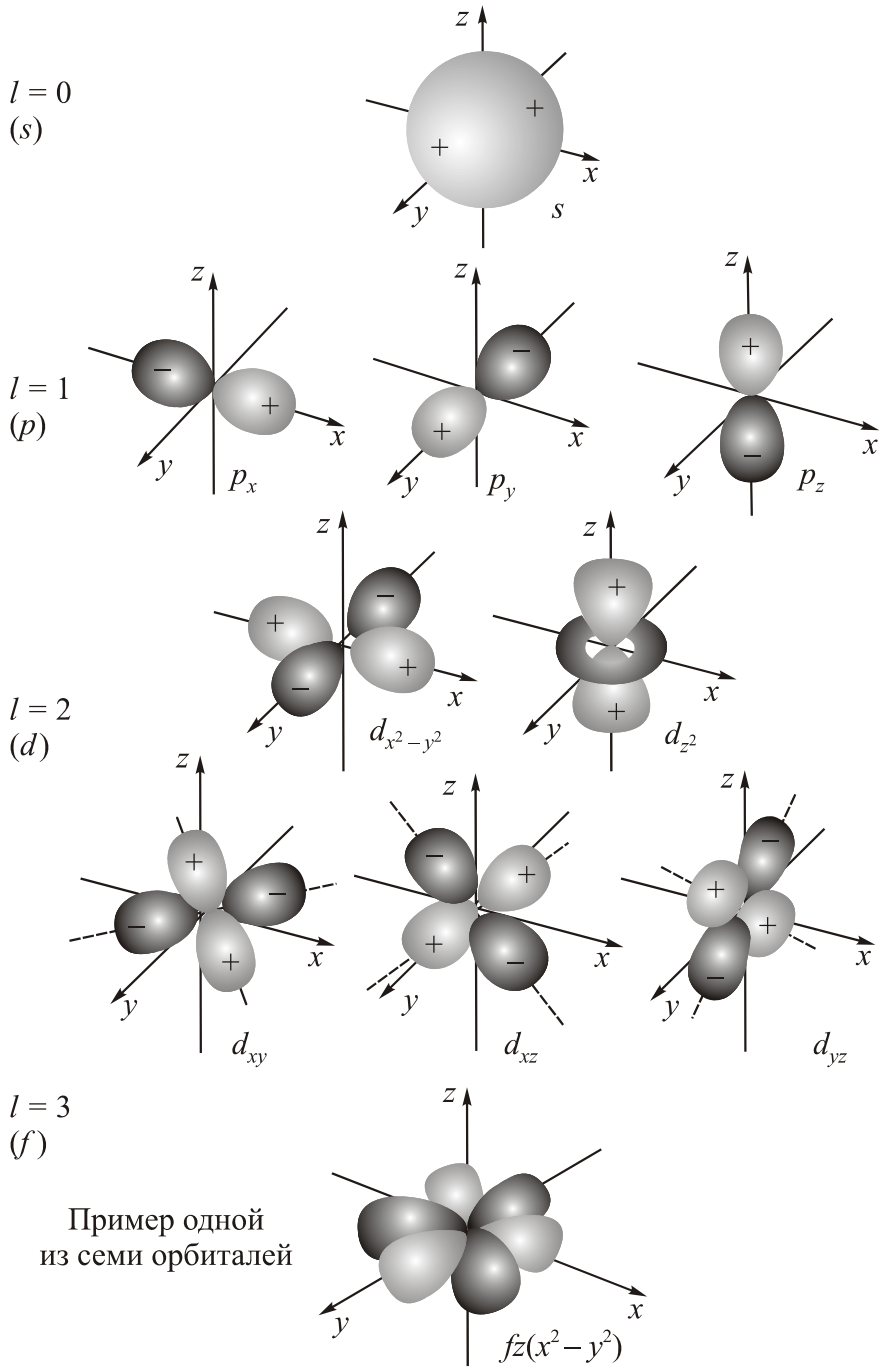


Рис. 1. Формы атомных орбиталей

Для сферической *s*-орбитали (l = 0) существует только одно значение m_l = 0. Таким образом, на *s*-подуровне каждого энергетического уровня имеется только одна орбиталь.

Для гантелеобразных *p*-орбиталей (l = 1) существует три возможных значения: m_l = –1; 0; +1. Итак, на *p*-подуровне находится три орбитали.

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

Спиновое квантовое число m_s. Электрон имеет собственный магнитный и механический моменты, которые объединили под 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 (правило 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 одинаковые все четыре квантовых числа.

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

Энергетические уровни и подуровни заполняются в следующей последовательности:

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

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 советским ученым 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: | ↑ | ↑ | ↑ | (суммарный спин равен $^3/_2$), а не так: | ↑↓ | ↑ | | (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. Распределите 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 имеет следующий вид:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}.$$

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

$$_{20}\text{Ca}\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 ... 4s^2.$$

Скандий находится в четвертом периоде, порядковый номер 21. Поскольку после подуровня 4*s* будет заполняться подуровень 3*d*, то электронная формула для атома скандия выглядит так

$$_{21}\text{Sc}\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1.$$

Структуру атома можно изображать и в виде графической схемы размещения электронов в энергетических ячейках, т. е. электронно-графической формулой. Для атома скандия электронно-графическая формула имеет вид

n = 4	↑↓															
n = 3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑								***f***			
n = 2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓			***d***									
n = 1	↑↓		***p***													
	s															

В зависимости от того, на какой энергетический подуровень в атоме поступает последний электрон, элементы делятся на *s*-, *p*-, *d*-, *f*-элементы. Так, кальций является *s*-элементом, скандий *d*-элементом.

Пример 2. Составьте электронные и электронно-графические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 15 и 22.

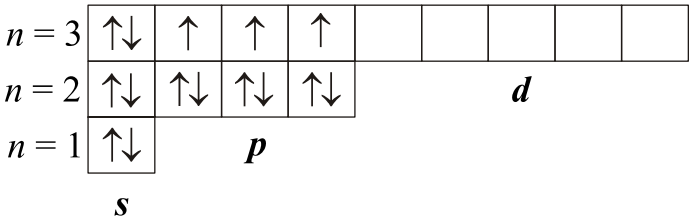
Решение. Энергетические уровни и подуровни заполняются в следующей последовательности:

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

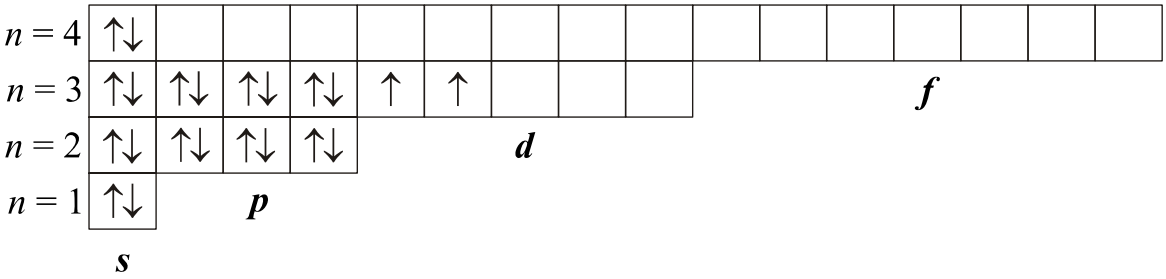
Поскольку число электронов в атоме того или иного элемента равно его порядковому номеру, то для элементов с номерами 15 (фосфор) и 22 (титан) электронные формулы имеют вид

$_{15}$P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$;
$_{22}$Ti $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$.

Электронно-графические формулы отражают распределение электронов атома по квантовым (энергетическим) ячейкам по правилу Хунда:



$_{15}$P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ P – *p*-элемент



$_{22}$Ti $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ Ti – *d*-элемент

Тема 3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ

Виды химической связи. Ионная и ковалентная связь (неполярная и полярная). Метод валентных связей (ВС). Спин-валентный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Свойства ковалентной связи: насыщаемость, направленность, поляризуемость. Представление о гибридизации, типы гибридизации (sp-, sp^2-, sp^3-гибридизация). Понятие о методе молекулярных орбиталей (МО).

Водородная связь. Влияние характера межмолекулярного взаимодействия на физические и химические свойства веществ.

Виды связей между частицами в кристаллах. Ионная, атомная и молекулярная решетки. Понятие о металлической связи.

Литература

1. Новиков, Г. И. Введение в неорганическую химию. В 2 ч. Ч. 2 / Г. И. Новиков. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 63–106.
2. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 47–107.
3. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Соврем. шк., 2007. – С. 490–524, 579–593.
4. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1984. – Гл. 1, § 15, 16; гл. 4.
5. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1984. – Гл. 2, № 141, 152, 153, 157, 158, 162; гл. 4, № 228–237.
6. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 52–133.
7. Шрайвер, Д. Неорганическая химия. В 2 т. Т. 1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М.: Мир, 2004. – С. 108–170.
8. Волков, А. И. Метод молекулярных орбиталей: учеб. пособие / А. И. Волков. – М.: Новое знание, 2006. – С. 4–51.

Теоретические сведения

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

Химические связи традиционно подразделяют на ковалентные, ионные и металлические.

Ковалентная связь – химическая связь между двумя атомами, которая осуществляется 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 (табл. 1).

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.

Таблица 1

Сравнительная характеристика методов валентных связей и молекулярных орбиталей

Показатель	Метод валентных связей (ВС)	Метод молекулярных орбиталей (МО)
Суть метода	Связь осуществляется за счет пары электронов, которые находятся 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, выглядит так: $\Psi = \psi_A(1)\psi_B(2) + \psi_A(2)\psi_B(1) + \psi_A(1)\psi_A(2) + \psi_B(1)\psi_B(2)$, где ψ_A и ψ_B – волновые функции атомов А и В; 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 σ-, π-, δ-симметрии образуют соответственно σ-, π-, δ-связи	Молекулярные орбитали имеют σ-, π-, δ- и более сложные типы симметрии
Число связей	Количество общих электронных пар	Нет понятия числа связей
Прочность молекулы	Определяется величиной перекрывания атомных орбиталей	Определяется разностью энергий электронов на молекулярных орбиталях и исходных атомных орбиталях
Геометрия молекулы	Зависит от направления в пространстве атомных орбиталей, участвующих в связи	Характеризуется как положение атомов в пространстве, при котором энергия системы минимальна

Метод молекулярных орбиталей (МО) исходит из предположения, что состояние электронов в молекуле может быть описано как совокупность молекулярных электронных орбиталей (молекулярных электронных облаков), причем каждой МО соответствует определенный набор молекулярных квантовых чисел. Как и в любой другой многоэлектронной системе, в молекуле сохраняет свою справедливость 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.

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

Решение. Напишем электронную формулу атома кислорода:

$1s^2 2s^2 2p^4$.

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

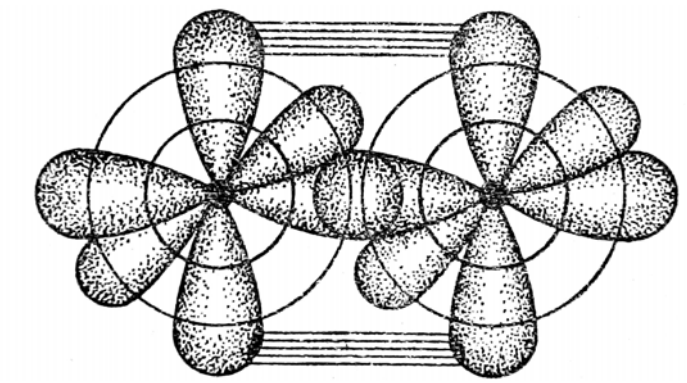
$2s^2$ $2p^4$

(O) [↑↓] [↑↓] [↑] [↑]

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

(O) [↑↓] [↑↓] [↑] [↑]

[↓] [↓] [↑↓] [↑↓] (O)

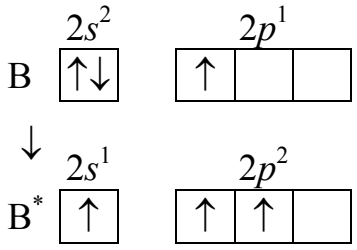


Пример 2. Опишите структуру BF_3. Каков характер связей между атомами в молекуле?

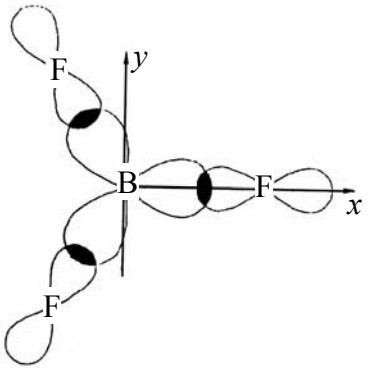
Решение. Запишем электронную формулу атома бора:

$1s^2 2s^2 2p^1$.

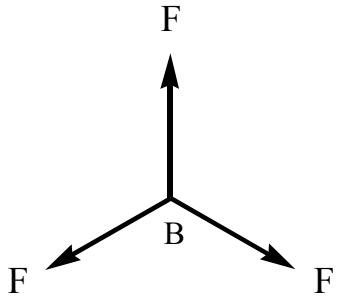
Как видно, в нормальном состоянии атом бора содержит один неспаренный электрон. В то же время бор находится в третьей группе периодической системы элементов и способен проявлять в соединениях валентность, равную трем, т. е. может образовать три химические связи. Это становится возможным при энергетическом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



Поскольку все три связи в BF_3 равноценны, происходит смешивание, гибридизация атомных орбиталей с образованием трех энергетически равноценных sp^2-орбиталей, которые взаимодействуют с *p*-орбиталями атомов фтора:



Молекула BF_3 имеет плоскостную структуру, три σ-связи за счет перекрывания *p*-орбиталей атомов фтора и гибридных sp^2-орбиталей атома бора. Угол между связями равен 120°:

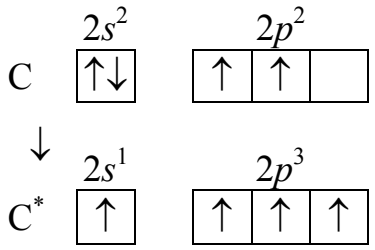


Пример 3. Покажите характер связей в молекуле CO_2 и их взаимное расположение.

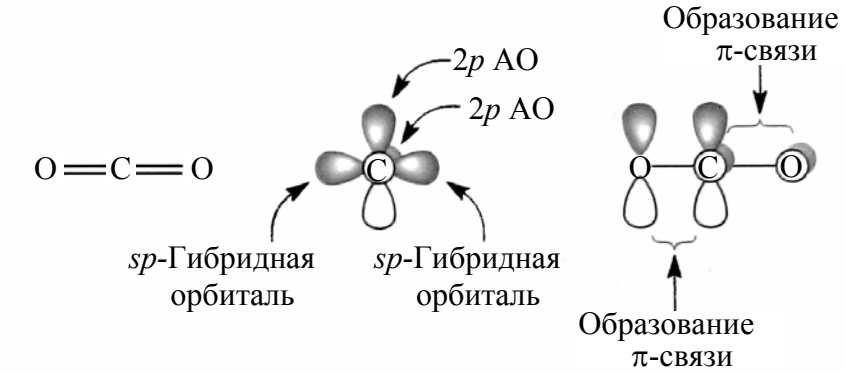
Решение. Запишем электронные и графические электронные формулы атомов углерода и кислорода:

C $1s^2 2s^2 2p^2$;
O $1s^2 2s^2 2p^4$.

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:

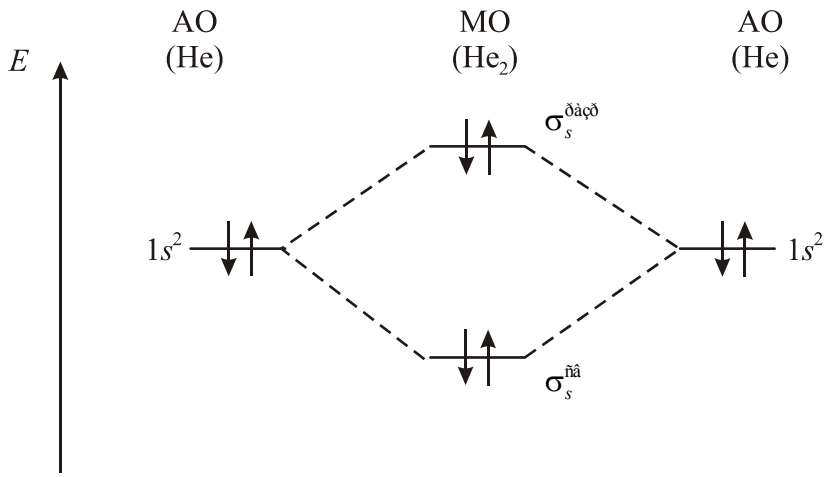


Поскольку каждая связь между атомами кислорода и углерода двойная (одна σ- и одна π-связь), для образования двух π-связей потребуется участие двух *p*-орбиталей атома углерода. Оставшиеся *s*- и *p*-орбитали дают две гибридные орбитали вида *sp*, образующие угол 180°. Молекула CO_2 имеет линейное строение, дипольный момент молекулы равен нулю:



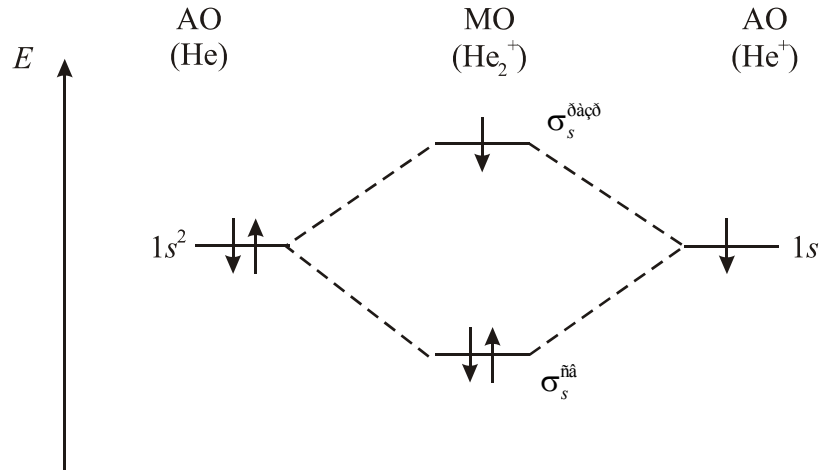
Пример 4. Какая из частиц (He_2 или He_2^+) более устойчива? Объясните причину устойчивости.

Решение. Известно, что молекула не одноатомна. Докажем невозможность существования частицы He_2. Запишем электронную формулу такой частицы: $\sigma^{св} 1s^2 \sigma^{разр} 1s^2$.



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

Для частицы He_2^+ электронная формула имеет вид: $\sigma^{св}1s^2\sigma^{разр}1s^1$.

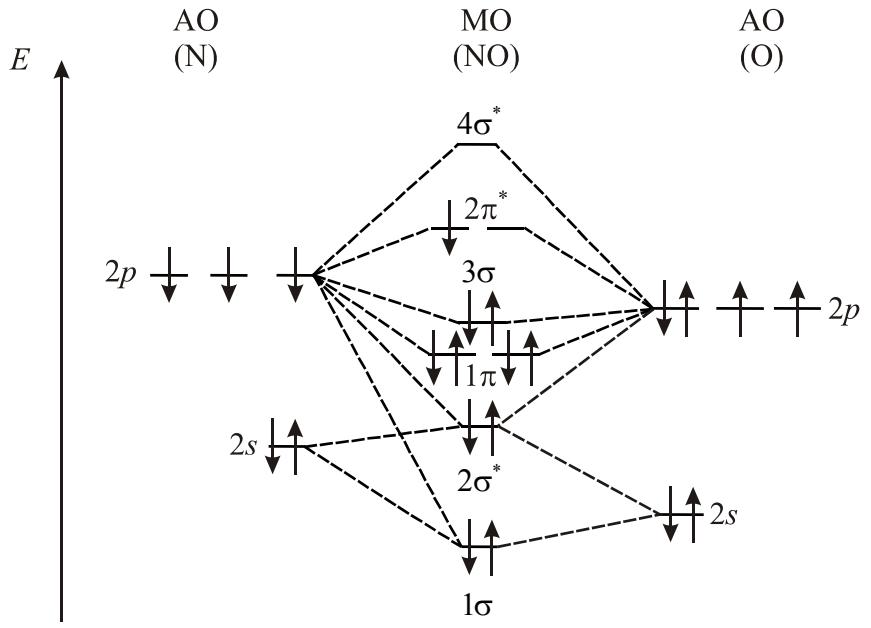


Порядок связи равен $^1/_2 \cdot (2 - 1) = {}^1/_2$. Частица достаточно устойчива.

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

Решение. При составлении энергетических диаграмм двухатомных молекул, которые состоят из разных атомов, учитываем 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 σ-связи) имеет следующий вид:



(Обратите внимание на энергетическое равенство π-молекулярных орбиталей.)

Порядок связи равен $^1/_2 \cdot (6 - 1) = 2{,}5$.

Тема 4. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Простые и сложные вещества. Гомо- и гетеросоединения. Понятие формального заряда (степень окисления). Правило определения формального заряда элемента в сложных веществах. Оксиды, номенклатура. Оксиды солеобразующие, несолеобразующие. Оксиды основные, кислотные, амфотерные. Химические свойства оксидов. Характер изменения свойств оксидов при движении по периоду. Характер изменения свойств оксидов в зависимости от степени окисления элемента (MnO, Mn_2O_3, MnO_2, MnO_3, Mn_2O_7). Составление формул высших оксидов и определение свойств по положению элемента в периодической системе.

Гидроксиды, номенклатура, химические свойства, щелочи. Кислотность оснований. Кислоты, их основность, номенклатура, хими-

ческие свойства. Орто-, мета-, пироформы и основность кислот. Соли средние, кислые, основные. Способы получения солей, номенклатура (международная, русская). Превращение средней соли в кислую или основную и наоборот. Графическое изображение формул кислот, оснований, солей.

Литература

1. Некрасов, Б. В. Основы общей химии. В 3 т. Т. 1 / Б. В. Некрасов. – М.: Химия, 1965. – С. 55–58, 483–489.
2. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – М.: Химия, 1984. – С. 53–63.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 248–288.
4. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Соврем. шк., 2007. – С. 24–36.
5. Угай, Я. А. Неорганическая химия / Я. А. Угай. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 25–95.

Теоретические сведения

Неорганические вещества по составу делятся на гомо- и гетеросоединения. Гомосоединения в зависимости от свойств подразделяются на собственно гомосоединения (озон O_3, алмаз С и др.) и простые вещества (кислород O_2, графит С и др.). Гетеросоединения, или сложные вещества, делятся на классы: оксиды, гидроксиды (основания, кислоты), соли (рис. 2).

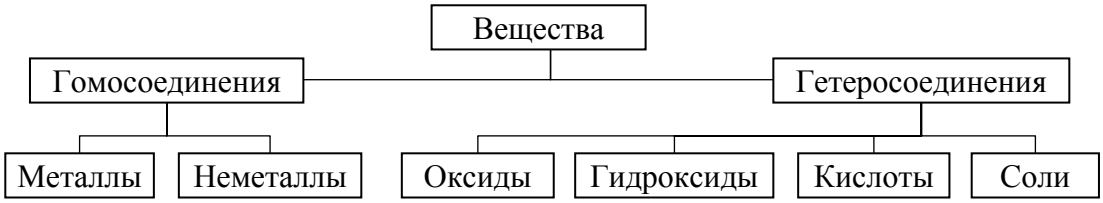


Рис. 2. Классификация неорганических соединений

Для характеристики состояния атома в соединениях используют понятие «степень окисления». ***Степень окисления*** – это формальный, условный заряд атома в молекуле, который вычисляют из предположения,

что молекула состоит из ионов. Для определения степени окисления элемента в соединении и составления формулы соединения по известным степеням окисления существуют следующие правила.

1. Степень окисления водорода в соединениях равна обычно +1, за исключением гидридов металлов.

2. Степень окисления кислорода в соединениях, как правило, равна –2, за исключением пероксидов и фторида кислорода.

3. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов элементов в соединении равна нулю, т. е. молекула электронейтральна.

4. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю: Na^0, Mg^0, H_2^0, O_2^0 и т. д.

5. Высшая положительная степень окисления элемента соответствует номеру группы, в которой он находится. Например: Na_2^+O, $Mg^{+2}O$, $Al_2^{+3}O_3$ и т. д.

6. Низшая отрицательная степень окисления неметаллов равна номеру группы минус 8. Например: $N^{-3}H_3$, H_2O^{-2}, HCl^- и т. д.

Пример 1. Определите степень окисления хлора в оксиде Cl_2O_7.

Решение. Степень окисления кислорода –2, следовательно, у семи атомов кислорода суммарная степень окисления равна –14. Чтобы молекула оксида оказалась электронейтральной, для двух атомов хлора суммарная степень окисления должна быть +14, отсюда для одного атома хлора степень окисления равна +7. Укажем над атомами в молекуле степени окисления каждого из них, а внизу – соответственно, сумму степеней окисления (с учетом числа атомов):

$$\frac{Cl_2^{+7}}{+14}\frac{O_7^{-2}}{-14} = 0$$

Пример 2. Составьте формулу оксида азота, соответствующую высшей степени окисления азота.

Решение. Высшая степень окисления азота +5, поскольку азот находится в пятой группе элементов. Степень окисления кислорода –2. Запишем символы элементов и укажем над ними соответствующие степени окисления N^{+5} O^{-2}. Внизу справа от символов элементов поставим цифровые индексы, отвечающие числу атомов, так, чтобы суммарная положительная степень окисления всех атомов азота (в нашем случае $(+5) \cdot 2 = +10$) и суммарная отрицательная степень окисления всех атомов кислорода ($(-2) \cdot 5 = -10$) привели в итоге к образованию электронейтральной молекулы:

$$\frac{N_2^{+5}}{+10}\frac{O_5^{-2}}{-10} = 0$$

Оксиды – бинарные соединения, в состав которых входит кислород в степени окисления –2 и какой-либо элемент с целочисленной положительной степенью окисления.

Например, $Na_2^{+1}O^{-2}$, $Fe^{+2}O^{-2}$ – оксиды. Соединения $Na_2^{+1}O_2^{-1}$, $Fe_3^{+8/3}O_4^{-2}$ – не оксиды, а соли (Na_2O_2 – пероксид натрия, $Fe(FeO_2)_2$ – феррит железа (II)).

В зависимости от степени окисления элемента формулы оксидов имеют следующий вид:

$$R_2^{+}O,\ R^{+2}O, R_2^{+3}O_3,\ R^{+4}O_2,\ R_2^{+5}O_5, R^{+6}O_3,\ R_2^{+7}O_7,\ R^{+8}O_4,$$

где R^{+}, R^{+2}, R^{+3}, ..., R^{+8} – атомы со степенями окисления +1, +2, +3, …, +8 в соответствии с номером группы.

По химическим свойствам оксиды разделяются на несолеобразующие и солеобразующие (основные, амфотерные, кислотные) (рис. 3).

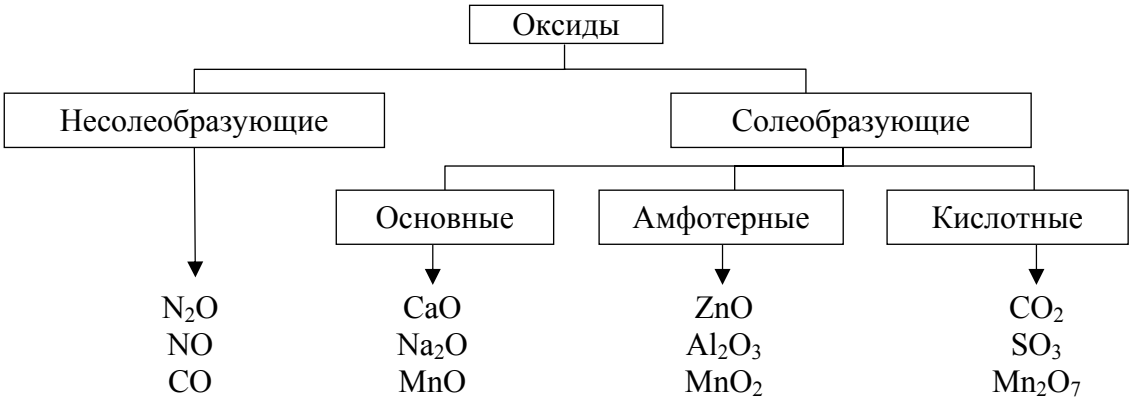


Рис. 3. Классификация оксидов

К несолеобразующим оксидам (N_2O, NO, CO) относятся оксиды, которые при стандартных условиях не взаимодействуют ни с кислотами, ни со щелочами.

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

Свойства оксидов зависят от характера элементов. Кислотные оксиды образуются неметаллами или металлами со степенью окисления выше +4. Металлы со степенью окисления +1 и +2 образуют основные оксиды (исключение составляют амфотерные оксиды ZnO, SnO, PbO, BeO). Оксиды элементов со степенью окисления +3 и +4 в основном являются амфотерными.

Обычно названия оксидам предлагаются по названию элементов с указанием в скобках степени окисления.

Например, N_2O_5 – оксид азота (V), MnO_2 – оксид марганца (IV).

Если элемент обладает постоянной степенью окисления, то ее можно не указывать, например Na_2O – оксид натрия, CaO – оксид кальция.

Гидроксиды – это вещества, в состав которых входит одна или несколько гидроксогрупп OH^-.

Гидроксиды разделяются на основания (растворимые и нерастворимые), амфотерные гидроксиды и гидроксиды с кислотными свойствами (кислородсодержащие кислоты) (рис. 4).

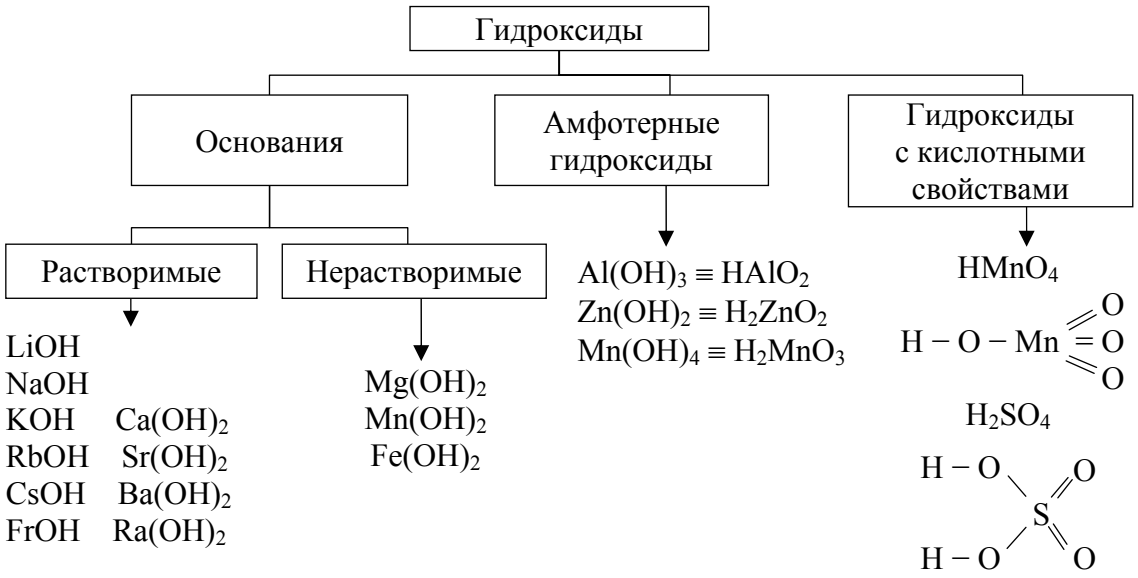


Рис. 4. Классификация гидроксидов

Названия основаниям и амфотерным гидроксидам даются с помощью слова «гидроксид», к которому добавляется название элемента в родительном падеже. Если элемент имеет переменную степень окисления, то ее следует указать римскими цифрами в скобках.

Например, $Fe(OH)_2$ – гидроксид железа (II), NaOH – гидроксид натрия.

Для гидроксидов с кислотными свойствами названия даются по названию элемента при помощи суффиксов -н-, -ов-, -ев-.

Например, $HMnO_4$ – марганцовая кислота, H_2SO_4 – серная кислота.

По числу гидроксогрупп, способных замещаться на кислотные остатки, выделяют однокислотные (NaOH, KOH) и многокислотные основания ($Mg(OH)_2$, $Fe(OH)_3$).

Кислоты – это вещества, которые содержат ионы водорода, способные замещаться на ион металла.

Кислоты различаются:

1) по степени диссоциации: сильные (HCl, HBr, HI, HNO_3, H_2SO_4, $HClO_4$) и слабые (H_2CO_3, HCN, CH_3COOH);

2) в зависимости от состава: бескислородные (HCl, H_2S) и кислородсодержащие (H_2SO_4, HNO_2);

3) исходя из числа ионов водорода, способных замещаться на ион металла: одноосновные (HBr, HNO_3) и многоосновные (H_2SO_4, H_3PO_4).

Названия кислотам даются по названию элемента, образующего кислоту. Если элемент имеет переменную степень окисления, то при его высшей степени окисления название кислоты заканчивается на -ная или -овая. Название кислоты с меньшей степенью окисления элемента заканчивается на -истая или -овистая. Например, $HN^{+5}O_3$ – азотная кислота, $HN^{+3}O_2$ – азотистая кислота. Для бескислородных кислот к названию элемента добавляется окончание -водородная. Например, H_2S – сероводородная кислота, HCl – хлороводородная кислота.

Соли – это продукты замещения ионов водорода в кислоте на ионы металла, или продукты замещения ионов гидроксила в основании на анионы кислотного остатка. Например:

$$\underset{\text{Кислота}}{2HCl} + Mg = \underset{\text{Соль}}{MgCl_2} + H_2;$$

$$\underset{\text{Основание}}{Mg(OH)_2} + 2HCl = \underset{\text{Соль}}{MgCl_2} + 2H_2O.$$

Различают средние, кислые, основные, двойные, смешанные и комплексные соли.

Средняя соль – продукт полного замещения ионов водорода в молекуле кислоты на ионы металла, или гидроксогрупп основания на кислотный остаток. Например, Na_3PO_4, $Ba(NO_3)_2$:

$$3NaOH + H_3PO_4 = Na_3PO_4 + 3H_2O;$$
$$Ba(OH)_2 + 2HNO_3 = Ba(NO_3)_2 + 2H_2O.$$

Кислая соль – продукт неполного замещения ионов водорода многоосновной кислоты на ионы металла. Например, NaH_2PO_4, $Ca(HSO_4)_2$:

$$NaOH + H_3PO_4 = NaH_2PO_4 + H_2O;$$
$$Ca(OH)_2 + 2H_2SO_4 = Ca(HSO_4)_2 + 2H_2O.$$

Основная соль – продукт неполного замещения ионов гидроксида в основании на анионы кислотного остатка. Например, $(CuOH)_2SO_4$, MgOHCl:

$$2Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = (CuOH)_2SO_4 + 2H_2O;$$
$$Mg(OH)_2 + HCl = MgOHCl + H_2O.$$

Двойные соли – продукт замещения ионов водорода в кислоте ионами различных металлов. Например, $KAl(SO_4)_2$, $KCr(SO_4)_2$.

Смешанные соли – соли одного и того же катиона и различных анионов. Например, Ca(OCl)Cl.

Комплексные соли – это соли, в состав которых входят комплексные ионы. Например, $K_3[Fe(CN)_6]$, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$.

Соли каждой кислоты имеют общее название, которое образовано от латинских названий элементов, входящих в состав кислотных остатков. Так, соли азотной кислоты именуются нитратами, фосфорной – фосфатами, серной – сульфатами и т. д. Если металл, образующий соль, обладает переменной степенью окисления, то в конце названия в скобках указывается степень окисления металла. Например, $Ba(NO_3)_2$ – нитрат бария, Na_3PO_4 – фосфат натрия, $Fe_2(SO_4)_3$ – сульфат железа (III), $FeSO_4$ – сульфат железа (II).

В кислых солях к общему названию добавляется приставка гидро-, если в кислотном остатке один атом водорода, дигидро-, если два атома, и т. д. Например, NaH_2PO_4 – дигидрофосфат натрия, $Ca(HSO_4)_2$ – гидросульфат кальция.

В основных солях к общему названию добавляется приставка гидроксо-, если при ионе металла один ион гидроксила, дигидроксо-, если два иона, и т. д. Например, MgOHCl – гидроксохлорид магния, $(CaOH)_2SO_4$ – гидроксосульфат кальция, $Fe(OH)_2Cl$ – дигидроксохлорид железа (III).

Пример 3. Напишите формулы гидроксидов, соответствующих оксидам Na_2O, SO_3, Mn_2O_7, ZnO.

Na_2O – оксид металла со степенью окисления +1, следовательно, это основной оксид, и ему соответствует основание NaOH, формулу которого получим присоединением к атому металла одной группы OH^- (количество присоединяемых гидроксильных групп определяется степенью окисления металла).

$\overset{+6}{S}O_3$ – оксид неметалла, т. е. является кислотным оксидом, поэтому ему соответствует гидроксид с кислотными свойствами (кисло-

та) со степенью окисления неметалла такой же, как и в оксиде (+6). Чтобы правильно написать формулу кислоты, к оксиду мысленно добавим H_2O и подсчитаем число атомов каждого элемента:

$$\begin{array}{r} SO_3 \\ +\,H_2O \\ \hline H_2SO_4 \end{array} \qquad \overset{+6}{S}O_3 \rightarrow H_2\overset{+6}{S}O_4$$

$\overset{+7}{Mn}_2O_7$ – оксид металла со степенью окисления выше +4, т. е. является кислотным оксидом, и ему отвечает гидроксид с кислотными свойствами (кислота). Формулу кислоты образуем так:

$$\begin{array}{r} Mn_2O_7 \\ +\,H_2O \\ \hline H_2Mn_2O_8 \end{array}$$

После сокращения цифровых индексов при атомах получим формулу $HMnO_4$.

$\overset{+2}{Zn}O$ – оксид, который образован металлом с амфотерными свойствами, следовательно, данному оксиду соответствует как основание, так и кислота, формулы которых составим по вышеописанным закономерностям:

$$ZnO \begin{array}{l} \nearrow Zn(OH)_2 \text{ – гидроксид цинка} \\ \searrow H_2ZnO_2 \text{ – цинковая кислота} \end{array}$$

Графическое изображение формул. Графическое изображение формул химических соединений показывает порядок соединения атомов в молекуле, согласно их степеням окисления. Эта модель изображения формул соединений, как правило, применяется для гидроксидов, кислот и солей. Каждая степень окисления изображается черточкой, подходящей к элементу.

Элементы соединяются между собой черточками, которые соответствуют их степеням окисления, причем соединяются только разноименно заряженные элементы (положительные и отрицательные). Например, в гидроксидах ионы OH^- (как одноименно заряженные) не связаны между собой, а соединяются с положительно заряженными атомами элемента. Таким образом, центральный атом элемента соединяется с таким числом гидроксогрупп

$(-O-H)^-$, какова степень окисления элемента. Например, $Na^{+1}OH$, $Mg^{+2}(OH)_2$, $Al^{+3}(OH)_3$ имеют следующее графическое изображение формул:

$$Na-O-H \qquad Mg\begin{matrix}\diagup O-H \\ \diagdown O-H\end{matrix} \qquad Al\begin{matrix}\diagup O-H \\ -O-H \\ \diagdown O-H\end{matrix}$$

При графическом изображении формул гидроксидов с кислотными свойствами (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. Например,

$$\frac{H_3^+}{+3}\frac{P^{+5}}{+5}\frac{O_4^{-2}}{-8}=0 \qquad \frac{H_3^+}{+3}\frac{B^{+3}}{+3}\frac{O_3^{-2}}{-6}=0$$

Таким образом, в кислотах атомы центрального элемента не соединяются с атомами водорода, поскольку они одноименно заряжены. Каждый атом водорода соединяется с атомом неметалла через кислород. Если в молекуле содержится большее число атомов кислорода, то избыточные атомы кислорода соединяются непосредственно с центральным атомом. Например, графическое изображение формулы H_2SO_4 следующее:

$$\frac{H_2^+}{+2}\frac{S^{+6}}{+6}\frac{O_4^{-2}}{-8}=0 \qquad \begin{matrix}H-O\diagdown \\ H-O\diagup\end{matrix}S\begin{matrix}\diagup\!\!\diagdown O \\ \diagdown\!\!\diagup O\end{matrix}$$

В молекулярной формуле H_2SO_4 над элементами указаны степени их окисления, а внизу приведены суммарные степени окисления с учетом числа атомов. Причем степень окисления центрального атома рассчитана по известным степеням окисления водорода (+1) и кислорода (–2), принимая во внимание электронейтральность молекулы.

Пример 4. Назовите и дайте графическое изображение формул следующих гидроксидов: $Sr(OH)_2$, KOH, $Cu(OH)_2$.

Решение.

$Sr^{+2}(OH)_2$ – гидроксид стронция

$$Sr^{+2}\begin{matrix}\diagup O-H \\ \diagdown O-H\end{matrix}$$

K^+OH – гидроксид калия

$$K^+-O-H$$

$Cu^{+2}(OH)_2$ – гидроксид меди (II)

$$Cu^{+2} \begin{matrix} \diagup O-H \\ \diagdown O-H \end{matrix}$$

Пример 5. Дайте графическое изображение формулы ортофосфорной кислоты.

Решение. Определим степени окисления элементов в ортофосфорной кислоте H_3PO_4:

$$\frac{H_3^{+}}{+3}\frac{P^{+5}}{+5}\frac{O_4^{-2}}{-8} = 0$$

В графическом изображении формулы каждый атом водорода связан с атомом фосфора через кислород. Поскольку в молекуле ортофосфорной 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 в молекуле H_3PO_4 отвечает следующему графическому изображению формулы:

$$\begin{matrix} H^{+}-O^{-2}\diagdown \\ H^{+}-O^{-2}-P^{+5}=O^{-2} \\ H^{+}-O^{-2}\diagup \end{matrix}$$

При составлении графических формул солей надо отчетливо представлять себе графические формулы кислотных и основных остатков. Так, ортофосфорная кислота

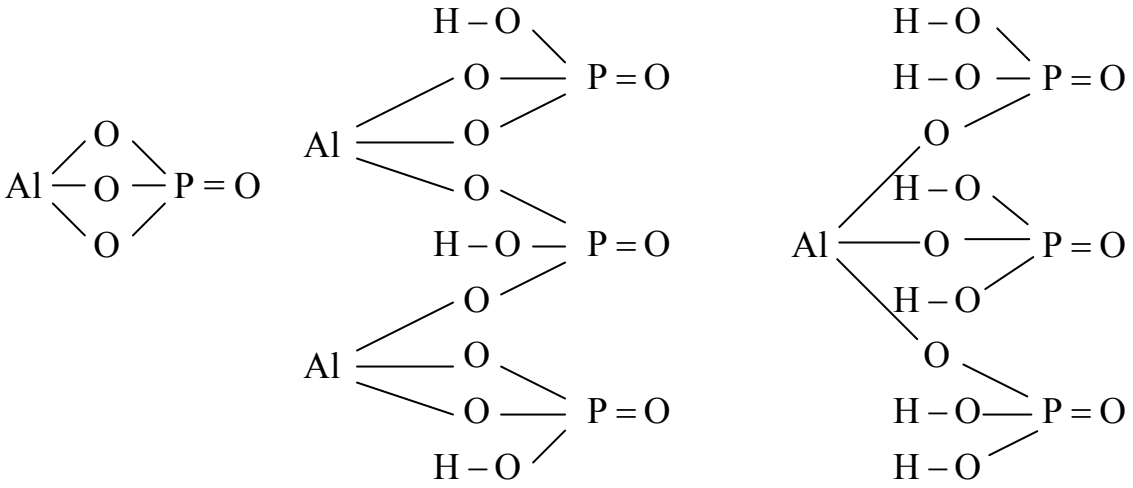
$$\begin{matrix} H-O\diagdown \\ H-O-P=O \\ H-O\diagup \end{matrix}$$

может образовывать три кислотных остатка (как трехосновная кислота):

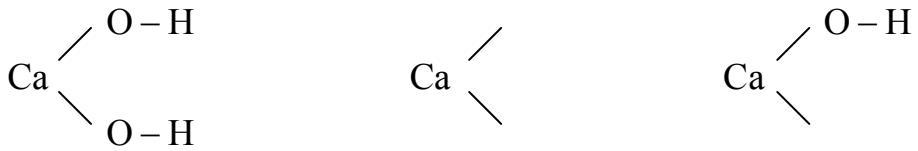
$$\begin{matrix} -O\diagdown \\ -O-P=O \\ -O\diagup \end{matrix} \qquad \begin{matrix} H-O\diagdown \\ -O-P=O \\ -O\diagup \end{matrix} \qquad \begin{matrix} H-O\diagdown \\ H-O-P=O \\ -O\diagup \end{matrix}$$

С катионами алюминия ортофосфорная кислота может образовывать соли:

$AlPO_4$ $Al_2(HPO_4)_3$ $Al(H_2PO_4)_3$

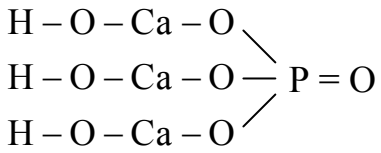


Гидроксид $Ca(OH)_2$ образует катион Ca^{+2} и основной катион $(CaOH)^+$:



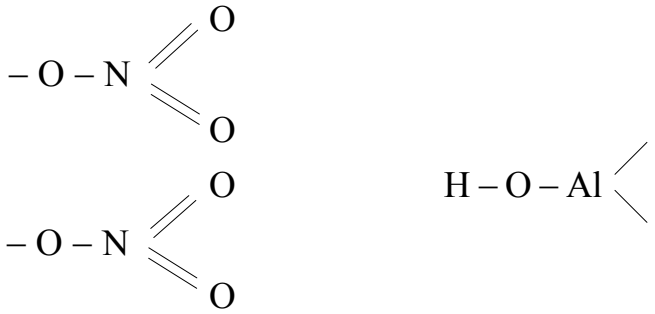
С основным катионом $(CaOH)^+$ ортофосфорная кислота может образовывать соль:

$(CaOH)_3PO_4$
Гидроксоортофосфат кальция

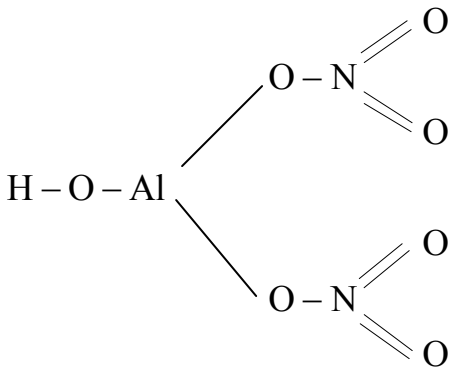


Пример 6. Составьте графическую формулу гидроксонитрата алюминия $AlOH(NO_3)_2$.

Решение. Изобразим графические формулы двух кислотных остатков NO_3^- и присоединим к ним основной катион $(AlOH)^{2+}$:



Получим графическое изображение соли $AlOH(NO_3)_2$:



Следует, однако, помнить, что графическое изображение формул позволяет лишь отобразить состав соединений, а в случае кислот, оснований и солей подчеркнуть еще раз их характерные функциональные признаки, например гидроксогруппу – OH^-.

Графическое изображение формул нельзя отождествлять со структурными формулами, так как первые не отображают строения вещества в соответствии с представлениями о химической связи и строении молекул.

Тема 5. ОСНОВНЫЕ ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Фазовые и химические превращения. Реакции кислотно-основного взаимодействия (реакции обмена), окислительно-восстановительные и комплексно-химические процессы. Электронная теория окислительно-восстановительных процессов. Понятие процесса окисления и восстановления. Важнейшие окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Взаимодействие металлов и неметаллов с кислотами. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций. Анализ возможных продуктов окислительно-восстановительных реакций. Молярные массы эквивалентов окислителей и восстановителей.

Литература

1. Новиков, Г. И. Введение в неорганическую химию. В 2 ч. Ч. 1 / Г. И. Новиков. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 51–67.

2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – С. 160–180.

3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 234–248.

4. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Соврем. шк., 2007. – С. 36–48.

5. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 202–211.

6. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 64–70.

7. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1984. – Гл. 9, § 93–97.

8. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1984. – Гл. 8, § 1–4.

Теоретические сведения

При рассмотрении вопросов классификации химических соединений, зависимости свойств веществ от их состава и составлении химических уравнений часто пользуются понятием «степень окисления» и различают два типа химических реакций. Одни протекают без изменения степени окисления элементов, например:

$$Na^{+1}Cl^{-1} + Ag^{+1}N^{+5}O_3^{-2} = Ag^{+1}Cl^{-1} + Na^{+1}N^{+5}O_3^{-2}.$$

Другие реакции сопровождаются изменением степени окисления элементов, например:

$$Zn^0 + H_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2} = Zn^{+2}S^{+6}O_4^{-2} + H_2^0.$$

При изучении свойств химических элементов и их соединений часто приходится встречаться с окислительно-восстановительными реакциями.

Окислительно-восстановительными называют реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления атомов, которые входят в состав реагирующих веществ. Под ***степенью окисления w*** понимают условный заряд атома, который вычисляют из предположения, что мо-

лекула 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.

Изменение степени окисления происходит вследствие перехода электронов от одних атомов или ионов к другим.

Процесс отдачи электронов называется *окислением*. Процесс присоединения электронов называется *восстановлением*.

Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются *окислителями*. Вещества, в состав которых входят атомы или ионы, способные отдавать электроны, называются *восстановителями*.

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

При окислительно-восстановительных реакциях валентность атомов может и не меняться. Например, в окислительно-восстановительной реакции $H^0_2 + Cl^0_2 = 2H^+Cl^-$ 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 (любой заряд).

Различают три типа окислительно-восстановительных реакций:

1) межмолекулярное окисление и восстановление:

$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O;$$

2) диспропорционирование (самоокисление-самовосстановление):

$$Cl_2 + H_2O = HClO + HCl;$$

3) внутримолекулярное окисление-восстановление:

$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2.$$

Окисление-восстановление – единый взаимосвязанный процесс, поскольку теряемые восстановителем электроны сразу 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 *методу электронных уравнений*.

1. Записываем формулы исходных веществ:

$$\underset{\text{Восстановитель}}{Cu} + \underset{\text{Окислитель}}{HNO_3} \rightarrow$$

Среди исходных веществ находим окислитель – вещество, которое способно присоединять электроны, и восстановитель – вещество, способное отдавать электроны. Окислитель образует продукты реакции, которые содержат 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 $HN^{+5}O_3$ – окислитель (так как содержит элемент в высшей степени окисления) превращается в $N^{+2}O$, т. е. степень окисления азота понижает-

ся; Cu^0 – восстановитель (поскольку металлы всегда восстановители) превращается в $Cu(NO_3)_2$, т. е. Cu^0 повышает степень окисления до Cu^{+2}.

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

$$Cu^0 + HN^{+5}O_3 \rightarrow Cu^{+2}(NO_3)_2 + N^{+2}O + H_2O.$$

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 $N^{+5} + 3e^- \rightarrow N^{+2}$):

$$Cu^0 - 2e^- \rightarrow Cu^{+2} \text{ – окисление;}$$
$$N^{+5} + 3e^- \rightarrow N^{+2} \text{ – восстановление.}$$

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

$$\begin{array}{r|l} Cu^0 - 2e^- \rightarrow Cu^{+2} & 3 \\ N^{+5} + 3e^- \rightarrow N^{+2} & 2 \end{array}$$

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

$$Cu^0 + HN^{+5}O_3 \rightarrow 3Cu^{+2}(NO_3)_2 + 2N^{+2}O + H_2O.$$

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

$$3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O.$$

Изучим последовательность написания окислительно-восстановительных реакций *методом ионно-электронных полуреакций*.

1. Определяем степень окисления каждого элемента в исходных соединениях:

$$\underset{\text{Восстановитель}}{H_2S^{-2}} + \underset{\text{Окислитель}}{HN^{+5}O_3} \rightarrow$$

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):

$$H_2S \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-};$$
$$H^+ + NO_3^- \rightarrow NO.$$

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:

$$H_2S + 4H_2O \rightarrow 10H^+ + SO_4^{2-};$$
$$NO_3^- + 4H^+ \rightarrow NO + 2H_2O.$$

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

$$H_2S + 4H_2O - 8e^- \rightarrow 10H^+ + SO_4^{2-};$$
$$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O.$$

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

$$\begin{array}{l|l} H_2S + 4H_2O - 8e^- \rightarrow 10H^+ + SO_4^{2-} & 3 \\ NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O & 8 \end{array}$$

12. Умножаем обе полуреакции на эти множители:

$$3H_2S + 12H_2O - 24e^- \rightarrow 30H^+ + 3SO_4^{2-};$$
$$8NO_3^- + 32H^+ + 24e^- \rightarrow 8NO + 16H_2O.$$

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

$$3H_2S + 12H_2O + 8NO_3^- + 32H^+ \rightarrow 30H^+ + 3SO_4^{2-} + 8NO + 16H_2O.$$

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

$$3H_2S + 8HNO_3 = 3H_2SO_4 + 8NO + 4H_2O.$$

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

Ниже представлены особенности взаимодействия кислот с металлами и неметаллами.

$$\overset{+1}{H}Cl, \overset{+1}{H_2}SO_{4(разб)} + Me \xrightarrow{\text{неактивные}} —$$
$$\xrightarrow{\text{средней активности}} \text{Соль металла} + \overset{0}{H_2}$$
$$\xrightarrow{\text{активные}} \text{Соль металла} + \overset{0}{H_2}$$

$$H_2\overset{+6}{S}O_{4(конц)} + Me \xrightarrow{\text{неактивные}} \text{Соль металла} + \overset{+4}{S}O_2 + H_2O$$
$$\xrightarrow{\text{средней активности}} \text{Соль металла} + \overset{0}{S} + H_2O$$
$$\xrightarrow{\text{активные}} \text{Соль металла} + H_2\overset{-2}{S} + H_2O$$

$$H_2\overset{+6}{S}O_{4(конц)} + неMe \longrightarrow \text{Кислота неметалла в высшей степени окисления} + \overset{+4}{S}O_2$$

$$H\overset{+5}{N}O_{3(разб)} + Me \xrightarrow{\text{неактивные}} \text{Соль металла} + \overset{+2}{N}O + H_2O$$
$$\xrightarrow{\text{средней активности}} \text{Соль металла} + \overset{0}{N_2} + H_2O$$
$$\xrightarrow{\text{активные}} \text{Соль металла} + \overset{-3}{N}H_4NO_3 + H_2O$$

$$H\overset{+5}{N}O_{3(конц)} + Me \xrightarrow{\text{неактивные}} \text{Соль металла} + \overset{+4}{N}O_2 + H_2O$$

$$H\overset{+5}{N}O_{3(конц)} + Me \xrightarrow{\text{средней активности}} \text{Соль металла} + \overset{+4}{N}O_2 + H_2O$$

$$H\overset{+5}{N}O_{3(конц)} + Me \xrightarrow{\text{активные}} \text{Соль металла} + \overset{+1}{N_2}O + H_2O$$

$$H\overset{+5}{N}O_{3(конц)} + неMe \longrightarrow \text{Кислота неметалла в высшей степени окисления} + \overset{+2}{N}O(\overset{+4}{N}O_2)$$

Влияние среды на продукты окислительно-восстановительных реакций представлено в виде схемы:

$$\underset{\text{Малиново-фиолетовый}}{MnO_4^-(K\overset{+7}{Mn}O_4)} + \text{Восстановители} + \text{Среда}$$

$$\xrightarrow[H^+\ (H_2SO_4)]{\text{кислая}} \underset{\text{Бесцветный}}{Mn^{2+}\ (\overset{+2}{Mn}SO_4)}$$

$$\xrightarrow[(H_2O)]{\text{нейтральная}} \underset{\text{Бурый}}{\overset{+4}{Mn}O_2\downarrow}$$

$$\xrightarrow[OH^-\ (KOH)]{\text{щелочная}} \underset{\text{Зеленый}}{MnO_4^{2-}\ (K_2\overset{+6}{Mn}O_4)}$$

Пример 1. Исходя из степени окисления (*w*) азота, серы и марганца в соединениях NH_3, HNO_2, HNO_3, H_2S, H_2SO_3, H_2SO_4, MnO_2, $KMnO_4$, определите, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

Решение. Степень окисления азота *w*(N) в указанных соединениях соответственно равна: –3 (низшая), +3 (промежуточная), +5 (высшая); *w*(S) соответственно равна: –2 (низшая), +4 (промежуточная), +6 (высшая); *w*(Mn) соответственно равна: +4 (промежуточная), +7 (высшая). Следовательно, $\overset{-3}{N}H_3$, $H_2\overset{-2}{S}$ – только восстановители; $H\overset{+5}{N}O_3$, $H_2\overset{+6}{S}O_4$, $K\overset{+7}{Mn}O_4$ – только окислители; $H\overset{+3}{N}O_2$, $H_2\overset{+4}{S}O_3$, $\overset{+4}{Mn}O_2$ – окислители и восстановители.

Пример 2. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами:

а) H_2S и HI;

б) H_2S и H_2SO_3;

в) H_2SO_3 и $HMnO_4$?

Решение.

а) степень окисления в H_2S $w(S) = -2$, в HI $w(I) = -1$. Поскольку 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 H_2S $w(S) = -2$ (низшая), в H_2SO_3 $w(S) = +4$ (промежуточная). Следовательно, взаимодействие этих веществ возможно, причем H_2SO_3 является окислителем;

в) в H_2SO_3 $w(S) = +4$ (промежуточная), в $HMnO_4$ $w(Mn) = +7$ (высшая). Взятые вещества могут взаимодействовать, H_2SO_3 в этом случае будет проявлять восстановительные свойства.

Пример 3. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, идущей по следующей схеме:

$$K\overset{+7}{Mn}O_4 + H_3\overset{+3}{P}O_3 + H_2SO_4 \rightarrow \overset{+2}{Mn}SO_4 + H_3\overset{+5}{P}O_4 + K_2SO_4 + H_2O.$$

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 определим методом электронного баланса с помощью электронных уравнений. Вычислим, как изменяют степень окисления восстановитель и окислитель, и отразим это в электронных уравнениях:

восстановитель	$P^{+3} - 2e^- = P^{+5}$	10	5	процесс окисления
окислитель	$Mn^{+7} + 5e^- = Mn^{+2}$		2	процесс восстановления

Общее число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, которые присоединяет окислитель. Общее наименьшее кратное для отданных и принятых электронов равно 10. Разделив это число на 5, получим коэффициент 2 для окислителя и продукта его восстановления, а при делении 10 на 2 получим 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

$$2KMnO_4 + 5H_3PO_3 + 3H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 5H_3PO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O.$$

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

Решение. Цинк, как и 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. Отразим сказанное в электронных уравнениях:

восстановитель	$Zn - 2e^- = Zn^{+2}$	8	4	процесс окисления
окислитель	$S^{+6} + 8e^- = S^{-2}$		1	процесс восстановления

Составим уравнение реакции:

$$4Zn + 5H_2SO_4 = 4ZnSO_4 + H_2S + 4H_2O.$$

Перед H_2SO_4 стоит коэффициент 5, а не 1, поскольку четыре молекулы H_2SO_4 идут на связывание четырех ионов Zn^{2+}.

Тема 6. ТЕРМОХИМИЯ И ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ

Теплота и работа. Внутренняя энергия. Закон сохранения энергии. Тепловой эффект реакции и энтальпия. Термохимические уравнения. Экзотермические и эндотермические реакции. Закон Гесса, следствия из него. Стандартные теплоты образования химических соединений из простых веществ. Расчет изменения энтальпии различных процессов.

Понятие об энтропии. Энергия Гиббса. Понятие о термодинамическом анализе возможности протекания химических процессов.

Скорость химических реакций. Закон действия масс. Константа скорости. Активные молекулы. Энергия активации. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия. Расчет равновесных концентраций при заданных исходных концентрациях и наоборот. Химическое равновесие в гетерогенных системах. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Литература

1. Новиков, Г. И. Введение в неорганическую химию. В 2 ч. Ч. 1 / Г. И. Новиков. – Минск: Выш. шк., 1973. – С. 68–86.

2. Кузьменко, А. Л. Справочник по общей и неорганической химии / А. Л. Кузьменко. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 5–12.

3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 175–189.

4. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Соврем. шк., 2007. – С. 63–127.

5. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 161–174.

6. Шрайвер, Д. Неорганическая химия. В 2 т. Т. 1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М.: Мир, 2004. – С. 230–275.

7. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – 2004. – С. 77–118.

8. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – С. 81–86.

9. Жарский, И. М. Руководство к лабораторным занятиям по общей химии: учеб.-метод. пособие / И. М. Жарский, А. И. Волков, О. Н. Комшилова. – Минск: БГТУ, 2009. – С. 79–83.

10. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 230–239, 243–258.

11. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1984. – Гл. 6, §54–56, 63–68.

12. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1984. – Гл. 5, § 1, 2.

13. Жарский, И. М. Практикум по химии / И. М. Жарский, О. Н. Комшилова. – Минск: Выш. шк., 1986. – С. 47, № 11–13, 15.

14. Кузьменко, А. Л. Справочник по общей и неорганической химии / А. Л. Кузьменко. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 13, 14, № 1–6.

Теоретические сведения

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 «+» при увеличении энергии системы и со знаком «–» – при ее уменьшении.

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

$$[C] + (O_2) = (CO_2); \qquad \Delta H°_{298} = -393{,}5 \text{ кДж/моль}.$$

Оно показывает уменьшение энтальпии системы в результате реакции на 393,5 кДж при образовании 1 моль CO_2, т. е. процесс экзотермический.

Эндотермическую реакцию разложения 16 г метана можно выразить термохимическим уравнением

$$(CH_4) = [C] + 2(H_2); \qquad \Delta H°_{298} = +75{,}18 \text{ кДж/моль},$$

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:

$$H_{2(г)} + {}^1/_2O_{2(г)} = H_2O_{(г)}; \qquad \Delta H°_{298} = -242 \text{ кДж/моль};$$
$$H_{2(г)} + {}^1/_2O_{2(г)} = H_2O_{(ж)}; \qquad \Delta H°_{298} = -286 \text{ кДж/моль};$$
$${}^1/_2N_{2(г)} + {}^1/_2O_{2(г)} = NO_{(г)}; \qquad \Delta H°_{298} = +90{,}4 \text{ кДж/моль}.$$

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 CO_2 можно осуществить двумя путями:

1) сжиганием угля при полном доступе воздуха по реакции

$$[C] + (O_2) = (CO_2); \qquad \Delta H°_{298} = -393{,}5 \text{ кДж/моль};$$

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

$$[C] + {}^1/_2(O_2) = (CO); \qquad \Delta H°_{298} = -110 \text{ кДж/моль};$$
$$(CO) + {}^1/_2(O_2) = (CO_2); \qquad \Delta H°_{298} = -283{,}5 \text{ кДж/моль}.$$

Следовательно, алгебраическая сумма тепловых эффектов промежуточных стадий – образования CO и окисления последнего до CO_2 – равна тепловому эффекту реакции прямого окисления углерода до 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 ($\Delta H°_{\text{х.р}}$) равен сумме теплот образования ($\Delta_f H°$) продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов:

$$\Delta H°_{\text{х.р}} = \sum n_i \Delta_f H°_{\text{прод}} - \sum n_j \Delta_f H°_{\text{исх. в-ва}}.$$

Теплотой образования (энтальпией) данного соединения называют тепловой эффект реакции образования 1 моль этого соединения из простых веществ.

Обычно при расчетах используют стандартные теплоты образования $\Delta_f H°_{298}$, т. е. при 298 К (25°С) и 101 325 Па (1 атм), так как тепловой эффект с температурой изменяется незначительно. Стандартная теплота образования простых веществ принята равной нулю, т. е. $\Delta_f H°_{298}$ (простых веществ) = 0.

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

Решение. Запишем уравнение реакции с указанием агрегатного состояния и кристаллической модификации веществ:

$$2[C]_{\text{графит}} + (O_2) = 2(CO).$$

Вычислим $\Delta H°_{х.р}$ на основании стандартных теплот образования веществ, применяя следствие из закона Гесса:

$$\Delta H°_{х.р} = 2 \cdot \Delta_f H°_{298}\,(CO) - 2 \cdot \Delta_f H°_{298}[C]_{графит} - \Delta_f H°_{298}\,(O_2) =$$
$$= 2 \cdot (-110{,}52) - 0 - 0 = -221{,}04 \text{ кДж}.$$

Термохимическое уравнение данной реакции имеет вид

$$2[C]_{графит} + (O_2) = 2(CO); \qquad \Delta H°_{х.р} = -221{,}04 \text{ кДж}.$$

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

Реакции, которые не идут при стандартной температуре, при изменении температуры могут протекать самопроизвольно. С одной стороны, система стремится к упорядочению (агрегации), т. е. $\Delta H° < 0$; с другой стороны, система стремится к беспорядку (дезагрегации). Тенденцию к беспорядку характеризует величина, которую называют энтропией. ***Энтропия*** отражает движение частиц вещества и является мерой неупорядоченности системы. Изменение энтропии $\Delta S°_{х.р}$ рассчитывается аналогично $\Delta H°_{х.р}$:

$$\Delta S°_{х.р} = \sum n_i S°_{прод} - \sum n_j S°_{исх.в\text{-}ва}.$$

Для оценки возможности протекания химических процессов используется энергия Гиббса:

$$\Delta G°_{х.р} = \Delta H°_{х.р} - T\Delta S°_{х.р}.$$

Самопроизвольно протекающие процессы идут в сторону уменьшения $\Delta G°_{х.р}$.

Если $\Delta G°_{х.р} < 0$, процесс принципиально осуществим; если $\Delta G°_{х.р} > 0$, процесс самопроизвольно протекать не может.

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

Решение. Запишем уравнение реакции

$$(N_2) + (O_2) = 2(NO).$$

Для ответа на вопрос следует вычислить $\Delta G°_{х.р}$, используя данные справочной литературы для определения $\Delta_f H°_{298}$ и $S°_{298}$:

$$\Delta H°_{х.р} = 2 \cdot \Delta_f H°_{298}\,(NO) - \Delta_f H°_{298}\,(O_2) - \Delta_f H°_{298}\,(N_2) =$$
$$= 2 \cdot 90{,}37 - 0 - 0 = 180{,}74 \text{ кДж} = 180\,740 \text{ Дж};$$
$$\Delta S°_{х.р} = 2 \cdot S°_{298}\,(NO) - S°_{298}\,(O_2) - S°_{298}\,(N_2) =$$
$$= 2 \cdot 210{,}62 - 205{,}03 - 191{,}5 = 24{,}71 \text{ Дж/К}.$$

Рассчитаем $\Delta G°_{\text{х.р}}$ реакции:

$$\Delta G°_{\text{х.р}} = \Delta H°_{\text{х.р}} - T\Delta S°_{\text{х.р}} = 180\ 740 - 298 \cdot 24{,}71 = 173\ 376{,}42 \text{ Дж}.$$

Поскольку $\Delta G°_{\text{х.р}} > 0$, 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.

Константа равновесия K_C (K_p), 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 следующим уравнением:

$$\Delta G°_T = -RT \ln K_p = \Delta H°_{\text{х.р}} - T\Delta S°_{\text{х.р}}.$$

Отсюда,

$$\lg K_p = \frac{\Delta G°_T}{-19{,}15T};\ K_p = 10^{\frac{\Delta G°_T}{-19{,}15T}}.$$

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

$$2KClO_3 \xrightarrow{t} 2KCl + 3O_2 \text{ – необратимая реакция,}$$

поскольку хлорид калия не способен взаимодействовать с кислородом. Напротив, разложение хлорида аммония при нагревании

$$NH_4Cl \xleftrightarrow{t} NH_3 + HCl \text{ – обратимая реакция,}$$

она не доходит до конца, так как аммиак и хлороводород в свою очередь взаимодействуют, образуя при этих условиях хлорид аммония. Сначала разложение хлорида аммония идет со сравнительно большой скоростью. Однако по мере накопления NH_3 и HCl скорость реакции между ними возрастает, а скорость прямой реакции – разложение NH_4Cl – уменьшается. Через определенное время скорость прямой реакции становится равна скорости обратной реакции, т. е.

$$k_1 C_{NH_4Cl} = k_2 C_{NH_3} C_{HCl}.$$

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 NH_4Cl, разлагающихся в единицу времени, равно числу молекул NH_4Cl, вновь образующихся в результате взаимодействия NH_3 с HCl. Поэтому такое равновесие называют подвижным, или динамическим, а установившиеся концентрации реагирующих веществ – равновесными. Из приведенного уравнения следует, что

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{C_{NH_3} C_{HCl}}{C_{NH_4Cl}} = K_C,$$

где K_C – константа химического равновесия.

Таким образом, такое состояние системы, при котором концентрации реагирующих веществ при заданных температуре и давлении не зависят от времени, носит название *химического равновесия*, а концентрации (или парциальные давления), отвечающие этому состоянию, называются *равновесными*.

Количественно химическое равновесие характеризуется константой равновесия, обозначаемой символом K и представляющей собой математическое выражение закона действующих масс.

Константа равновесия равна отношению произведения равновесных концентраций (или парциальных давлений) продуктов реакции в степенях, соответствующих стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции, к произведению равновесных концентраций (или парциальных давлений) исходных веществ в степенях, соответствующих коэффициентам в уравнении реакции.

Константа химического равновесия зависит от температуры и природы реагирующих веществ и не зависит от концентрации (или давления) реагирующих веществ. Константу равновесия, выраженную через молярные концентрации реагирующих веществ, обозначают K_C, а через парциальные давления реагирующих газообразных веществ – K_p.

В случае гетерогенных реакций в выражение константы равновесия не входят равновесные концентрации (парциальные давления) веществ, находящихся в фазах постоянного состава.

Например, твердое агрегатное состояние образует самостоятельную фазу постоянного состава и не включается в выражение константы равновесия.

Для гомогенной реакции общего вида

$$a(\mathrm{A}) + b(\mathrm{B}) \leftrightarrow p(\mathrm{C}) + q(\mathrm{D})$$

константа равновесия записывается:

$$K_C = \frac{C_{\mathrm{C}}^p C_{\mathrm{D}}^q}{C_{\mathrm{A}}^a C_{\mathrm{B}}^b},$$

или

$$K_p = \frac{p_{\mathrm{C}}^p p_{\mathrm{D}}^q}{p_{\mathrm{A}}^a p_{\mathrm{B}}^b}.$$

Для гетерогенного процесса:

$$CO_{2(т)} + C_{(тв)} \leftrightarrow 2CO_{(г)}$$

константа равновесия выглядит так:

$$K_C = \frac{C_{\mathrm{CO}}^2}{C_{\mathrm{CO_2}}^2},$$

или

$$K_p = \frac{p_{\mathrm{CO}}^2}{p_{\mathrm{CO_2}}^2}.$$

Связь между константами K_p и K_C передается соотношением

$$K_p = K_C (RT)^{\Delta\nu},$$

где R – универсальная газовая постоянная, равная 0,082 л · атм/(град · моль); $\Delta\nu$ – разность между числом газообразных молей продуктов реакции и исходных веществ.

Так, для равновесия:

$$N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \leftrightarrow 2NH_{3(г)}$$

эта разность $\Delta\nu = 2 - (1 + 3) = -2$.

Очевидно, что чем больше величина константы равновесия, тем больше степень превращения исходных веществ в конечные и, следовательно, тем глубже протекает процесс слева направо. Значит, константа равновесия характеризует глубину протекания процесса.

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

зная исходные концентрации и константу равновесия, можно рассчитать равновесные концентрации.

Пример 3. Равновесие реакции $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$ установилось при следующих концентрациях: C_{H_2} = 0,5 моль/л; C_{I_2} = 0,1 моль/л; C_{HI} = = 1,8 моль/л. Определите исходные концентрации йода и водорода и константу химического равновесия.

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

$$K_p = \frac{C_{HI}^2}{C_{H_2} C_{I_2}} = \frac{1,8^2}{0,5 \cdot 0,1} = 64,8.$$

Пример 4. При 1000 °С константа равновесия реакции [FeO] + + (CO) ↔ [Fe] + (CO_2) равна 0,5. Каковы равновесные концентрации CO и CO_2, если начальные концентрации этих веществ составляли: C_{CO} = 0,05 моль/л; C_{CO_2} = 0,01 моль/л?

Решение. Пусть к моменту равновесия в реакцию вступило X моль CO. Тогда в соответствии с уравнением реакции образовалось X моль CO_2. Следовательно, к моменту равновесия: C_{CO} = (0,05 – – X) моль/л; C_{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, C_{CO} = 0,05 – 0,01 = 0,04 моль/л, а C_{CO_2} = 0,01 + 0,01 = 0,02 моль/л.

После наступления химического равновесия возникает необходимость – в целях более полного превращения исходных продуктов в конечные – нарушить равенство скоростей прямой и обратной реакций, иными словами, 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 5. Обратимая реакция протекает по уравнению

$$2NO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{2(г)}.$$

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

Решение. Пусть равновесные концентрации до увеличения давления составляли: $C_{NO} = a$ моль/л, $C_{O_2} = b$ моль/л, $C_{NO_2} = c$ моль/л. Скорость прямой реакции – ν_1, скорость обратной реакции – ν_2. Тогда $\nu_1 = k_1a^2b$; $\nu_2 = k_2c^2$.

При увеличении давления в 2 раза $C_{NO} = 2a$ моль/л, $C_{O_2} = 2b$ моль/л, $C_{NO_2} = 2c$ моль/л; скорости прямой и обратной реакций при новых условиях: $\nu_1' = k_1(2a)^2 2b = k_1 8a^2b$; $\nu_2' = k_2(2c)^2 = k_2 4c^2$. Отсюда

$$\frac{\nu_1'}{\nu_2} = \frac{k_1 8a^2b}{k_1a^2b} = 8;$$

$$\frac{\nu_2'}{\nu_2} = \frac{4k_2c^2}{k_2c^2} = 4.$$

Следовательно, при увеличении давления в равновесной системе в 2 раза скорость прямой реакции возрастает в 8 раз, а скорость обратной реакции – в 4 раза, т. е. равновесие сместится вправо – в сторону образования 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, т. е. понижающая давление. Таким образом, возрастет скорость прямой реакции – равновесие сместится вправо.

Тема 7. РАСТВОРЫ

Общие сведения о растворах. Физические и химические процессы при растворении. Тепловые явления при растворении. Растворимость твердых веществ в жидкостях и взаимное распределение жидкостей. Способы выражения состава растворов. Массовая доля растворенного вещества. Молярная концентрация и молярная концентрация эквивалента (нормальность). Взаимный переход от одних способов выражения концентрации к другим. Расчеты, связанные с приготовлением растворов заданной концентрации.

Связь объемов реагирующих веществ с концентрациями, выраженными в единицах нормальности. Титрование.

Литература

1. Новиков, Г. И. Введение в неорганическую химию. В 2 ч. Ч. 1 / Г. И. Новиков. – Минск: Выш. шк., 1973. – С. 192–209.

2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – С. 28, 30, 32, 34, 39–42.

3. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Соврем. шк., 2007. – С. 207–221.

4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 229–244.

5. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – 2004. – С. 9–59.

6. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1984. – № 391, 392, 396–398, 408, 410, 418, 421, 426, 428.

7. Жарский, И. М. Практикум по химии / И. М. Жарский, О. Н. Комшилова. – Минск: Выш. шк., 1986. – С. 37, № 1–11, 16, 18, 22, 24, 28.

Теоретические сведения

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

Понятия «растворенное вещество» и «растворитель» носят до некоторой степени условный характер. Так, растворителем принято считать то вещество, которое преобладает в данной системе, а все остальные составные части – растворенными веществами.

В системе вода – спирт обе составные части могут растворяться друг в друге неограниченно. Поэтому в зависимости от того, какая из них находится в большем количестве, а какая – в меньшем, различают растворы спирта в воде и воды в спирте. Однако в случае, когда имеется система серная кислота – вода, H_2SO_4 всегда характеризуется как растворенное вещество, даже если кислота преобладает. Это касается и растворов других электролитов. При растворении в жидкости газообразных или твердых веществ растворителем считается жидкость.

Растворы могут быть в любых агрегатных состояниях – газообразном (смеси газов), жидком и твердом. Поскольку в химической практике чаще приходится сталкиваться с жидкими системами, то ниже будут рассматриваться растворы газа в жидкости, жидкости в жидкости и твердого вещества в жидкости.

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 1 моль 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 др.

Массовая доля ω показывает отношение массы данного компонента, который содержится в системе, к общей массе этой системы

и выражается в процентах. Например, ω = 15%, или 15%-ный раствор.

Молярная концентрация C_M – это отношение количества вещества (в молях), содержащегося в растворе, к объему раствора. Например, $C_{H_3PO_4}$ = 0,5 моль/дм^3, C_{NaCl} = 2 моль/л. Вместо единиц измерения моль/дм^3 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_{NaOH} = 0,2 моль/дм^3, $C_{\frac{1}{2}H_2SO_4}$ = 1 моль/л. Вместо единиц измерения моль/дм^3 или моль/л допускается обозначение «н.». Например, 1 н. (нормальный раствор), что соответствует $C_{\frac{1}{2}H_2SO_4}$ = = 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 H_2SO_4 отвечает $C_{H_2SO_4}$ = 1 моль/л и содержит 98 г/л вещества, 1 н. H_2SO_4 отвечает $C_{\frac{1}{2}H_2SO_4}$ = 1 моль/л и содержит 49 г/л вещества. Тогда 1 М H_2SO_4 соответствует 2 н. H_2SO_4.

Мольная (молярная) доля вещества* А *в растворе X_A – отношение количества вещества А в растворе к сумме количеств всех компонентов раствора:

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B},$$

где n_A – количество вещества А в растворе, моль; $n_A + n_B$ – сумма количеств всех компонентов раствора, моль.

Мольная доля выражается в процентах и долях единиц. Сумма массовых (дольных) долей всех компонентов раствора равна 1.

Моляльная концентрация C_m вещества* А *(моляльность) – отношение количества растворенного вещества к массе растворителя:

$$C_m(\text{A}) = \frac{n_\text{A}}{m_\text{B}} = \frac{m_\text{A}}{M(\text{A})m_\text{B}},$$

где m_B – масса растворителя, кг.

Моляльность показывает, какое количество вещества растворено в 1 кг растворителя, и измеряется в молях на килограмм.

Титром раствора называется число граммов растворенного вещества в 1 см^3 (1 мл) раствора. Зная молярную концентрацию эквивалента и молярную массу эквивалента ($M(^1/z\,X)$) растворенного вещества, титр легко найти по формуле

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

Пример 1. Вычислите:

а) массовую долю растворенного вещества (ω);

б) молярную концентрацию (C_M);

в) нормальность (C_N);

г) моляльность (C_m);

д) титр (T) раствора H_3PO_4, полученного при растворении 18 г H_3PO_4 в 282 см^3 воды, если плотность полученного раствора составляет 1,031 г/мл.

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

а) массовая доля растворенного вещества (ω) показывает число граммов (единиц массы) вещества, содержащееся в 100 г (единиц массы) раствора. Поскольку массу 282 см^3 воды можно принять равной 282 г, то масса полученного раствора составляет 18 + 282 = 300 г. Рассчитаем массовую долю вещества по формуле

$$\omega = \frac{m_\text{р.в-ва}}{m_\text{р-ра}} 100 = \frac{18}{300} \cdot 100\% = 6\%;$$

б) мольно-объемная концентрация, или молярная концентрация (C_M), показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора.

Масса 1 л раствора равна 1031 г. Масса кислоты в 1 л раствора составит: $x = 1031 \cdot 18 / 300 = 61{,}86$ г.

Молярную концентрацию раствора получим делением массы H_3PO_4 в 1 л раствора на мольную массу H_3PO_4 (97,99 г/моль):

$$C_M = \frac{61,86}{97,99} = 0,63 \text{ моль/л};$$

в) молярная концентрация эквивалента, или нормальность (C_N), показывает число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора. Поскольку

$$M({}^1/z\,\mathrm{H_3PO_4}) = \frac{M}{3} = \frac{97,99}{3} = 32,66 \text{ г/моль},$$

то

$$C_N = \frac{61,86}{32,66} = 1,89 \text{ моль/л};$$

г) моляльность (C_m) показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1000 г (1 кг) растворителя:

$$C_m = \frac{m_{\text{р.в-ва}} \cdot 1000}{M_{\text{р.в-ва}} m_{\text{р-ля}}} = \frac{18 \cdot 1000}{98 \cdot 282} = 0,65 \text{ моль/1 кг воды};$$

д) титром раствора (T) называется число граммов растворенного вещества, содержащихся в 1 мл (1 см^3) раствора. Поскольку в 1 л раствора содержится 61,86 г кислоты, то

$$T = \frac{61,86}{1000} = 0,06186 \text{ г/мл}.$$

Пример 2. На нейтрализацию 50 см^3 раствора кислоты израсходовано 25 см^3 0,5 н. раствора щелочи. Чему равна молярная концентрация эквивалента кислоты?

Решение. Поскольку 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, т. е.

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{N_2}}{C_{N_1}},$$

или

$$V_1 C_{N_1} = V_2 C_{N_2},$$
$$50 C_{N_1} = 25 \cdot 0,5,$$

откуда

$$C_{N_1} = \frac{25 \cdot 0,5}{50} = 0,25 \text{ моль/л.}$$

Пример 3. К 1 л 10%-ного раствора KOH (ρ = 1,092 г/см^3) прибавили 0,5 л 5%-ного раствора KOH (ρ = 1,045 г/см^3). Объем смеси довели до 2 л. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.

Решение. Масса 1 л 10%-ного раствора KOH равна 1092 г. В этом растворе содержится 1092 · 10 / 100 = 109,2 г KOH. Масса 0,5 л 5%-ного раствора KOH составляет 1045 · 0,5 = 522,5 г. В данном растворе содержится 522,5 · 5 / 100 = 26,125 г KOH.

В общем объеме полученного раствора (2 л) содержание KOH составляет 109,2 + 26,125 = 135,325 г. Отсюда молярная концентрация раствора

$$C_M = \frac{135,325}{2 \cdot 56,1} = 1,2 \text{ М},$$

где 56,1 г/моль – молярная масса KOH.

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

Решение. Эквивалентная масса H_2SO_4 равна $M / 2$ = 98,08 / 2 = = 49,04 г/моль. Для приготовления 3 л 0,4 н. раствора требуется 49,04 · 0,4 · 3 = 58,848 г H_2SO_4. Масса 1 см^3 96%-ной кислоты составляет 1,84 г. В этом растворе содержится 1,84 · 96 / 100 = 1,766 г H_2SO_4.

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

Пример 5. Сколько граммов $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ надо растворить в 800 г воды, чтобы получить 10%-ный (по массе) раствор Na_2SO_4?

Решение. Обозначим массу кристаллогидрата через x:

$$m(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) = x.$$

Запишем уравнение для ω:

$$\omega(Na_2SO_4) = \frac{m(Na_2SO_4)}{m(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) + m(H_2O)} = \frac{m(Na_2SO_4)}{x + 800} = 0,1.$$

Выразим массу безводного Na_2SO_4 в x г кристаллогидрата:

$$M(Na_2SO_4) = 142 \text{ г/моль};$$

$$M(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) = 142 + 180 = 322 \text{ г/моль}.$$

Подставим $m(Na_2SO_4)$ в выражение для ω и найдем x:

$$\omega(Na_2SO_4) = \frac{142x}{322(x+800)} = 0{,}1;$$

$$142x = 0{,}1 \cdot 322(x+800) = 25\,760 + 32{,}2x;$$

$$109{,}8x = 25\,760;$$

$$x = 234{,}6.$$

Следовательно, $m(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) = 234{,}6$ г.

Пример 6. Из раствора сахара с массовой долей 15% выпарили воду массой 60 г, в результате образовался раствор сахара с массовой долей 18%. Определите массу исходного раствора сахара.

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

Пример 7. Смешали растворы хлорида натрия ($\omega = 10\%$, $\rho = 1{,}07$ г/см^3) и нитрата серебра ($\omega = 5\%$, $\rho = 1{,}05$ г/см^3) объемами 1 и 2 дм^3 соответственно. Вычислите массовую долю каждого из растворенных веществ в окончательном растворе.

Решение. Определим число молей NaCl и $AgNO_3$:

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

$$n(AgNO_3) = \frac{m(AgNO_3)}{M(AgNO_3)} = \frac{2000 \cdot 1{,}05 \cdot 0{,}05}{170} = 0{,}62 \text{ моль}.$$

Поскольку NaCl и $AgNO_3$ реагируют по реакции

$$NaCl + AgNO_3 = NaNO_3 + AgCl\downarrow$$

в эквивалентных количествах, из соотношения числа молей NaCl и $AgNO_3$ делаем вывод, что в недостатке нитрат серебра. По нему и ведется дальнейший расчет: 0,62 моль $AgNO_3$ реагирует с 0,62 моль NaCl, в результате реакции выпадает осадок 0,62 моль AgCl и в рас-

творе появляется 0,62 моль $NaNO_3$. Кроме того, в растворе остается 1,83 – 0,62 = 1,21 моль не прореагировавшего NaCl.

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

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

Найдем массовые доли солей в окончательном растворе:

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

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

Пример 8. Смешали растворы хлорида натрия (ω = 13%) и нитрата серебра (ω = 13%) массами 100 г. Рассчитайте массовую долю каждого из растворенных веществ в окончательном растворе.

Решение. Определим число молей NaCl и $AgNO_3$:

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

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

Поскольку NaCl и $AgNO_3$ реагируют по реакции

$$\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}\downarrow$$

в эквивалентных количествах, из соотношения числа молей NaCl и $AgNO_3$ делаем вывод, что в недостатке нитрат серебра, и он расходуется полностью. По нему и ведется дальнейший расчет: 0,0765 моль $AgNO_3$ реагирует с 0,0765 моль NaCl, в результате реакции выпадает осадок 0,0765 моль AgCl и в растворе появляется 0,0765 моль $NaNO_3$. Кроме того, в растворе остается 0,222 – 0,0765 = 0,146 моль не прореагировавшего NaCl.

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

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

Найдем массовые доли солей в окончательном растворе:

$$\omega(NaNO_3) = \frac{0,0765 \cdot M(NaNO_3)}{189} \cdot 100 = 3,44\%;$$

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

Пример 9. Смешали растворы едкого натра (ω = 4%, ρ = 1,04 г/см^3) и соляной кислоты (ω = 5%, ρ = 1,02 г/см^3) объемами 500 и 400 см^3 соответственно. Кислую или щелочную реакцию имеет полученный раствор?

Решение. Определим число молей NaOH и HCl:

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

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

Поскольку NaOH и HCl реагируют по реакции (реакция нейтрализации)

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$$

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

Пример 10. К раствору серной кислоты (ω = 10%, ρ = 1,07 г/см^3) объемом 300 см^3 прилили воду объемом 100 см^3. Вычислите массовую долю кислоты и объем полученного раствора, если его плотность равна 1,05 г/см^3. Сколько молей составляют 100 см^3 воды?

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

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

$$m(H_2SO_4 \text{ в исх. р-ре}) = \frac{321 \cdot 10}{100} = 32,1 \text{ г};$$

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

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

В полученном растворе массой 421 г содержится H_2SO_4 массой 32,1 г, отсюда определим массовую долю полученного раствора серной кислоты:

$$\omega_1 = \frac{32{,}1 \cdot 100}{421} = 7{,}62\%.$$

Вода объемом 100 см^3 имеет массу 100 г, что составляет

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{100}{18} = 5{,}56 \text{ моль}.$$

Пример 11. Какие объемы растворов едкого натра с массовыми долями 10 и 22% нужно взять для приготовления раствора объемом 1,5 дм^3 с массовой долей 14% NaOH? Плотности растворов равны соответственно 1,11; 1,24; 1,15 г/см^3.

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

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

$$V_1 \cdot 1{,}22 + V_2 \cdot 1{,}24 = 1500 \cdot 1{,}15;$$

– по растворенному веществу (NaOH):

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

Решив систему уравнений с двумя неизвестными, найдем:

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

Пример 12. Колба заполнена сухим хлороводородом при нормальных условиях. Затем в колбу налили воду, в которой полностью растворился хлороводород. Определите массовую долю (ω, %) хлороводорода в растворе.

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

После заполнения колбы водой масса раствора (с учетом того, что плотность воды составляет 1 г/см^3, или 1000 г/дм^3) стала равна:

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

Определим массовую долю хлороводорода:

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

Пример 13. Сколько граммов нитрата серебра выпадает в осадок из 10 г раствора, насыщенного при 80 ºС, при охлаждении его до 20 ºС? Растворимость нитрата серебра составляет 635 г при 80 ºС и 228 г при 20 °С.

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

$$\omega = \frac{s}{s + 100}.$$

При 80 ºС

$$\omega(AgNO_3) = \frac{635}{635 + 100} = 0,864;$$

$$m(AgNO_3) = \omega(AgNO_3)m = 0,864 \cdot 10 = 8,64 \text{ г.}$$

Пусть при охлаждении выпало x г $AgNO_3$. Тогда масса конечного раствора равна $(10 - x)$ г, а массовая доля соли в охлажденном растворе составит:

$$\omega(AgNO_3) = \frac{8,64 - x}{10 - x} = \frac{228}{328}.$$

Откуда $x = 5,54$ г.

Пример 14. Какое количество бария нужно взять, чтобы при взаимодействии с 1 л воды образовался 2%-ный раствор гидроксида бария?

Решение. Барий растворяется в воде по уравнению

$$Ba + 2H_2O = Ba(OH)_2 + H_2\uparrow.$$

Если в реакцию вступило x моль Ba, то образовалось по x моль $Ba(OH)_2$ ($M(Ba(OH)_2) = 171$ г/моль) и H_2. Масса гидроксида бария в растворе составляет $171x$, а масса раствора равна:

$$m = 1000 + m(Ba) - m(H_2) =$$
$$= 1000 + 137x - 2x = 1000 + 135x.$$

Массовая доля гидроксида бария равна:

$$\omega(Ba(OH)_2) = \frac{171x}{1000 + 135x} = 0,02.$$

Откуда $x = 0,119$ моль.

Формулы перехода от одних выражений концентраций растворов к другим. Использование представленных ниже формул значительно облегчает математические расчеты при переходе от одних видов концентраций к другим. В нижеприведенной табл. 2 приняты следующие обозначения и сокращения:

M_A – молярная масса растворяемого вещества А;

M_B – молярная масса растворителя В;

$f_{экв}$ – фактор эквивалентности растворяемого вещества;

ρ – плотность раствора (г/мл, г/см^3);

X_A – мольная (молярная) доля – отношение числа моль растворяемого вещества (n_A) к общему числу моль растворяемого вещества (n_A) и растворителя (n_B);

ω – массовая доля (%), процентная концентрация;

C_M – молярная концентрация;

C_N – молярная концентрация эквивалента, нормальность (количество вещества эквивалента в 1 л раствора);

C_m – моляльная концентрация;

T – титр раствора.

Таблица 2

Формулы перехода от одних выражений концентраций растворов к другим

Концентрация (данная)	Способ выражения состава раствора (определяемая концентрация)
ω, % (г/100 г р-ра)	$C_M = \frac{\omega\rho \cdot 10}{M_A}$
	$C_N = \frac{\omega\rho \cdot 10}{M_A f_{экв}}$
	$C_m = \frac{\omega \cdot 1000}{M_A(100-\omega)}$
	$X_A = \frac{\omega M_B}{\omega M_B + (100-\omega)M_A}$
	$T = \frac{\omega\rho}{100}$

Продолжение табл. 2

Концентрация (данная)	Способ выражения состава раствора (определяемая концентрация)
C_M, моль/л р-ра	$\omega = \frac{C_M M_A}{10\rho}$
	$C_N = \frac{C_M}{f_{экв}}$
	$C_m = \frac{C_M \cdot 1000}{1000\rho - C_M M_A}$
	$X_A = \frac{C_M M_B}{1000\rho - C_M (M_B - M_A)}$
	$T = \frac{C_M M_A}{1000}$
C_N, экв/л р-ра	$\omega = \frac{C_N M_A f_{экв}}{10\rho}$
	$C_M = C_N f_{экв}$
	$C_m = \frac{C_N f_{экв} \cdot 1000}{1000\rho - C_N M_A f_{экв}}$
	$X_A = \frac{C_N f_{экв} M_B}{C_N f_{экв}(M_B - M_A) + 1000\rho}$
	$T = \frac{C_N M_A f_{экв}}{1000}$
C_m, моль/кг р-ля	$\omega = \frac{C_m M_A \cdot 100}{1000 + C_m M_A}$,
	$C_M = \frac{C_m \cdot 1000\rho}{1000 + C_M M_A}$
	$C_N = \frac{C_m \cdot 1000\rho}{f_{экв}(1000 + C_M M_A)}$
	$X_A = \frac{C_m M_B}{1000 + C_m M_B}$
	$T = \frac{C_M M_A \rho}{1000 + C_m M_A}$
$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$	$\omega = \frac{X_A M_A \cdot 100}{X_A M_A + (1 - X_A) M_B}$
	$C_M = \frac{X_A \cdot 1000\rho}{X_A M_A + (1 - X_A) M_B}$

Окончание табл. 2

Концентрация (данная)	Способ выражения состава раствора (определяемая концентрация)
$X_А = \frac{n_А}{n_А + n_В}$	$C_N = \frac{X_А \cdot 1000\rho}{\left[X_А M_А + (1 - X_А) M_В\right] f_{экв}}$
	$C_m = \frac{X_А \cdot 1000}{(1 - X_А) M_В}$
	$T = \frac{X_А M_А \rho}{X_А M_А + (1 - X_А) M_В}$
T, г/мл р-ра	$\omega = \frac{T \cdot 100}{\rho}$
	$C_M = \frac{T \cdot 1000}{M_А}$
	$C_N = \frac{T \cdot 1000}{M_А f_{экв}}$
	$C_m = \frac{T \cdot 1000}{M_А (\rho - T)}$
	$X_А = \frac{T M_В}{T(M_В - M_А) + \rho M_А}$

Приготовление раствора с заданной процентной концентрацией. Представленный ниже материал существенно облегчает расчеты при приготовлении растворов с заданной процентной концентрацией (с заданной массовой долей растворенного вещества ω, %). Поэтому предложенные математические приемы могут быть рекомендованы для практического использования.

1. *Растворение вещества в растворителе.* Используемая формула:

$$x = \frac{Aa}{100};$$

$$b = a - x,$$

где x – масса растворяемого вещества, необходимая для приготовления требуемой массы (a) раствора с заданной процентной концентрацией (A); b – масса растворителя.

2. *Растворение кристаллогидрата в растворителе*. При растворении кристаллогидрата в воде необходимо учитывать разбавление раствора за счет кристаллизационной воды.

Используемая формула:

$$x = \frac{A_{б.в} z}{1 - \frac{A_{б.в}(z-1)}{100}},$$

где x – масса кристаллогидрата, которую надо растворить в 100 г воды, чтобы приготовить раствор с заданной концентрацией; $A_{б.в}$ – требуемая концентрация безводного вещества (в граммах) на 100 г воды; $z = \frac{M_1}{M}$ (M_1 и M – молекулярные массы кристаллогидрата и безводного вещества соответственно).

3. *Приготовление раствора с требуемой концентрацией по правилу смешивания (правило «креста»).* Требуемую концентрацию записывают в форме «креста», а концентрации исходных растворов – у концов обеих линий слева (большая – вверху, меньшая – внизу). Затем из записанных чисел вычитают величину, стоящую в центре, и разности записывают на тех же линиях (справа). Полученные числа (справа – вверху и внизу) указывают, сколько массовых частей каждого раствора следует взять, чтобы получить раствор требуемой концентрации.

4. *Разбавление раствора до требуемой концентрации прибавлением растворителя.* Поступают так же, как и в предыдущем случае, но вместо меньшей концентрации внизу ставят «0».

Примеры расчета.

1. Готовим 40 г 10%-ного раствора вещества:

a = 40 г; A = 10%; b = 40 – 4 = 36 г, так как $x = \frac{10 \cdot 40}{100} = 4$ г.

Таким образом, для приготовления раствора необходимо в 36 г растворителя растворить 4 г вещества.

2. Готовим 40%-ный раствор $CuSO_4 \cdot 5H_2O$:

$$M(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = M(CuSO_4) + 5M(H_2O);$$

$$M(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = 159{,}6 + 90 = 249{,}6;$$

$$z = \frac{M\left(CuSO_4 \cdot 5H_2O\right)}{M(CuSO_4)} = \frac{249{,}6}{159{,}6} = 1{,}56.$$

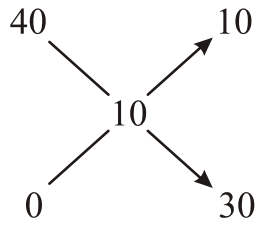
40%-ный раствор $CuSO_4$ содержит 66,67 г $CuSO_4$ на 100 г воды:

$$x = \frac{A_{б.в} z}{1 - \frac{A_{б.в}(z-1)}{100}} = \frac{66,67 \cdot 1,56}{1 - \frac{66,67 \cdot (1,56-1)}{100}} = \frac{104,0}{1 - \frac{37,3}{100}} = \frac{104,0}{0,627} = 165,8.$$

Следовательно, для приготовления раствора необходимо растворить 165,8 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ в 100 г воды.

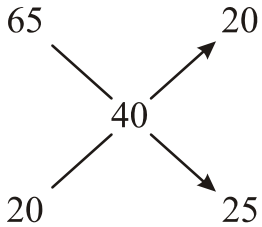
3. Определяем массу раствора NaOH с массовой долей 40%, которую необходимо добавить к воде массой 600 г для получения раствора NaOH с массовой долей 10%.

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



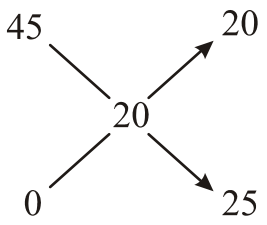
Таким образом, на 10 массовых единиц раствора NaOH (ω = 40%) надо взять 30 массовых частей воды, т. е. смешать их в массовом соотношении 1 : 3, или на 600 г воды следует взять 200 г раствора NaOH, или $0,1 = 0,4x / (x + 600)$. Отсюда $x = 200$ г.

4. Готовим 40%-ный раствор из 65%-ного и 20%-ного растворов:



Следовательно, для приготовления 40%-ного раствора необходимо взять 20 массовых частей 65%-ного раствора и 25 массовых частей 20%-ного раствора.

5. Готовим 20%-ный раствор из 45%-ного раствора:



Таким образом, для приготовления 20%-ного раствора необходимо взять 20 массовых частей 45%-ного раствора и 25 массовых частей растворителя (воды).

Для приготовления растворов различной процентной концентрации можно воспользоваться табл. 3 (*A* – заданная концентрация вещества в растворе, мас. %; *B* – число граммов вещества, которое необходимо растворить в 100 г растворителя).

Таблица 3

Количество растворителя, необходимое для приготовления раствора с требуемой концентрацией, мас. %

A	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
0	*B* → 0,00	1,01	2,04	3,09	4,17	5,26	6,43	7,53	8,70	9,89
10	11,11	12,36	13,63	14,94	16,23	17,65	19,05	20,48	21,95	23,46
20	25,00	26,58	28,21	29,87	31,58	33,33	35,14	36,99	38,89	40,84
30	42,85	44,94	47,05	49,25	51,32	53,85	56,25	58,74	61,29	63,94
40	66,67	69,49	72,41	75,44	78,57	81,81	85,19	88,67	92,30	96,07
50	100,00	104,08	108,33	112,77	117,39	122,22	127,27	132,56	138,10	143,90
60	150,00	156,41	163,16	170,27	177,78	185,41	194,12	203,03	212,50	222,50
70	233,33	244,83	257,14	270,37	284,62	300,00	316,67	334,78	354,55	376,19
80	400,00	426,32	455,56	488,24	525,00	566,67	614,29	669,23	733,33	809,09
90	900	1011	1150	1329	1566	1900	2400	3234	4900	9900
A	0,0	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8	0,9
0	*B* → 0,00	0,1001	0,2004	0,3009	0,4016	0,5026	0,604	0,705	0,8065	0,908
1	1,010	1,112	1,251	1,317	1,420	1,523	1,626	1,730	1,833	1,937
2	2,041	2,145	2,250	2,354	2,459	2,564	2,669	2,775	2,881	2,987
3	3,097	3,200	3,305	3,413	3,520	3,712	3,735	3,842	3,950	4,050
4	4,167	4,276	4,384	4,494	4,608	4,712	4,823	4,932	5,042	5,156
5	5,264	5,374	5,485	5,598	5,709	5,822	5,932	6,046	6,156	6,270
6	6,428	6,495	6,610	6,724	6,838	6,952	7,071	7,181	7,296	7,411
7	7,527	7,644	7,759	7,882	7,991	8,110	8,221	8,343	8,461	8,576
8	8,696	8,815	8,933	9,051	9,171	9,290	9,410	9,528	9,649	9,770
9	9,890	10,01	10,13	10,23	10,38	10,50	10,62	10,74	10,88	10,98

Тема 8. ВОДНЫЕ РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Основные положения теории электролитической диссоциации. Диссоциация кислот, оснований, солей (средних, кислых, основных) в водных растворах. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Уравнения реакций в ионно-молекулярной форме. Химическое равновесие в растворах слабых электролитов.

Константа диссоциации слабых электролитов. Состояние сильных электролитов в водных растворах. Определение концентрации ионов в растворах. Электролитическая диссоциация молекул воды. Ионное произведение воды. Концентрация ионов водорода и гидроксид-ионов в нейтральных, щелочных и кислых растворах. Водородный показатель pH. Понятие об индикаторах.

Растворимость малорастворимых сильных электролитов. Понятие произведения растворимости (ПР). Расчет растворимости малорастворимого вещества при заданном значении ПР и определение величины ПР при заданной растворимости.

Условия образования осадка в растворе малорастворимого электролита. Факторы, влияющие на растворимость малорастворимого электролита.

Литература

1. Новиков, Г. И. Введение в неорганическую химию. В 2 ч. Ч. 1 / Г. И. Новиков. – Минск: Выш. шк., 1973. – С. 130–142.

2. Кузьменко, А. Л. Справочник по общей и неорганической химии / А. Л. Кузьменко. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 51–54, 56–58.

3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 201–206, 208–212.

4. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Соврем. шк., 2007. – С. 222–259.

5. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 245–286.

6. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 194–207, 274–300.

7. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1984. – Гл. 8, § 80–87, 90.

8. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1984. – Гл. 7, § 1–4.

9. Жарский, И. М. Практикум по химии / И. М. Жарский, О. Н. Комшилова. – Минск: Выш. шк., 1986. – С. 40, № 1–10, 13, 17, 19, 23–25.

Теоретические сведения

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***. Поскольку 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:

$$HCl = H^+ + Cl^-,$$
$$Ca(OH)_2 = Ca^{2+} + 2OH^-,$$
$$Na_2CO_3 = 2Na^+ + CO_3^{2-}.$$

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:

$$HNO_3 = H^+ + NO_3^-.$$

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

$$NaOH = Na^+ + OH^-,$$
$$NH_3 \cdot H_2O \leftrightarrow NH_4OH \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-.$$

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

$$KNO_3 = K^+ + NO_3^-,$$
$$CaCl_2 = Ca^{2+} + 2Cl^-.$$

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

$$\alpha = \frac{n}{N}.$$

В зависимости от степени диссоциации все электролиты условно делят на сильные ($\alpha > 0{,}3$), средние (α от 0,03 до 0,3) и слабые ($\alpha < 0{,}03$). Степень диссоциации зависит от природы электролита и 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 у сильных отсутствует. Константа диссоциации показывает отношение произведения концентрации ионов в растворе слабого электролита к концентрации недиссоциированных молекул:

$$K_д = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]}.$$

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 α электролита возрастает:

$$K_д = C\alpha^2,$$

или

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_д}{C}}.$$

Пример 1. Определите, сколько отдельных частиц растворенного вещества содержит 1 л раствора, если степень диссоциации уксусной кислоты CH_3COOH 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 $n = 6{,}02 \cdot 10^{21} \cdot 0{,}2$. Поскольку каждая молекула уксусной кислоты при диссоциации образует два иона, то в растворе будет содержаться $(N - n) + 2n$ частиц, т. е. $(6{,}02 \cdot 10^{21} - 6{,}02 \cdot 10^{21} \cdot 0{,}2) + 2 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{21} \cdot 0{,}2 = 7{,}22 \cdot 10^{21}$ частиц.

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

Решение. Прибавление NH_4Cl приведет к повышению концентрации ионов NH_4^+, и равновесие диссоциации $NH_3 \cdot H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$ сместится влево – степень диссоциации уменьшится. С добавлением H_2CO_3 снизится концентрация ионов OH^- в результате образования малодиссоциированных молекул воды, равновесие сместится вправо – степень диссоциации увеличится.

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

Решение. По закону разбавления

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

Реакции ионного обмена – реакции в растворе между ионами. Суть реакций ионного обмена отражает уравнение в ионной форме (ионное уравнение), в котором учитывается существование сильного электролита в растворе преимущественно в диссоциированном виде.

Упрощая написание ионных уравнений, допускают запись диссоциации кислот с образованием H^+, а не H_3O^+. Кроме того, формулы слабых электролитов и нерастворимых в воде веществ в ионных уравнениях принято записывать в недиссоциированной на ионы форме (ионно-молекулярные уравнения).

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

1) образование осадков:

$$Ba(NO_3)_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaNO_3.$$

Полное ионно-молекулярное уравнение:

$$Ba^{2+} + 2NO_3^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow + 2Na^+ + 2NO_3^-.$$

Сокращенное ионно-молекулярное уравнение:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow;$$

2) выделение газов (например, CO_2, SO_2, H_2S, NH_3):

$$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + CO_2\uparrow + H_2O;$$
$$2Na^+ + CO_3^{2-} + 2H^+ + 2Cl^- = 2Na^+ + 2Cl^- + CO_2\uparrow + H_2O;$$
$$CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2\uparrow + H_2O;$$

3) образование слабых электролитов (например, воды):

$$NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O;$$
$$Na^+ + OH^- + H^+ + NO_3^- = Na^+ + NO_3^- + H_2O;$$
$$OH^- + H^+ = H_2O;$$
$$CH_3COONa + HCl = NaCl + CH_3COOH;$$
$$CH_3COO^- + Na^+ + H^+ + Cl^- = Na^+ + Cl^- + CH_3COOH;$$
$$CH_3COO^- + H^+ = CH_3COOH.$$

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

$$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S\uparrow;$$
$$FeS + 2H^+ + 2Cl^- = Fe^{2+} + 2Cl^- + H_2S\uparrow;$$
$$FeS + 2H^+ = Fe^{2+} + H_2S\uparrow;$$
$$CuCl_2 + H_2S = CuS\downarrow + 2HCl;$$
$$Cu^{2+} + 2Cl^- + H_2S = CuS\downarrow + 2H^+ + 2Cl^-;$$
$$Cu^{2+} + H_2S = CuS\downarrow + 2H^+.$$

Ионное произведение воды. Водородный показатель. Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов в воде называют ***ионным произведением воды***. При 25 °С ионное произведение воды

$$K_W = \left[H^+\right]\left[OH^-\right] = 10^{-14}.$$

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

$$\mathrm{pH} = -\lg\left[\mathrm{H}^+\right].$$

Для нейтрального раствора:

$$\left[\mathrm{H}^+\right] = \left[\mathrm{OH}^-\right] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}\ \text{моль/л},$$

тогда

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

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;	pOH = 7 – среда нейтральная;
pH < 7 – среда кислая;	pOH > 7 – среда кислая;
pH > 7 – среда щелочная;	pOH < 7 – среда щелочная.

Пример 4. Концентрация ионов водорода в растворе равна $2{,}5 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Определите pH раствора.

Решение.

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

Пример 5. Рассчитайте pH 0,1 н. раствора синильной кислоты HCN, константа диссоциации которой $4{,}9 \cdot 10^{-10}$.

Решение. Найдем степень диссоциации слабого электролита

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{д}}}{C}} = \sqrt{\frac{4{,}9 \cdot 10^{-10}}{0{,}1}} = 7 \cdot 10^{-5}$$

и концентрацию ионов водорода

$$C_{\mathrm{H}^+} = 0{,}1 \cdot 1 \cdot 7 \cdot 10^{-5} = 7 \cdot 10^{-6}\ \text{моль/л}.$$

Тогда

$$\mathrm{pH} = -\lg 7 \cdot 10^{-6} = 5{,}15.$$

Тема 9. ГИДРОЛИЗ И АМФОТЕРНЫЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ

Гидролиз. Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза солей: 1) соль образована слабым основанием и сильной кислотой; 2) соль образована сильным основанием и слабой кислотой; 3) соль образована слабым основанием и слабой кислотой.

Запись уравнения реакции гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной форме. Простой, ступенчатый, полный гидролиз. Степень гидролиза, константа гидролиза. Зависимость степени гидролиза от концентрации, температуры, природы соли. Факторы, способствующие гидролизу и подавляющие его. Расчет pH гидролиза. Совместный гидролиз. Гидролиз кислых и основных солей.

Теория кислот и оснований, амфотерность гидроксидов. Роль гидролиза и влияние характера гидроксидов на проведение химического анализа.

Литература

1. Новиков, Г. И. Введение в неорганическую химию. В 2 ч. Ч. 1 / Г. И. Новиков. – Минск: Выш. шк., 1973. – С. 181–197.
2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – С. 151–158.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 225–234.
4. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Соврем. шк., 2007. – С. 237–251.
5. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 265–270.
6. Угай, Я. А. Неорганическая химия / Я. А. Угай. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 5–24.
7. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 296.
8. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – 2004. – С. 59–77.

9. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1984. – Гл. 8, § 92.

10. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1984. – Гл. 7, § 5.

Теоретические сведения

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:

$$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-.$$

В чистой воде концентрация ионов водорода H^+ равна концентрации ионов OH^- и pH = 7. При внесении в воду солей, в состав которых входят ионы слабых кислот (или слабых оснований), эти ионы связываются с ионами H^+ или 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, т. е. соли, образованные:

1) слабым основанием и сильной кислотой, например NH_4NO_3;

2) сильным основанием и слабой кислотой, например Na_2CO_3;

3) слабым основанием и слабой кислотой, например $A1_2S_3$.

Соли сильных оснований и сильных кислот, например 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 следующих солей:

а) CH_3COONa;

б) $CuSO_4$.

Укажите реакцию среды растворов этих солей.

Решение.

а) ацетат натрия CH_3COONa – соль слабой кислоты CH_3COOH и сильного основания NaOH. При растворении в воде анионы CH_3COO^-

(как ионы слабой кислоты) связывают ионы H^+ воды, образуя молекулы слабого электролита CH_3COOH. Соль гидролизуется по аниону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:

$$CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrow CH_3COOH + OH^-,$$

молекулярное уравнение:

$$CH_3COONa + H_2O \leftrightarrow CH_3COOH + NaOH.$$

В результате гидролиза в растворе появляется некоторый избыток ионов OH^-, поэтому раствор CH_3COONa имеет щелочную реакцию (pH > 7);

б) сульфат меди $CuSO_4$ – соль слабого основания $Cu(OH)_2$ и сильной кислоты H_2SO_4. В этом случае катионы Cu^{2+} связывают гидроксильные ионы OH^- воды, образуя катионы основной соли $(CuOH)^+$. Молекулы $Cu(OH)_2$ не образуются, так как ионы $(CuOH)^+$ диссоциируют намного труднее, чем молекулы $Cu(OH)_2$. В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени. Соль гидролизуется по катиону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:

$$Cu^{2+} + H_2O \leftrightarrow (CuOH)^+ + H^+,$$

молекулярное уравнение:

$$2CuSO_4 + 2H_2O \leftrightarrow (CuOH)_2SO_4 + H_2SO_4.$$

В растворе создается избыток ионов H^+, поэтому раствор $CuSO_4$ имеет кислую реакцию (pH < 7).

Пример 2. Какие вещества образуются при сливании растворов $AlCl_3$ и Na_2CO_3? Составьте ионно-молекулярные уравнения.

Решение. Соль $AlCl_3$ гидролизуется по катиону слабого основания, а Na_2CO_3 – по аниону слабой кислоты:

$$Al^{3+} + H_2O \leftrightarrow (AlOH)^{2+} + H^+;$$
$$CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow (HCO_3)^- + OH^-.$$

Поскольку соли находятся в одном сосуде, ионы H^+ и OH^-, появляющиеся в растворе, взаимодействуют с образованием молекулы слабого электролита H_2O, и происходит взаимное усиление гидролиза этих солей. При этом равновесие гидролиза сдвигается вправо, и гидролиз каждой соли идет до конца с образованием $Al(OH)_3$ и H_2CO_3 (или CO_2). Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:

$$2Al^{3+} + 3CO_3^{2-} + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 3H_2CO_3,$$

или

$$2Al^{3+} + 3CO_3^{2-} + 3H_2O = 2Al(OH)_3 + 3CO_2,$$

молекулярное уравнение:

$$2AlCl_3 + 3Na_2CO_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 3H_2CO_3 + 6NaCl,$$

или

$$2AlCl_3 + 3Na_2CO_3 + 3H_2O = 2Al(OH)_3 + 3CO_2 + 6NaCl.$$

Пример 3. Рассчитайте константу и степень гидролиза соли Na_2CO_3 в ее 0,001 М растворе при 298 К, учитывая только первую ступень процесса.

Решение. Соль Na_2CO_3 образована сильным основанием и слабой кислотой, поэтому гидролиз идет по иону CO_3^{2-}. Уравнение реакции выглядит так

$$CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-.$$

Константа равновесия процесса

$$K_C = \frac{C_{HCO_3^-} C_{OH^-}}{C_{CO_3^{2-}} C_{H_2O}},$$

умноженная на концентрацию воды C_{H_2O}

$$K_C C_{H_2O} = \frac{C_{HCO_3^-} C_{OH^-}}{C_{CO_3^{2-}}},$$

называется константой гидролиза соли. Ее вычисляют по формуле

$$K_г = \frac{K_\omega}{K_{д\,(HCO_3^-)}},$$

где K_ω – ионное произведение воды; $K_{д\,(HCO_3^-)}$ – константа диссоциации продукта гидролиза. Значит,

$$K_г = \frac{10^{-14}}{4{,}8 \cdot 10^{-11}}.$$

Следует обратить внимание на то, что величина константы гидролиза зависит от температуры, а для случаев (1) и (2) константа гидролиза зависит, а в случае (3) не зависит от концентрации растворенного вещества.

Степень гидролиза β может быть вычислена по формуле

$$K_г = \frac{\beta^2 C_0}{1-\beta},$$

или

$$K_г = \beta^2 C_0;$$

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

откуда β = 0,36, или β = 36%.

Пример 4. Определите pH 0,1 М раствора NH_4Cl.

Решение. Соль NH_4C1 образована слабым основанием и сильной кислотой, поэтому гидролиз идет по иону NH_4^+. Уравнение реакции имеет вид

$$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrow NH_3 \cdot H_2O + H^+.$$

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

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

C_{H^+} в растворе NH_4Cl равна концентрации прореагировавших ионов NH_4^+. Значение $C_{NH_4^+}$ найдем по уравнению

$$C_{H^+} = C_{NH_4^+} = \beta C_0 = \beta \cdot 0{,}1.$$

Степень гидролиза соли β определим из следующего соотношения:

$$\beta = \sqrt{\frac{K_г}{C_0}} = \frac{K_\omega}{K_{д\,(NH_3 \cdot H_2O)}};$$

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

Зная β, вычислим pH:

$$C_{H^+} = 0{,}1 \cdot 0{,}75 \cdot 10^{-4} = 7{,}5 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л};$$

$$pH = -\lg 7{,}5 \cdot 10^{-6} = 5{,}125.$$

Тема 10. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

Понятие об электродных потенциалах. Измерение электродных потенциалов. Водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы. Ряд напряжений металлов. Уравнение Нернста. Гальванический элемент. Стандартные потенциалы редокс-систем. Окислительно-восстановительные реакции в химическом анализе. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций. Аккумуляторы.

Электролиз. Сущность электролиза. Электролиз расплавов. Последовательность разрядки ионов в водных растворах электролитов. Электролиз с растворимыми и нерастворимыми анодами. Вторичные процессы при электролизе. Явление перенапряжения.

Коррозия металлов. Основные виды коррозии. Методы защиты от коррозии.

Литература

1. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – С. 182–185, 188, 193–200.

2. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 240–248.

3. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Соврем. шк., 2007. – С. 260–286.

4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 190–195, 202–212.

5. Шрайвер, Д. Неорганическая химия. В 2 т. Т. 1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М.: Мир, 2004. – С. 281–325.

6. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 305–319.

7. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – 2004. – С. 149–189.

8. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1984. – Гл. 9, § 98–104.

9. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – Л.: Химия, 1984. – Гл. 8, § 5–7.

10. Жарский, И. М. Практикум по химии / И. М. Жарский, О. Н. Комшилова. – Минск: Выш. шк., 1986. – С. 57, № 1–5, 8, 9.

Теоретические сведения

Электродный потенциал. Одним из центральных понятий в электрохимии является электродный потенциал, который связан с возникновением двойного электрического слоя на границе металл – раствор.

Рассмотрим механизм возникновения электродного потенциала на примере ионно-металлического электрода, который представляет собой металлическую пластину, погруженную в полярную жидкость.

Как известно, в кристаллической решетке металлов находятся как атомы, так и ионы, связанные подвижным равновесием:

$$\mathrm{Me} \leftrightarrow \mathrm{Me}^{n+} + ne^{-},$$

где Me – атом металла; Me^{n+} – ион металла; n – заряд иона, e^{-} – электрон.

Под действием полярных молекул воды ионы поверхностного слоя металла гидратируются и переходят в раствор, заряжая его положительно, а избыток электронов на металле создают отрицательный заряд. Появление отрицательного заряда на электроде препятствует выходу катионов в раствор, часть же катионов из раствора, взаимодействуя с электронами, входят в узлы кристаллической решетки металла, которую они покинули. При достижении равенства скоростей выхода катионов в раствор и их вхождения в металл устанавливается динамическое равновесие:

$$\mathrm{Me} + \mathrm{aq} \leftrightarrow \mathrm{Me}_{\mathrm{aq}}^{n+} + ne^{-},$$

где aq – молекулы воды (гидратация).

Результатом установившегося динамического равновесия является возникновение двойного электрического слоя (рис. 5), который напоминает плоский конденсатор, одна из обкладок которого представлена поверхностью металла, а другая – слоем ионов, находящихся в растворе.

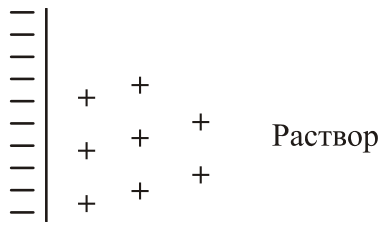


Рис. 5. Двойной электрический слой
на границе раздела фаз металл – раствор

Однако ионный слой не весь сосредоточен у поверхности металла, а вследствие теплового движения частично размыт в растворе. На границе раздела фаз металл – раствор (как и в случае между обкладками конденсатора) возникает разность электростатических потенциалов, которую называют ***скачком потенциала***, или ***электродным потенциалом*** φ.

Аналогичный процесс можно наблюдать и при погружении металла в водный раствор собственной соли. Здесь могут отмечаться три случая:

1) вследствие увеличения концентрации катионов в растворе равновесие ($Me + aq \leftrightarrow Me_{aq}^{n+} + ne^-$) будет смещено в сторону входа катионов в узлы кристаллической решетки, поэтому отрицательный заряд электрода в растворе собственной соли будет меньше, чем в чистой воде;

2) изменяя концентрацию соли в растворе, можно добиться того, что образование двойного электрического слоя не произойдет;

3) малоактивные металлы (медь, серебро, золото, платина и др.) характеризуются наличием прочной кристаллической решетки (высокой энергией связи катиона с электроном). В данном случае окисление металла происходит с трудом, в то время как катионы из раствора активно осаждаются на поверхность металла. Электрод в этом случае заряжается положительно, а раствор – отрицательно из-за избытка оставшихся в нем анионов.

Таким образом, строение двойного электрического слоя, а следовательно, и электродный потенциал зависят от металла, который используют в качестве электрода, концентрации катионов металла в растворе, оказывающей влияние на равновесие процесса, и температуры, которая влияет на K_C.

Зависимость электродного потенциала от концентрации катионов в растворе и температуры описывается уравнением Нернста:

$$\varphi_{Me^{n+}/Me} = \varphi^\circ + \frac{RT}{nF}\ln\frac{a(\text{ox})}{a(\text{red})},$$

где R – универсальная газовая постоянная; n – число электронов, участвующих в окислительно-восстановительной реакции; F – число Фарадея; a(ox), a(red) – активности соответственно окисленной и восстановительной формы. Если рассматривать потенциал металла в растворе его собственной соли, то при P = 101,325 кПа и T = 298 К активность чистого металла постоянна и принята равной единице, следовательно a(red) = = a(Me) = 1. В этом случае вышеуказанное выражение упрощается:

$$\varphi_{Me^{n+}/Me} = \varphi° + \frac{RT}{nF} \ln a(Me^{n+}).$$

В разбавленном растворе вместо активностей можно подставить концентрации. Уравнение Нернста характеризует электродный потенциал в условиях, отличных от стандартных. В данном уравнении φ° – стандартный электродный потенциал. ***Стандартным электродным потенциалом*** считают потенциал, возникающий при погружении металлического электрода в раствор собственной соли при стандартных условиях (T = 298 К, концентрация катионов металла – 1 моль/л) и измеренный относительно водородного электрода. Если в уравнение Нернста подставить значения соответствующих констант R, T и F, то с учетом перехода от ln к lg получим:

$$\varphi_{Me^{n+}/Me} = \varphi° + \frac{0,059}{n} \lg C(Me^{n+}).$$

Измерение электродного потенциала. Измерить абсолютное значение электродного потенциала, возникающего на границе металл – раствор, невозможно, так как для подключения измерительного прибора необходим второй металлический электрод. В таком случае измеряют только относительную величину потенциала по отношению к электроду, принятому за стандарт. Согласно международному соглашению, таким стандартным электродом является водородный электрод, потенциал которого принят равным нулю.

Водородный электрод состоит из платиновой пластины, покрытой тонким слоем платиновой черни и опущенной в водный раствор серной кислоты с активной концентрацией $a(H^+)$, равной 1 моль/л. Через этот раствор пропускается ток чистого водорода под давлением 101,3 кПа, который омывает платиновую пластину. Избыток водорода удаляется через верхнюю трубку (рис. 6). Платина, как и многие другие металлы этой группы, способна насыщаться водородом, в результате чего вся поверхность платиновой пластинки оказывается покрытой слоем водорода. В результате адсорбции на платине водорода на границе электрода с раствором устанавливается равновесие

$$H_{2(г)} \leftrightarrow 2H_{aq}^{+} + 2e^{-}.$$

Таким образом, водородный электрод, подобно металлическому, представляет собой восстановительную форму H_2^0, погруженную в раствор, который содержит окисленную форму H^+.

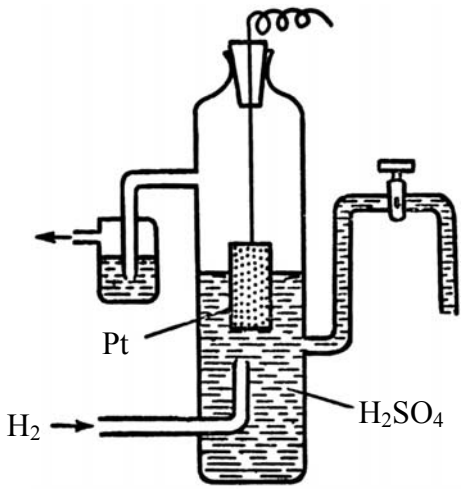


Рис. 6. Строение водородного электрода

Между поверхностным слоем водорода на платине и раствором устанавливается равновесие

$$H_{aq}^{+} + e^{-} \leftrightarrow H_{(г)},$$

и возникает разность потенциалов, которая, как указано выше, принята равной нулю.

Для измерения величины стандартного электродного потенциала металлического электрода данный электрод соединяют с водородным электродом проводником первого рода. При замыкании электрической цепи вследствие разности электродных потенциалов начнется движение электронов от электрода с меньшим потенциалом (обладающего избытком электронов) к электроду с большим потенциалом (обладающему меньшим количеством электронов). Так, если в качестве измеряемого электрода выступает цинк, то движение электронов будет направлено от цинка к платине (рис. 7).

Уменьшение электронов на цинковой пластине будет смещать равновесие в сторону выхода катионов цинка в раствор, а следовательно, на цинковом электроде будет протекать процесс окисления:

$$Zn_{(тв)}^{0} \rightarrow Zn_{aq}^{2+} + 2e^{-}.$$

На водородном электроде катионы H^{+} принимают электроны и восстанавливаются:

$$2H_{aq}^{+} + 2e^{-} \rightarrow H_{2(г)}.$$

Принято считать электрод, на котором протекает процесс окисления, *анодом*, а на котором идет процесс восстановления – *катодом*.

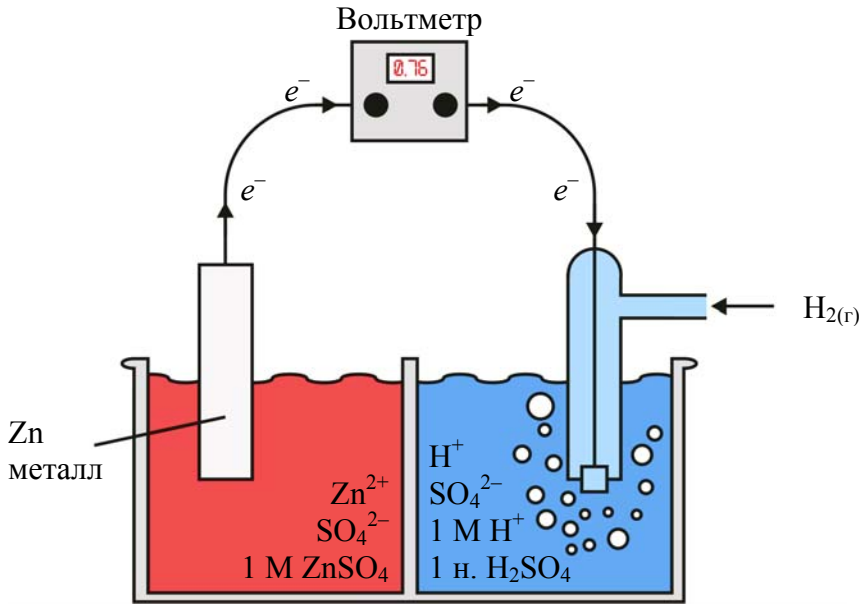


Рис. 7. Измерение стандартного потенциала цинкового электрода

Зная величину ЭДС, измеренную в такой системе, можно легко вычислить потенциал электрода.

Поскольку в рассматриваемом процессе катодом является водородный электрод, а

$$\varphi^\circ_{2H^+/H_2} = 0,$$

$$\Delta\varphi^\circ = \text{ЭДС},$$

$$\varphi^\circ_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76 \text{ В}.$$

Если потенциал измеряемого электрода больше водородного, то движение электронов будет направлено от платины к металлу и величина потенциала электрода будет положительной.

Электрохимический ряд напряжений металлов. Если расположить все металлы по возрастанию величины стандартного электродного потенциала, получают ряд напряжений металлов, который представляет собой электрохимическую характеристику металлов (табл. 4). В этом ряду чем ниже алгебраическая величина электродного потенциала, тем с большей легкостью данный металл отдает электроны (окисляется) и тем самым проявляет более высокую восстановительную способность. Например, кальций ($\varphi^\circ_{Ca^{2+}/Ca} = -2,868$ В) является лучшим восстановителем, чем железо ($\varphi^\circ_{Fe^{2+}/Fe} = -0,447$ В). Чем больше алгебраическая

величина электродного потенциала, тем тяжелее данный металл отдает электроны, а катион, соответствующий данному металлу, является более активным акцептором электронов. Например, катион Cu^{2+} более сильный окислитель, чем Zn^{2+}, а тем более Ca^{2+}. Таким образом, в электрохимическом ряду напряжений с возрастанием величины стандартного электродного потенциала металлов увеличивается окислительная способность катионов, соответствующих этим металлам, восстановительная же способность атомов металлов в этом ряду уменьшается. С уменьшением стандартного электродного потенциала наблюдается зависимость, противоположная, рассмотренной выше.

Таблица 4

Электрохимический ряд напряжений металлов

Электрод	φº, В	Электрод	φº, В
Li^{+}/Li	–3,0401	Cd^{2+}/Cd	–0,4030
Cs^{+}/Cs	–3,026	In^{3+}/In	–0,3382
Rb^{+}/Rb	–2,98	Co^{2+}/Co	–0,28
K^{+}/K	–2,931	Ni^{2+}/Ni	–0,257
Ba^{2+}/Ba	–2,912	Pb^{2+}/Pb	–0,1262
Ca^{2+}/Ca	–2,868	Fe^{3+}/Fe	–0,037
Na^{+}/Na	–2,71	$2H^{+}/H_2$	0,000
Mg^{2+}/Mg	–2,372	Re^{3+}/Re	+0,300
Al^{3+}/Al	–1,662	Bi^{3+}/Bi	+0,308
Ti^{2+}/Ti	–1,630	Cu^{2+}/Cu	+0,3419
Zr^{4+}/Zr	–1,45	Cu^{+}/Cu	+0,521
Mn^{2+}/Mn	–1,185	Hg_2^{2+}/Hg	+0,7973
V^{2+}/V	–1,175	Ag^{+}/Ag	+0,7996
Cr^{2+}/Cr	–0,913	Hg^{2+}/Hg	+0,851
Zn^{2+}/Zn	–0,7618	Pt^{2+}/Pt	+1,18
Cr^{3+}/Cr	–0,744	Au^{3+}/Au	+1,498
Fe^{2+}/Fe	–0,447	Au^{+}/Au	+1,692

Все металлы, расположенные в электрохимическом ряду напряжений до водорода, имеют более отрицательный потенциал, чем у водорода, а следовательно, в стандартных условиях могут быть окислены H^{+}. По этой причине эти металлы могут вытеснять водород из растворов разбавленных сильных минеральных кислот. Металлы, расположенные после водорода, не вытесняют водород из растворов разбавленных кислот.

Потенциал водородного электрода зависит от концентрации катионов H^{+} в растворе:

$$\varphi^\circ_{2H^+/H_2} = 0,059 \lg C_{H^+}.$$

Поскольку величина $\lg C_{H^+} = -pH$,

$$\varphi^\circ_{2H^+/H_2} = -0,059pH.$$

Из этого следует, что металлы, имеющие более отрицательный потенциал, чем –0,413 В, могут восстанавливать водород из воды. К ним относятся металлы, расположенные в электрохимическом ряду ниже кадмия включительно. Однако на практике не все металлы, расположенные до кадмия, вытесняют водород из воды, а металлы, расположенные до водорода, – водород из растворов кислот. Это происходит потому, что при окислении некоторых металлов на их поверхности образуются нерастворимые пленки, препятствующие дальнейшему взаимодействию. Примером этому может служить пассивирование свинца в серной кислоте из-за нерастворимости соли $PbSO_4$. Металлы в ряду электрохимического напряжения до магния взаимодействуют с водой, магний вытесняет водород из горячей воды, а все последующие металлы, включая кадмий, образуют на поверхности нерастворимые гидроксиды и не взаимодействуют с водой.

Таким образом, электрохимический ряд напряжений металлов нужно использовать с учетом особенностей данного химического процесса.

Окислительно-восстановительные потенциалы. ***Окислительно-восстановительным*** называют потенциал, возникающий на границе платинового электрода и раствора, содержащего окисленную и восстановленную форму вещества. Для примера рассмотрим платиновую пластину, погруженную в водный раствор солей $FeCl_2$ и $FeCl_3$.

Платина является инертным металлом, и поэтому переход катионов платины в раствор невозможен.

Катионы Fe^{3+} являются окисленной формой по отношению к катионам Fe^{2+} и могут восстанавливаться, отбирая при этом электроны у платинового электрода и заряжая его положительно. Катионы Fe^{2+} являются восстановленной формой и отдают электроны платине, окисляясь до Fe^{3+}. При достижении равенства скоростей процессов окисления и восстановления устанавливается химическое равновесие.

Суммарный окислительно-восстановительный потенциал зависит от концентрации как окисленной (Fe^{3+}), так и восстановленной (Fe^{2+}) формы катионов железа в растворе и определяются уравнением Нернста:

$$\varphi_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = \varphi^{\circ}_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} + \frac{RT}{nF}\ln\frac{C_{Fe^{3+}}}{C_{Fe^{2+}}}.$$

Стандартным окислительно-восстановительным потенциалом **φ°** считают потенциал, возникающий на платиновом электроде, погруженном в раствор с концентрацией окисленной и восстановленной формы, равной 1 моль/л при температуре 298 К.

Измеряют величины стандартных окислительно-восстановительных потенциалов относительно стандартного водородного электрода. Некоторые значения φ° приведены в табл. 5.

Таблица 5

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы в водных растворах при 25 °С

Электродная полуреакция	φ°, В
$Al(OH)_4^- + 3e^- = Al + 4OH^-$	–2,328
$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- = H_2SO_3 + H_2O$	0,172
$SO_4^{2-} + H_2O + 2e^- = SO_3^{2-} + 2OH^-$	–0,93
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- = 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,232
$HCrO_4^- + 7H^+ + 3e^- = Cr^{3+} + 4H_2O$	1,350
$O_2 + 2H_2O + 4e^- = 4OH^-$	0,401
$O_2 + 4H^+ + 4e^- = 2H_2O$	1,229
$O_2 + H_2O + 2e^- = HO_2^- + OH^-$	–0,076
$O_2 + 2H^+ + 2e^- = H_2O_2$	0,695
$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- = MnO_2 + 4OH^-$	0,595
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O$	1,507
$MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- = MnO_2 + 2H_2O$	1,679
$MnO_4^- + e^- = MnO_4^{2-}$	0,558
$F_2 + 2e^- = 2F^-$	2,866
$Cl_2 + 2e^- = 2Cl^-$	1,35827
$Br_2 + 2e^- = 2Br^-$	1,066
$I_2 + 2e^- = 2I^-$	0,5355
$Fe^{3+} + e^- = Fe^{2+}$	0,771
$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- = NO + 2H_2O$	0,957
$2NO_3^- + 4H^+ + 2e^- = N_2O_4 + 2H_2O$	0,803
$NO_3^- + H_2O + 2e^- = NO_2^- + 2OH^-$	0,01
$S_2O_8^{2-} + 2e^- = 2SO_4^{2-}$	2,010

Направление окислительно-восстановительных реакций. Рассмотрим реакцию взаимодействия хлорида железа (III) с хлоридом олова (II), которая протекает по схеме

$$2FeCl_3 + SnCl_2 = 2FeCl_2 + SnCl_4.$$

Для предсказания возможности протекания данной реакции необходимо рассчитать величину изменения энергии Гиббса $\Delta G°$. Реакция протекает в сторону уменьшения свободной энергии Гиббса ($\Delta G° < 0$). Однако для окислительно-восстановительных реакций критерием направленности процесса могут служить величины окислительно-восстановительных потенциалов.

Представим вышенаписанную реакцию в виде

$$Fe^{3+} + e^- = Fe^{2+};$$

$$Sn^{2+} - 2e^- = Sn^{4+}.$$

Каждая из этих реакций характеризуется своим окислительно-восстановительным потенциалом: $\varphi°_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0,771$ В, $\varphi°_{Sn^{4+}/Sn^{2+}} = 0,151$ В.

Поскольку перемещение электрона возможно от электрода с меньшим потенциалом к электроду с большим потенциалом, так и окислительно-восстановительная реакция протекает от меньшего значения окислительно-восстановительного потенциала к большему. На электроде с меньшим значением φ° идет процесс окисления, а на электроде с большим значением φ° – восстановления. Следовательно, в стандартных условиях катионы Fe^{3+} могут окислить катионы Sn^{2+}, так как значение $\varphi°_{Sn^{4+}/Sn^{2+}} < \varphi°_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}$.

С повышением концентрации катионов Sn^{4+} величина окислительно-восстановительного потенциала $\varphi°_{Sn^{4+}/Sn^{2+}}$ увеличивается, а с повышением концентрации катионов Fe^{2+} величина $\varphi°_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}$ уменьшается. Окислительно-восстановительная реакция возможна до установления в системе равенства потенциалов. Таким образом, разность Δφ (т. е. ЭДС) при стандартных условиях может служить критерием возможности протекания процесса. Окислительно-восстановительная реакция протекает в направлении от меньшего окислительно-восстановительного потенциала к большему до установления состояния равновесия. В этом же направлении изменяется (уменьшается) свободная энергия Гиббса, которая связана с изменением потенциала:

$$\Delta G^{o}_{298} = -nF\Delta\varphi^{o},$$

где n – число электронов; F – число Фарадея, равное 96 485 Кл.

Гальванический элемент. ***Гальванический элемент*** – это устройство, в котором химическая энергия окислительно-восстановительной реакции непосредственно преобразуется в электрический ток. Гальванический элемент состоит из двух электродов, соединенных металлическим проводником. Работа гальванических элементов основана на пространственном разделении процессов окисления и восстановления.

Например, если из окислительно-восстановительных систем Zn^{2+}/Zn и Cu^{2+}/Cu составить электрохимическую цепь (цинковую и медную пластинки поместить соответственно в растворы $ZnSO_4$ и $CuSO_4$, разделенные диафрагмой), то получим гальванический элемент Даниэля – Якоби (рис. 8).

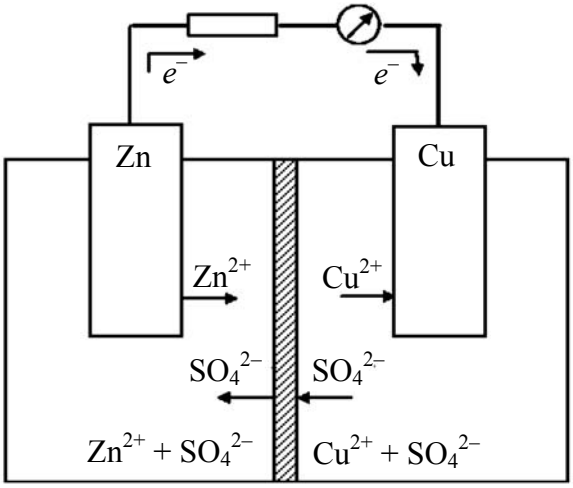


Рис. 8. Схема гальванического элемента Даниэля – Якоби

На границе раздела фаз металл – раствор возникает двойной электрический слой и устанавливаются равновесные электродные потенциалы, характеризующие равновесие для цинкового электрода $Zn \leftrightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$ и для медного электрода $Cu \leftrightarrow Cu^{2+} + 2e^{-}$.

Для внешней цепи этой электрохимической системы цинковый электрод станет отрицательным полюсом ($\varphi^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76$ В), а медный – положительным ($\varphi^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu} = 0,34$ В).

Если замкнуть внешнюю цепь, то вследствие разности потенциалов цинка и меди часть электронов с цинковой пластины перейдет на медную. Это нарушит равновесие в двойном слое у цинка (его потен-

циал повысится) и у меди (ее потенциал понизится). Изменение потенциалов связано с изменением концентрации катионов металла у электродов. Обе системы Zn^{2+}/Zn и Cu^{2+}/Cu снова стремятся к равновесию за счет окисления цинка ($Zn - 2e^- \rightarrow Zn^{2+}$) и восстановления меди ($Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$). Этими процессами сохраняется разность потенциалов пластинок, обеспечивающая электрический ток в цепи. Во внутреннем участке цепи анионы SO_4^{2-} перемещаются от медного электрода, где их избыток, к цинковому, а катионы Zn^{2+} и Cu^{2+} – в обратном направлении, обеспечивая протекание ионного тока в растворе. Суммарный процесс выражается тем же уравнением реакции, что и при непосредственном взаимодействии окислительно-восстановительных систем Zn^{2+}/Zn и Cu^{2+}/Cu:

$$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Cu + Zn^{2+}.$$

Электрический ток в гальваническом элементе возникает за счет окислительно-восстановительной реакции, протекающей так, что окислительный и восстановительный процессы оказываются разделенными пространственно: на положительном электроде (катоде) происходит процесс восстановления, а на отрицательном (аноде) – процесс окисления.

Необходимое условие работы гальванического элемента – разность потенциалов электродов. Наибольшего значения работа гальванического элемента достигает при изотермическом обратимом проведении реакции. В этом случае разность потенциалов максимальна и называется ***электродвижущей силой гальванического элемента (ЭДС)***. При схематической записи гальванического элемента границу раздела между металлом и раствором обозначают одной вертикальной чертой, а границу раздела между растворами – двумя чертами. Схема элемента Даниэля – Якоби, например, записывается в виде

$$\ominus\ Zn \mid Zn^{2+} \parallel Cu^{2+} \mid Cu\ \oplus$$

ЭДС элемента ($\Delta\varphi$) равна разности электродных потенциалов Cu и Zn. Поскольку ЭДС величина положительная, то для ее расчета от потенциала катода вычитают потенциал анода ($\Delta\varphi = \varphi^\circ_{Cu^{2+}/Cu} - \varphi^\circ_{Zn^{2+}/Zn} = 1{,}1$ В).

В рассмотренном элементе Даниэля – Якоби материал электрода сам участвует в окислительно-восстановительных реакциях. Такие элементы называются элементами с активным растворимым электродом.

В окислительно-восстановительных гальванических элементах с инертными электродами металл электрода служит лишь передатчиком электронов. Например,

$$(Pt)\ Sn^{2+} \mid Sn^{4+} \parallel Fe^{3+} \mid Fe^{2+}\ (Pt)$$

Один полуэлемент (электрод) представляет собой раствор, состоящий из смеси солей Sn^{2+} и Sn^{4+}, в который погружен платиновый электрод. На поверхности электрода устанавливается равновесие $Sn^{2+} \leftrightarrow Sn^{4+} + 2e^{-}$, которое определяет потенциал электрода (в стандартных условиях) $\varphi^{\circ}_{Sn^{4+}/Sn^{2+}} = 0{,}15$ В. В другом полуэлементе платиновый электрод погружается в раствор смеси солей Fe^{3+} и Fe^{2+} (например, $FeCl_3$ и $FeCl_2$). На его поверхности устанавливается равновесие $Fe^{2+} \leftrightarrow Fe^{3+} + e^{-}$, характеризуемое в стандартных условиях потенциалом $\varphi^{\circ}_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0{,}77$ В.

Следовательно, при замыкании внешней цепи, состоящей из этих двух полуэлементов, один из них будет выступать анодом (Pt/Sn^{4+}, Sn^{2+}), а второй – катодом (Fe^{3+}, Fe^{2+}/Pt). ЭДС = 0,77 – 0,15 = 0,62 В.

Необходимую для работы гальванического элемента разность потенциалов можно создать, используя одинаковые электроды и один и тот же раствор, но разной концентрации. В этом случае гальванический элемент называется *концентрационным* и работает он за счет выравнивания концентраций растворов:

$$Zn \mid Zn^{2+} \parallel Zn^{2+} \mid Zn$$

$$a_1 = 0{,}1 \text{ моль/л}, \qquad a_2 = 0{,}001 \text{ моль/л},$$

$$\text{ЭДС} = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}} = \frac{RT}{nF}\ln\frac{a_1(Zn^{2+})}{a_2(Zn^{2+})} = \frac{0{,}059}{2}\lg\frac{10^{-1}}{10^{-3}} = 0{,}059.$$

Электролиз. ***Электролизом*** называется окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита. При электролизе происходит превращение электрической энергии в химическую. Процессы окисления и восстановления и в этом случае пространственно разделены: они протекают на разных электродах. На отрицательном электроде (катоде) отмечается восстановление катионов, а на положительном электроде (аноде) – окисление анионов. Характер протекания электродных процессов при электролизе зависит от многих факторов:

состава электролитов, материала электрода, режима электролиза (силы тока, температуры).

Различают электролиз расплавов и растворов электролитов.

В качестве примера рассмотрим *электролиз расплава* бромида натрия. В расплаве соли бромида натрия NaBr существуют ионы Na^+ и Br^-. При подведении напряжения к электродам через расплав начинает протекать электрический ток.

Катионы Na^+ подходят к катоду и восстанавливаются до металлического натрия за счет электронов, которые поступают к электроду от внешнего источника $Na^+ + e^- = Na$. К аноду подходят бромид-ионы Br^- и окисляются до Br_2, отдавая электроны во внешнюю цепь: $2Br^- - 2e^- = Br_2$.

Общая реакция электрохимического разложения вещества представляет собой сумму двух электродных реакций, и для бромида натрия она выразится уравнением

$$2Na^+ + 2Br^- \xrightarrow{\text{электролиз}} 2Na + Br_2.$$

Электролиз водных растворов электролитов осложняется участием в электродных реакциях молекул воды, способных восстанавливаться на катоде ($2H_2O + 2e^- = H_2 + 2OH^-$, $\varphi°_{H_2O/H_2} = -0{,}8277$ В) и окисляться на аноде ($2H_2O - 4e^- = O_2 + 4H^+$, $\varphi°_{O_2/H_2O} = 1{,}229$ В). На электродах возможна и разрядка ионов H^+ и OH^-, относительная концентрация которых определяется средой.

Из нескольких возможных параллельных электродных процессов будет протекать тот, осуществление которого требует меньшей затраты энергии. Критериями, определяющими преимущества того или иного электрохимического процесса, служат величины электродных потенциалов соответствующих равновесных систем.

В общем случае на аноде легче окисляются атомы, молекулы или ионы с наименьшим электродным потенциалом, а на катоде восстанавливаются те ионы, молекулы, атомы, потенциалы которых наиболее высокие.

Например, при электролизе нейтрального водного раствора NaI на катоде будут восстанавливаться молекулы воды, так как $\varphi°_{H_2O/H_2} = -0{,}8277$ В, а $\varphi°_{Na^+/Na} = -2{,}71$ В. Окисляются же на аноде ионы I^-, так как $\varphi°_{I_2/2I^-} = 0{,}5355$ В, а $\varphi°_{O_2/H_2O} = 1{,}229$ В. Схематически это можно записать следующим образом:

на катоде (–)		в растворе		на аноде (+)
	←	$Na^+ + I^-$	→	
		← H_2O →		
$2H_2O + 2e^- = H_2\uparrow + 2OH^-$				$2I^- - 2e^- = I_2$

$$2NaI + 2H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} H_2\uparrow + I_2 + 2NaOH$$

Для качественного предсказания результатов электролиза водных растворов электролитов можно руководствоваться следующими практическими правилами.

Для процессов на катоде.

1. В первую очередь восстанавливаются катионы металлов, имеющие электродный потенциал положительнее водородного (от Cu^{2+} до Au^{3+}).

2. Катионы металлов, электродные потенциалы которых отрицательнее потенциала алюминия включительно, не восстанавливаются, на катоде идет восстановление молекул воды или ионов H^+.

3. При электролизе солей металлов, электродные потенциалы которых находятся между потенциалами алюминия и водорода, на катоде выделяются совместно как металлы, так и водород.

Если электролит содержит катионы различных металлов, то при электролизе восстановление их на катоде протекает в порядке уменьшения стандартного электродного потенциала соответствующего металла. Так, из смеси Sn^{2+}, Cu^{2+}, Cr^{3+}сначала будут восстанавливаться катионы меди ($\varphi°_{Cu^{2+}/Cu} = 0{,}3419$ В), затем катионы олова ($\varphi°_{Sn^{2+}/Sn} = -0{,}1375$ В) и, наконец, катионы хрома ($\varphi°_{Cr^{3+}/Cr} = -0{,}744$ В).

Для процессов на аноде.

Характер окислительных процессов зависит от материала электрода. Различают нерастворимые (инертные) и растворимые (активные) электроды. Инертные электроды изготавливаются обычно из платины, графита, иридия. В процессе электролиза они служат лишь для передачи электронов во внешнюю цепь. При использовании *инертных электродов*:

– в первую очередь окисляются анионы бескислородных кислот в порядке возрастания их $\varphi°$ (S^{-2}, I^-, Br^-, Cl^-);

– при электролизе водных растворов, содержащих анионы кислородсодержащих кислот (CO_3^{2-}, NO_3^-, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}), на аноде окисляются молекулы воды;

– в щелочных растворах окисляются гидроксид-ионы:

$$4OH^- - 4e^- \rightarrow O_2\uparrow + 2H_2O.$$

При использовании *растворимых анодов* (из меди, цинка, никеля, серебра и т. д.) анодному окислению будет подвергаться сам материал анода:

$$\underset{\text{Анод}}{Me} \rightarrow \underset{\text{Уходят в раствор}}{Me^{n+}} + \underset{\text{Уходят во внешнюю цепь}}{ne^-}.$$

Так, например, при электролизе раствора сульфата меди с медным анодом происходит его растворение, поскольку потенциал системы $Cu \leftrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ ($\varphi^o = 0{,}34$ В) меньше потенциалов других возможных анодных процессов:

$$2SO_4^{2-} - 2e^- \leftrightarrow S_2O_8^{2-} \ (\varphi^o = 2{,}010 \text{ В});$$
$$2H_2O - 4e^- \leftrightarrow O_2 + 4H^+ \ (\varphi^o = 1{,}229 \text{ В при pH} < 7).$$

Как будет показано ниже, указанные правила не являются догмой, а руководством к действию, и зачастую процессы на аноде и катоде осложняются, так как на практике электрохимические процессы проводят в условиях, отличных от стандартных.

Рассмотрим несколько примеров электролиза водных растворов.

Пример 1. Электролиз раствора сульфата натрия с инертными электродами.

Схематически процесс можно представить следующим образом:

Катод (Pt) | р-р Na_2SO_4 | Анод (Pt)

$$\leftarrow 2Na^+ + SO_4^{2-} \rightarrow$$
$$\leftarrow H_2O \rightarrow$$

$$4H_2O + 4e^- = 2H_2\uparrow + 4OH^- \qquad 2H_2O - 4e^- = O_2 + 4H^+$$

Из вышеприведенной схемы видно, что если катодное и анодное пространство будет разделено перегородкой, то в прикатодном пространстве будут накапливаться катионы Na^+ и гидроксид-анионы, образующиеся в результате восстановления воды. При упаривании воды из этого раствора может быть выделен NaOH. Около анода среда становится кислой вследствие окисления воды, в результате чего в этой области накапливается серная кислота.

Если катодное и анодное пространство не разделено перегородкой, то ионы H^+ и OH^- образуют воду:

$$4H^+ + 4OH^- = 4H_2O.$$

Электролиз водного раствора Na_2SO_4 в конечном итоге сводится к электролизу воды, которая окисляется на аноде и восстанавливается на катоде:

$$2H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} 2H_2\uparrow + O_2\uparrow.$$

Пример 2. Электролиз водного раствора сульфата меди с использованием электродов из меди.

Схематически процесс изобразится следующим образом:

Катод (Cu) | р-р $CuSO_4$ | Анод (Cu)

$$\leftarrow 2Cu^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow$$

$$\leftarrow H_2O \rightarrow$$

$Cu^{2+} + 2e^- = Cu$ $\qquad$ $Cu - 2e^- = Cu^{2+}$

Медный анод растворяется, ионы меди Cu^{2+} перемещаются к катоду и там восстанавливаются до свободного металла. При равных площадях электродов количество соли в растворе остается неизменным: сколько меди растворяется на аноде, столько же ее восстанавливается на катоде.

Напряжение разложения (потенциал разложения) электролита. Поляризация электродов. Протекание электрического тока через ванну для электролиза приводит к сдвигу потенциалов от их равновесных значений, отвечающему определенной плотности тока, т. е. к поляризации электродов.

Рассмотрим электролиз 0,1 М раствора HCl. Если к электродам приложить небольшую разность потенциалов от внешнего источника тока, а затем постепенно ее увеличивать, то можно зафиксировать изменение силы тока в цепи в зависимости от приложенного напряжения. Лишь при определенном напряжении (1,3 В) происходит резкое увеличение тока в цепи и одновременно начинается видимое разложение электролита.

При электролизе водного раствора серной кислоты это напряжение составляет 1,7 В, а для раствора сульфата натрия оно равно 2,3 В. Иными словами, каждому электролиту свойственно определенное минимальное напряжение, которое необходимо приложить к раствору, чтобы начался электролиз. Такое необходимое напряжение получило название ***напряжения разложения*** $\boldsymbol{U_{разл.}}$

Это объясняется тем, что катодный и анодный процессы

$$2H^+ + 2e^- = H_2 \text{ (на катоде);}$$

$$2Cl^- - 2e^- = Cl_2 \text{ (на аноде)}$$

для раствора HCl сопровождаются химической поляризацией электродов, обусловленной превращением катода в водородный электрод, а анода – в хлорный с соответствующими потенциалами.

В результате химической поляризации электродов возникает гальванический элемент, электродвижущая сила которого равна $\Delta\varphi_{пол} = \varphi^\circ_{Cl_2/2Cl^-} - \varphi^\circ_{2H^+/H_2} = 1{,}36 - 0{,}00 = 1{,}36$ В и имеет направление, противоположное внешней ЭДС. *Возникновение обратной ЭДС при электролизе, называемой ЭДС поляризации, составляет сущность явления поляризации при электролизе.* Поэтому электролиз возможен при условии компенсации ЭДС поляризации внешним напряжением. Часто реально напряжение разложения оказывается много больше ЭДС поляризации, так как необходимо скомпенсировать еще и водородное перенапряжение на катоде и хлорное перенапряжение на аноде, вызванные замедленностью реакции разряда.

Таким образом, в общем случае напряжение, при котором будет происходить электролиз (напряжение разложения), складывается из ЭДС поляризации ($\Delta\varphi_{пол} = \varphi_а - \varphi_к$), анодного и катодного перенапряжения ($\eta_а$ и $\eta_к$), омического падения напряжения на электролите ($\Delta U_{эл}$):

$$U_{разл} = \Delta\varphi_{пол} + \eta_а + \eta_к + \Delta U_{эл}.$$

Перенапряжение для катодных реакций, в процессе которых выделяются металлы, обычно невелико. Так, для меди и цинка $\eta_к$ достигает нескольких десятков милливольт. Ртуть, серебро, олово, свинец выделяются из водных растворов солей почти без перенапряжения. Наибольшее перенапряжение достигается у металлов семейства железа, доходя до нескольких десятых долей вольта. Очень велико перенапряжение при выделении водорода (водородное перенапряжение). Оно очень сильно зависит от природы катода и состояния его поверхности.

Водородное и кислородное перенапряжение имеет большое прикладное значение и должно учитываться при электролизе водных растворов. Его роль в процессах очень различна. Она негативна, например, при промышленном получении кислорода и водорода электролитическим способом, так как перенапряжение связано с дополнительным расходом электроэнергии, и позитивна при электролитическом получении металлических покрытий, при зарядке кислотных аккумуляторов и т. д.

Законы электролиза. Количественная характеристика электролиза выражается двумя законами Фарадея:

1. Масса вещества, выделяющегося на электродах, прямо пропорциональна количеству прошедшего через электролит электричества:

$$m = K_э Q = K_э It,$$

где m – масса выделившегося вещества, г; $K_э$ – электрохимический эквивалент вещества, выделившегося на электродах при протекании тока силой 1 А на протяжении 1 с (или количеством электричества 1 Кл); Q – количество электричества, Кл; I – сила тока, А; t – время, с.

2. При электролизе различных электролитов равные количества электричества выделяют на электродах массы веществ, пропорциональные молярным массам их эквивалентов:

$$K_э = \frac{M_э}{F},$$

$$m = \frac{M_э}{F} It,$$

где $M_э$ – молярная масса эквивалента; F – число Фарадея.

Если $It = F = 96\,485$ Кл, то $m = M_э$. Для химического превращения молярной массы эквивалента любого вещества необходимо пропустить через электролит количество электричества, равное числу Фарадея (96 485 Кл).

На законах Фарадея основан один из точных способов измерения количества электричества, прошедшего в системе. Для этого служат приборы, называемые кулонометрами.

Вследствие параллельных побочных процессов масса вещества, получаемого при электролизе, оказывается часто меньше той, которая соответствует количеству прошедшего электричества. Отношение массы реально выделенного вещества на электроде к теоретической и умноженное на 100% называют ***выходом по току***:

$$\eta_э = \frac{m_{экс}}{m_{теор}} 100\%.$$

Химические источники тока. Любой гальванический элемент может быть источником постоянного тока. Но лишь немногие из них удовлетворяют техническим требованиям, делающим возможным их использование.

В основе некоторых современных сухих батарей, питающих слуховые аппараты, карманные фонари, переносную аппаратуру связи, лежит схема элемента Лекланше, предложенная в 1876 г.:

$$Zn \mid NH_4Cl \mid MnO_2$$

Удобство такого портативного источника тока заключается в том, все его составные части представляют собой твердые или пастообразные вещества, упаковка которых предотвращает их попадание на окружающие предметы. Анодом сухого элемента служит его цинковая оболочка, а катодом – графитовый стержень, спрессованный в слой оксида марганца (IV) и углерода. В качестве электролита используется паста из хлорида цинка, хлорида аммония и воды. На электродах сухого элемента протекают следующие полуреакции:

Анод: $Zn_{(тв)} \rightarrow Zn_{aq}^{2+} + 2e^-$;
Катод: $2MnO_{2(тв)} + 2NH_4^+ + 2e^- \rightarrow Mn_2O_{3(тв)} + 2NH_3 + H_2O$.

Суммарная реакция описывается уравнением

$$Zn + 2MnO_2 + 2NH_4Cl \rightarrow [Zn(NH_3)_2]Cl_2 + Mn_2O_3 + H_2O.$$

Напряжение такого элемента равно –1,5 В. Сухие элементы представляют собой первичные химические источники тока (или гальванический элемент одноразового действия). После разрядки сухой элемент использовать нельзя и его приходится выбрасывать.

Вторичным источником тока являются аккумуляторы. Работоспособность разряженного аккумулятора можно восстановить, зарядив его, т. е. пропустив через него в обратном направлении ток от внешнего источника (электролиз). При зарядке аккумулятор работает как электролизер, а при разрядке – как гальванический элемент. Процессы заряда аккумуляторов осуществляются многократно.

Самым распространенным является свинцовый (кислотный) аккумулятор, который представляет собой систему свинцовых перфорированных пластин, заполненных губчатым свинцом и являющихся катодом, а положительным электродом служит оксид свинца PbO_2, впрессованный в свинцовую решетку. В качестве электролита используется 30%-ный раствор серной кислоты. Схема аккумулятора выглядит следующим образом:

$$Pb, Pb^{2+} \mid H_2SO_4 \mid Pb^{2+}, PbO_2$$

При погружении пластин в серную кислоту на их поверхности образуется труднорастворимая соль – сульфат свинца $PbSO_4$. В этом состоянии электроды имеют одинаковый химический состав и

окислительно-восстановительное взаимодействие невозможно, аккумулятор разряжен. Поэтому предварительно проводят зарядку аккумулятора, пропуская через него постоянный электрический ток от внешнего источника. Процессы, протекающие при зарядке, подобны процессам при электролизе.

На катоде (–) происходит процесс восстановления:

$$Pb^{2+} + 2e^{-} = Pb^{0}; \quad \varphi^{\circ}_{Pb^{2+}/Pb} = -0{,}13 \text{ В}.$$

Этой реакции разряда соответствует электрохимическая реакция:

$$PbSO_4 + 2H^{+} + 2e^{-} \rightarrow Pb^{0} + H_2SO_4.$$

На аноде (+) ионы Pb^{2+} окисляются:

$$Pb^{2+} - 2e^{-} \rightarrow Pb^{4+}; \quad \varphi^{\circ}_{PbO_2/Pb^{2+}} = 1{,}46 \text{ В};$$

$$PbSO_4 - 2e^{-} + SO_4^{2-} \rightarrow Pb(SO_4)_2.$$

Образующаяся соль подвергается гидролизу

$$Pb(SO_4)_2 + 4H_2O \rightarrow Pb(OH)_4 + 2H_2SO_4$$

с последующим разложением $Pb(OH)_4 = PbO_2 + 2H_2O$, т. е. конечным результатом является образование оксида свинца (IV) PbO_2.

Таким образом, после зарядки один электрод аккумулятора представляет собой губчатый металлический свинец, а другой – оксид свинца (IV).

Общее химическое уравнение процесса зарядки имеет вид

$$2PbSO_4 + 2H_2O \rightarrow Pb + PbO_2 + 2H_2SO_4.$$

При работе аккумулятора (разрядке) процессы на электродах протекают в обратном направлении. Окисление на аноде:

$$Pb - 2e^{-} + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4.$$

Восстановление на катоде:

$$PbO_2 + 4H^{+} + SO_4^{2-} + 2e^{-} \rightarrow PbSO_4 + 2H_2O.$$

Суммарная реакция

$$PbO_2 + Pb + 2H_2SO_4 \underset{\text{зарядка}}{\overset{\text{разрядка}}{\leftrightarrow}} 2PbSO_4 + 2H_2O.$$

В процессе зарядки концентрация кислоты увеличивается, а в процессе разрядки, наоборот, уменьшается. Относительная плотность

серной кислоты указывает, насколько разряжен аккумулятор. ЭДС свинцового аккумулятора достигает 2,1 В.

Напряжение при заряде выше ЭДС и растет в течение заряда. В конце напряжение достигает значения, достаточного для электролиза воды, тогда начинается выделение водорода и кислорода, поэтому выделение пузырьков газа (кипение) служит признаком окончания заряда аккумулятора.

При разрядке аккумулятора его ЭДС и напряжение падают. Если напряжение станет ниже 1,7 В, на электродах начнется образование пленки $PbSO_4$ особой кристаллической структуры (так называемое сульфатирование), которая изолирует электроды от электролита. Вследствие этого недопустимо снижение напряжения до 1,7 В.

Свинцовый аккумулятор характеризуется высоким КПД (≈80%), большой ЭДС, простотой и имеет невысокую цену. Недостатки – небольшая удельная энергия (≈20–30 Вт · ч/кг) и малый срок службы (от 2 до 5 лет).

Коррозия. ***Коррозией*** называется процесс самопроизвольного разрушения металлов под влиянием внешней среды.

Вред, причиняемый коррозией, весьма велик. По имеющимся данным, примерно треть получаемого металла выбывает из технического употребления из-за коррозии.

В процессе коррозии происходит переход из металлического состояния в ионное. Коррозия – самопроизвольный процесс, который сопровождается уменьшением свободной энергии ($\Delta G° < 0$), увеличением энтропии системы и определенным энергетическим эффектом.

В некоторых случаях коррозия поражает всю поверхность, в других – часть ее. Характер разрушения зависит от свойств металла и условий протекания процесса. На рис. 9 представлены различные виды коррозийных разрушений. Наиболее опасными являются питтинг и межкристаллитное разрушение.

По принципу их протекания все коррозийные процессы принято подразделять на химические и электрохимические.

Химическая коррозия обусловлена взаимодействием металла с сухими газами или жидкостями, которые не проводят электрический ток. Химической коррозии подвергаются детали и узлы машин, работающих в атмосфере кислорода, галогенов, при высоких температурах (турбинные, ракетные двигатели, оборудование химических производств).

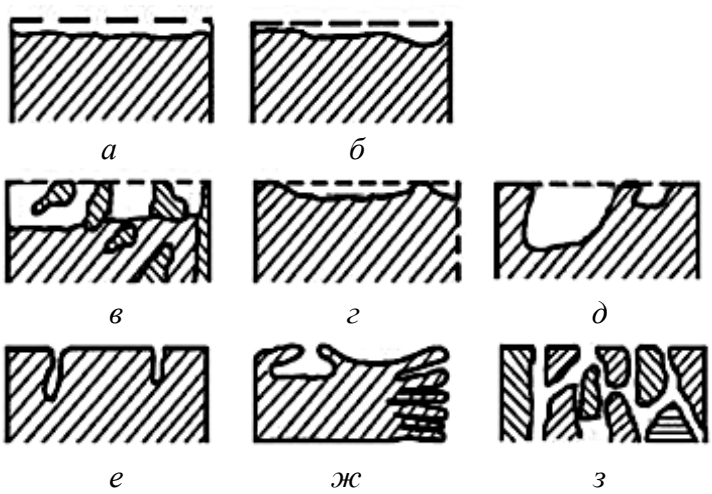


Рис. 9. Виды коррозийных разрушений:
а – сплошное равномерное; *б* – сплошное неравномерное;
в – структурно-избирательное; *г* – пятнами, *д* – язвами; *е* – точками (питтинг);
ж – подповерхностное; *з* – межкристаллитное

Механизм реакции сравнительно прост. Продукты реакции образуются на тех участках металлической поверхности, которые вступили в реакцию. Так, на железе при 250–300 °С появляется видимая пленка оксидов, при 600 °С и выше поверхность металла покрывается слоем окалины, состоящей из оксидов железа различной степени окисления (FeO, Fe_3O_4, Fe_2O_3). Окалина не может защитить металл от дальнейшего окисления, так как содержит трещины и поры, которые позволяют проникать кислороду к металлу. При повышении температуры свыше 800 °С скорость окисления железа резко увеличивается.

Образующиеся на металле оксидные пленки часто препятствуют дальнейшему окислению (образуется так называемая защитная пленка, которая препятствует проникновению к металлу как газов, так и жидкостей). Защитными свойствами обладает только та пленка, которая может покрывать сплошь весь металл. Расчеты показывают, что это возможно, если объем оксида металла больше объема самого металла, пошедшего на образование этого оксида:

$$\frac{V_{\text{окс}}}{V_{\text{Me}}} > 1.$$

Для щелочных и щелочно-земельных металлов это условие не соблюдается ($V_{\text{окс}} / V_{\text{Me}} < 1$). Такие пленки защитными свойствами не обладают, и эти металлы ввиду своей химической активности принадлежат к числу коррозионно-нестойких. На алюминии и хроме образуются хорошие защитные пленки, благодаря чему металлы в

атмосферных условиях коррозийно-стойки (хотя химически активны). Толщина таких пленок крайне мала. Они состоят всего из нескольких слоев молекул и могут быть обнаружены только специальными оптическими методами.

Если металл, покрытый пленкой, продолжает корродировать, то это означает, что имеет место диффузия атомов кислорода сквозь пленку к металлу, а атомов металла – в обратном направлении. Диффузия металла и кислорода в слое твердого защитного оксида может происходить по одному из двух возможных механизмов:

1) движение ионов в междоузельном пространстве кристаллической решетки;

2) движение ионов по пустым узлам решетки.

Первый механизм имеет место при образовании пленок ZnO, CdO, BeO, Al_2O_3; второй – Cu_2O, FeO, NiO, CoO, ZrO_2, TiO_2.

Диффузия катионов в защитной пленке сопровождается одновременным перемещением в том же направлении эквивалентного числа электронов в междоузлиях при первом механизме и по «электронным дефектам» (катионам с более высокой валентностью) при втором механизме. При повышении температуры окисление металлов на воздухе происходит более интенсивно (увеличивается скорость диффузии).

Разрушение металла при соприкосновении с электролитом с возникновением в системе электрического тока называется ***электрохимической коррозией***.

В атмосферных условиях роль электролита играет водная пленка на металлической поверхности, в которой часто растворены электропроводящие примеси. Электродами обычно являются сам металл и примеси в нем содержащиеся. В качестве примера рассмотрим действие серной кислоты на железо, содержащее примесь меди. При таком контакте возникает множество микроскопических гальванических элементов:

$$(-)\ Fe,\ Fe^{2+}\quad |\ H_2SO_4|\quad Cu^{2+},\ Cu\ (+)$$

$$\varphi^\circ_{Fe^{2+}/Fe} = -0{,}447\ \text{В};\ \ \varphi^\circ_{Cu^{2+}/Cu} = 0{,}3419\ \text{В}.$$

Более активный металл – железо – окисляется, посылая электроны атомам меди, и переходит в раствор в виде ионов Fe^{2+}, а ионы водорода разряжаются (восстанавливаются) на меди.

Помимо этого, железо может растворяться и при непосредственном взаимодействии с кислотой ($Fe + 2H^+ = Fe^{2+} + H_2\uparrow$), но опыт показывает, что скорость этой реакции мала по сравнению со скоростью

растворения железа как анода гальванопары. Механизм коррозии в кислой и нейтральной среде различен.

Рассмотрим коррозию технического железа на воздухе, когда оно покрыто влажной пленкой или находится в растворе электролитов с небольшой концентрацией гидроксид-ионов (рис. 10).

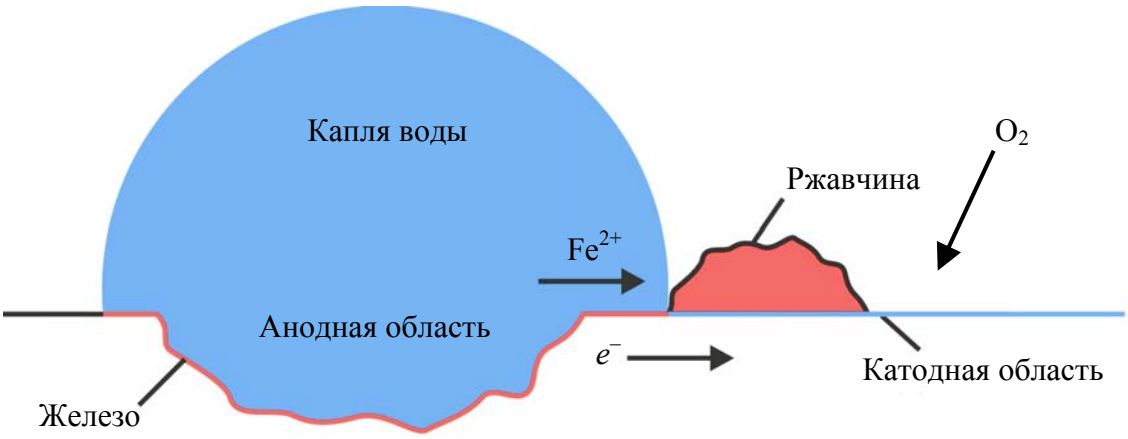


Рис. 10. Схема коррозии технического железа на воздухе

В качестве анода здесь служит основной металл – железо, катодом являются примеси, содержащиеся в металле, например зерна графита:

$$\text{Анод:} \quad Fe - 2e^- = Fe^{2+};$$

$$\text{Катод:} \quad 2H_2O + O_2 + 4e^- = 4OH^-.$$

Ионы OH^- соединяются с перешедшими в раствор ионами Fe^{2+}:

$$Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2;$$

$$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3;$$

$$Fe(OH)_3 = FeOOH + H_2O.$$

Согласно теории электрохимической коррозии, при соприкосновении металла с электролитом на его поверхности возникает множество микрогальванических элементов. При этом анодами являются частицы металлов, катодами – загрязнения, примеси и участки металла, которые имеют более положительный потенциал. Механическая обработка изменяет электродный потенциал, поэтому соприкосновение двух участков деформированного и недеформированного металла достаточно для появления разности потенциалов. Корродировать будет деформированный участок. Разность потенциалов возникает и там, где соприкасаются обнаженный и покрытый пленкой участки.

Поскольку ионы и молекулы, связывающие электроны в катодном процессе, называют деполяризаторами, то часто говорят о водородной деполяризации в кислой и кислородной деполяризации в нейтральной и слабощелочной средах.

В связи с тем, что электрохимическая коррозия обусловлена деятельностью гальванических элементов, можно сделать вывод, что факторы, способствующие деятельности гальванических элементов, усиливают коррозию. Скорость коррозии тем больше, чем дальше отстоят в ряду напряжений металлы, из которых образовалась гальваническая пара. Скорость коррозии увеличивается с ростом температуры и с повышением концентрации окислителя в растворе.

Нередко продукты коррозии оказываются малорастворимыми в данной среде и своим присутствием защищают металл от дальнейшего разрушения. Например, железо в щелочных растворах, свинец в разбавленной серной кислоте коррозионно-стойки вследствие образования пленок $Fe(OH)_2$, $PbSO_4$.

Большое значение в процессах коррозии имеют поляризация электродов, образование пленок на металлах, перенапряжение водорода. Если бы в коррозионных процессах не происходило поляризации электродов, то процессы коррозии протекали бы с такой скоростью, что железо и ряд других металлов потеряли бы свое значение в технике.

Под влиянием веществ, растворимых в почве, или под действием блуждающих токов, происходит разрушение газо- и нефтепроводов, оболочек кабелей, металлических конструкций, свай (почвенная коррозия). Интенсивность почвенной коррозии зависит от агрессивно действующих кислот, органических соединений и от деятельности бактерий. Наиболее активными считаются торфянистые и болотистые почвы, особенно под действием блуждающих токов, которые исходят от электроустановок, работающих на постоянном токе, трамваев, метро, электрических железных дорог. Блуждающие токи вызывают появление на металлических предметах (трубопроводах, кабелях, рельсах) участков входа и выхода постоянного тока, т. е. образование катодных и анодных зон на металле (анодные зоны – места выхода тока – подвергаются коррозии). Блуждающие токи от источников переменного тока вызывают слабую коррозию изделий из стали и сильную – изделий из цветных металлов.

Резко увеличивают коррозию ионы хлора, брома, йода.

Методы защиты от коррозии. Широко применяются следующие методы защиты металлических конструкций от коррозии:

– защитные покрытия;

– антикоррозионное легирование металла;

– электрохимическая защита;

– обработка коррозионной среды;

– разработка и производство новых металлических конструкционных материалов повышенной коррозионной устойчивости.

Выбор одного из методов защиты основывается не только на технических соображениях, но и на экономических расчетах. Лакокрасочные покрытия являются наиболее дешевым и распространенным методом.

Наличие пассивных пленок, образующихся в атмосфере на поверхности таких металлов, как алюминий, титан, хром, никель, значительно повышает их коррозионную стойкость. Защитная способность этих пленок зависит от плотности и электронной проводимости. Пассивные пленки наносят искусственно на такие металлы, как алюминий, железо (воронение железа), медь, магний.

Эти искусственно созданные пленки имеют значительно большую толщину и обладают большей механической и противокоррозионной стойкостью. Широко используют жаростойкое легирование, т. е. введение в состав сплава компонентов, повышающих жаростойкость. Например, для увеличения коррозионной стойкости стали в нее вводят легирующие элементы – хром, никель, титан, вольфрам, присутствие которых обеспечивает возникновение на поверхности сплошных пассивных пленок.

Для защиты от коррозии используют металлические покрытия. По характеру защитного действия различают анодные и катодные покрытия. К анодным покрытиям относятся такие покрытия, в которых покрывающий металл обладает в данной среде более отрицательным электродным потенциалом (оцинкованное железо). К катодным относятся покрытия из менее активных металлов (луженое железо, никелевое покрытие железа).

Пока слой, покрывающий основной металл, полностью изолирует его от воздействия окружающей среды, принципиального различия между этими двумя видами покрытий нет. При нарушении целостности покрытия создаются совершенно различные условия. В порах цинкового покрытия на железе при образовании микрогальванического элемента цинк является анодом, а железо – катодом. Цинк растворяется в электролите, а железо не будет разрушаться до тех пор, пока сохраняется цинковое покрытие. Никелевое покрытие на железе – ка-

тодное. При образовании микрогальванического элемента железо выполняет роль анода и разрушается.

Для защиты от коррозии в коррозионную среду вводят небольшое количество добавок, или замедлителей коррозии (ингибиторов), которые в зависимости от среды разделяют на парофазные (летучие) и жидкофазные. В качестве жидкофазных ингибиторов для нейтральных растворов применяют в основном неорганические ингибиторы анионного типа (нитриты, хроматы, фосфаты). Их тормозящее действие сводится к образованию или оксидных пленок, или пленок труднорастворимых соединений, в результате которого потенциал сдвигается в область более положительных значений. Ингибиторами кислотной коррозии, как правило, являются органические соединения, которые, абсорбируясь на поверхности металла, тормозят как анодный, так и катодный процесс.

В агрессивных средах (морская вода, почва) применяют электрохимический метод защиты. В промышленности часто используют так называемую протекторную защиту. К стальной конструкции (корпус судна, трубопровод) присоединяют пластины цинка или цинка с алюминием. При этом образуется макрогальванический элемент, где роль анода выполняет цинк, а защищаемая конструкция становится катодом. Коррозия конструкции вследствие сдвига потенциала уменьшается или вообще прекращается.

В других методах, называемых катодной защитой, аналогичный результат достигается присоединением защищаемого металла к отрицательному полюсу внешнего источника.

Сравнительно легкопассивирующие металлы, такие как титан, никель, нержавеющая сталь, можно защитить от коррозии, присоединяя их к положительному полюсу генератора (так называемая анодная защита). Анодную плотность тока доводят до величины, которая приводит к полной пассивации, в результате чего металл перестает растворяться. Этот метод применяют для защиты конструкции от коррозии в сильно агрессивных средах.

Пример 3. Цинковую пластинку погрузили в раствор ее соли, где $C_{Zn^{2+}}$ = 0,01 моль/л. Вычислите электродный потенциал цинкового электрода.

Решение. Согласно уравнению Нернста,

$$\varphi = \varphi^\circ + \frac{0,059}{n}\lg C_{Zn^{2+}} = -0,762 + \frac{0,059}{2}\lg 0,01 =$$
$$= -0,762 - 0,059 = -0,821 \text{ В}.$$

Пример 4. Составьте схему гальванического элемента, в котором электродами являются кобальт и свинец, опущенные в растворы, где $C_{Co^{2+}} = C_{Pb^{2+}} = 1$ моль/л. Какой металл служит анодом? Напишите уравнение реакции, протекающей в элементе, и рассчитайте его ЭДС.

Решение. Схема гальванического элемента

$$\ominus\ Co \mid Co^{2+} \parallel Pb^{2+} \mid Pb\ \oplus$$

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 (–0,28 В) и является анодом, на котором протекает окисление. Свинец, потенциал которого равен –0,1262 В, выступает в качестве катода:

Анод: $Co - 2e^- = Co^{2+}$ – окисление;

Катод: $Pb^{+2} + 2e^- = Pb$ – восстановление.

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

$$Co + Pb^{2+} = Co^{2+} + Pb.$$

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

$$ЭДС = \varphi^\circ_{Pb^{2+}/Pb} - \varphi^\circ_{Co^{2+}/Co} = -0{,}126 - (-0{,}28) = 0{,}15\ В.$$

Пример 5. Составьте схему электролиза раствора хлорида меди (II) с угольными электродами.

Решение. Раствор содержит ионы Cu^{2+} и Cl^-. При пропускании электрического тока ионы Cu^{2+} направляются к катоду, а ионы Cl^- – к аноду. Принимая от катода электроны, ионы Cu^{2+} восстанавливаются до меди. Катод покрывается слоем меди. Ионы Cl^-, достигая анода, отдают ему электроны и превращаются в молекулы Cl_2. У анода выделяется хлор.

Схема электролиза раствора $CuCl_2$:

$$CuCl_2 = Cu^{2+} + 2Cl^-.$$

(–) Катод	(+) Анод
Cu^{2+}	$2Cl^-$
Восстановление:	Окисление:
$Cu^{2+} + 2e^- = Cu.$	$2Cl^- - 2e^- = Cl_2.$

Пример 6. Запишите схему электролиза раствора сульфата натрия.

Решение. Раствор содержит ионы Na^+, SO_4^{2-} и молекулы воды, находящиеся в равновесии с ионами H^+ и OH^-: $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$.

Поскольку ионы натрия – это ионы щелочного металла, т. е. натрий в ряду напряжения находится левее водорода, то у катода выделяется H_2 из воды. Анионы SO_4^{2-} содержат кислород, поэтому у анода в основном выделяется O_2 из воды. В то же время у катода образуется раствор щелочи NaOH, а у анода – раствор кислоты H_2SO_4. Схема электролиза раствора Na_2SO_4:

$$Na_2SO_4 = 2Na^+ + SO_4^{2-}.$$

(–) Катод	(+) Анод
Na^+, H_2O	SO_4^{2-}, H_2O
Восстановление:	Окисление:
$2H_2O + 2e^- = H_2 + 2OH^-$.	$2H_2O - 4e^- = O_2 + 4H^+$.
В растворе у катода:	В растворе у анода:
$Na^+ + OH^- = NaOH$.	$SO_4^{2-} + 2H^+ = H_2SO_4$.

Тема 11. ОПРЕДЕЛЕНИЕ КАЧЕСТВЕННОГО СОСТАВА ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Общие свойства металлов и неметаллов. Аналитическая классификация катионов по группам. Свойства катионов аналитических групп в зависимости от положения элементов в периодической системе Д. И. Менделеева. Растворимость в воде и другие свойства химических соединений катионов. Качественные реакции на ионы. Групповой реагент, его роль в ходе систематического и дробного анализа.

Литература

1. Цитович, И. К. Курс аналитической химии / И. К. Цитович. – М.: Высш. шк., 1977. – С. 81–230.

2. Мечковский, С. А. Аналитическая химия / С. А. Мечковский; под ред. Г. Л. Старобинца. – Минск: Изд-во БГУ, 1975. – С. 74–161.

3. Алексеев, В. Н. Качественный анализ / В. Н. Алексеев. – М.: ГХИ. – С. 9–517.

4. Крешков, А. П. Основы аналитической химии: в 3 кн. / А. П. Крешков. – М.: Химия, 1970. – Кн. 1. – С. 104–450.

Теоретические сведения

Общие свойства металлов. Большинство химических элементов являются металлами и обладают рядом специфических свойств, что обусловлено особенностями строения атомов и положением в Периодической системе элементов Д. И. Менделеева.

Металлы при обыкновенной температуре – вещества твердые (за исключением ртути) с характерным металлическим блеском, хорошей тепло- и электропроводностью.

Атомы типичных металлов имеют на внешнем энергетическом уровне от одного до трех электронов и способны легко отдавать их другим элементам.

Наиболее характерным химическим свойством металлов является способность их атомов легко отдавать свои валентные электроны, превращаясь в положительно заряженные ионы. Свободные металлы являются восстановителями.

С увеличением порядкового номера металлов одной и той же главной подгруппы увеличиваются радиусы атомов, что ведет к усилению металлических свойств, т. е. к возрастанию восстановительной активности. У металлов одного и того же периода с увеличением порядкового номера наблюдается ослабление металлических свойств.

Большинство металлов непосредственно реагирует с кислородом, образуя оксиды. Характер оксида зависит от проявляемой металлом степени окисления. Например, оксид марганца (II) $Mn^{+2}O$ имеет основной характер, диоксид $Mn^{+4}O_2$ – амфотерен, а двусемиоксид $Mn_2^{+7}O_7$ является ангидридом марганцовой кислоты.

Почти все металлы реагируют с кислотами, образуя соли. Характер взаимодействия металла с кислотой зависит как от активности металла, так и от свойств и концентрации кислоты.

Некоторые металлы, например цинк, алюминий и др., реагируют со щелочами, в результате чего образуются соли соответствующих очень слабых кислот и выделяется водород.

Действие кислот на металлы. Почти все металлы окисляются кислотами и превращаются в соли. Этот окислительно-восстанови-

тельный процесс зависит как от активности металла, так и от свойств и концентрации кислоты.

При действии кислоты на металл роль окислителя играет либо ион водорода, либо неметалл, входящий в состав кислотного остатка кислородсодержащей кислоты.

Соляная и разбавленная серная кислоты окисляют только те металлы, которые стоят в ряду напряжений до водорода, так как роль окислителя в этом случае играют ионы водорода, восстанавливающиеся до атомов.

Концентрированная серная кислота окисляет при нагревании почти все металлы (не окисляются золото, платина и некоторые редкие металлы). В этом случае окислителем является сера со степенью окисления +6, которая, в зависимости от металла, может восстанавливаться до SO_2 (малоактивными металлами), до свободной серы и даже до S^{-2} (активными металлами).

Азотная кислота как концентрированная, так и разбавленная окисляет почти все металлы, причем водород, как правило, не выделяется даже в случае разбавленной кислоты (в отличие от серной кислоты), так как окислителем является азот со степенью окисления +5.

Концентрированная азотная кислота восстанавливается металлами до NO_2. Разбавленная азотная кислота восстанавливается малоактивными металлами (например, Cu, Pb) до NO, а более активными металлами (например, Fe, Zn) – до N_2O. Продуктом восстановления очень разбавленной кислоты является аммиак NH_3, образующий с избытком кислоты аммонийную соль NH_4NO_3.

Алюминий, железо и хром при действии на них концентрированной азотной кислотой становятся «пассивными». Покрываясь тонкой пленкой оксида, они перестают после этого подвергаться действию не только концентрированных, но и разбавленных кислот.

Действие щелочей на металлы. Некоторые металлы (цинк, алюминий, олово, свинец, хром) подвергаются действию раствора щелочи, вследствие чего образуются соли очень слабых кислот (цинковой, метаалюминиевой и др.) с выделением свободного водорода. Следует отметить, что образование водорода является результатом взаимодействия атомов металла с ионами водорода воды, а не водорода, входящего в состав щелочи, например:

$$\overset{2e^-}{\ulcorner\!\!\downarrow\!\!\urcorner}$$

$$Zn + 2H_2O = Zn(OH)_2\downarrow + H_2\uparrow.$$

В отсутствии щелочи образующийся гидроксид цинка $Zn(OH)_2$ как труднорастворимое соединение покрывает поверхность металла и процесс прекращается. По этой причине указанные выше металлы не растворяются в воде.

Роль щелочи заключается в растворении гидроксида, защищающего металл при соприкосновении с водой ($Zn(OH)_2 \equiv H_2ZnO_2$):

$$H_2ZnO_2 + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + 2H_2O.$$

Почти все металлы непосредственно взаимодействуют с кислородом, образуя оксиды.

Оксиды большинства металлов с постоянной степенью окисления, например Li_2O, CaO, MgO и др., имеют основной характер. Некоторые металлы с постоянной степенью окисления (Zn, Al) образуют так называемые амфотерные оксиды, которые ведут себя по отношению к кислотам как основные оксиды, а по отношению к щелочам – как кислотные:

$ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$ – проявление основных свойств;

$ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2O$ – проявление кислотных свойств.

Металлы, обладающие переменной степенью окисления, образуют несколько оксидов, характер которых зависит от степени окисления металла: низшие оксиды имеют основной характер, средние – амфотерный, а высшие, в большинстве случаев, проявляют кислотные свойства. Например: CrO – основной оксид; Cr_2O_3 – амфотерный оксид; CrO_3 – кислотный оксид.

Аналогично с повышением степени окисления металла свойства гидроксидов изменяются от основных через амфотерные к кислотным. Например:

$\overset{+2}{Fe}(OH)_2$	$\overset{+3}{Fe}(OH)_3$	$H_2\overset{+6}{Fe}O_4$
Основной гидроксид	Амфотерный гидроксид	Кислотный гидроксид

Если металл образует только одно соединение с кислородом, то это соединение называется оксидом, например CaO – оксид кальция. Если металл образует два оксида, то оксид с меньшим содержанием кислорода может называться закисью, а с большим содержанием кислорода – окисью, например FeO – закись железа, Fe_2O_3 – окись железа. Кислотные оксиды металлов называются ангидридами соответствующих кислот, например CrO_3 – хромовый ангидрид.

Оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов непосредственно соединяются с водой, образуя растворимые в воде гидроксиды основного характера – щелочи.

Основные оксиды других металлов с водой непосредственно не соединяются. Их гидраты (труднорастворимые основания) получаются действием щелочи на растворы солей.

Кислотным оксидам металлов соответствуют гидроксиды кислотного характера – кислородсодержащие кислоты. Например, хромовому ангидриду CrO_3 соответствует хромовая кислота H_2CrO_4, марганцовому ангидриду Mn_2O_7 – марганцовая кислота $HMnO_4$ и т. д.

Существуют гидроксиды, которые диссоциируют в водных растворах одновременно по двум направлениям:

$$ROH \leftrightarrow R^+ + OH^-;$$
$$ROH \leftrightarrow H^+ + RO^-.$$

Такие гидроксиды называются амфотерными. Амфотерные гидроксиды труднорастворимы в воде.

На практике характер гидроксидов, т. е. их принадлежность к тому или другому классу, устанавливается или при помощи индикатора, если гидроксиды растворимы в воде (растворимые кислоты, щелочи), или по их отношению к кислотам и щелочам. Гидроксиды кислотного характера растворяются в щелочах, но не растворяются в кислотах. Гидроксиды основного характера растворяются в кислотах, но не растворяются в щелочах. Амфотерные гидроксиды растворяются и в кислотах и в щелочах, например:

$$Sn(OH)_2 + 2HCl = SnCl_2 + 2H_2O;$$
$$H_2SnO_2 + 2NaOH = Na_2SnO_2 + 2H_2O,$$

или в ионно-молекулярной форме:

$$Sn(OH)_2 + 2H^+ = Sn^{2+} + 2H_2O;$$
$$H_2SnO_2 + 2OH^- = SnO_2^{2-} + 2H_2O.$$

Химические свойства гидроксида зависят от величины радиуса иона металла, от заряда этого иона и от количества электронов во внешнем электронном слое иона. Если заряды ионов металлов, а также количество электронов в наружном слое одинаковы, то увеличение радиуса сопровождается усилением основных свойств гидроксида. Так, например, из металлов главной подгруппы второй группы наибольший радиус имеет ион Ra^{2+}, поэтому основные свойства выражены наиболее сильно у $Ra(OH)_2$.

Порядковый номер	12	20	38	56
Ион	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}
Радиус, нм	0,072	0,100	0,118	0,135

При равных или близких по величине радиусах ионов металлов и одинаковом количестве электронов во внешнем слое повышение заряда иона ведет к ослаблению основных свойств гидроксида. Например, гидроксид иттрия $Y(OH)_3$ является более слабым основанием, чем гидроксид кальция, хотя радиусы их ионов и строение внешнего электронного слоя одинаковы.

Прочность различных гидроксидов в отношении разложения на оксид и воду различна. Например, гидроксиды щелочных металлов очень устойчивы при высокой температуре, гидроксид меди $Cu(OH)_2$ разлагается уже при слабом нагревании даже в присутствии воды.

Серебро и ртуть практически не образуют гидроксидов; при действии щелочей на растворы их солей образуются оксиды и вода.

Неметаллы. В наружном слое электронной оболочки атомов неметаллов содержится от четырех до семи электронов. Их количество соответствует номеру группы, в которой находится неметалл. У бора – неметалла третьей группы имеется три электрона в наружном слое.

В реакциях с металлами и водородом неметаллы выступают как окислители. Окислительная способность неметаллов проявляется тем сильнее, чем больше электронов в наружном слое атома и чем меньше радиус атома. Поэтому она возрастает в пределах периода в направлении слева направо, а в подгруппе – снизу вверх.

Неметаллы образуют с металлами соединения преимущественно с ионной связью, проявляя при этом отрицательную степень окисления. С водородом неметаллы образуют летучие соединения. Водородные соединения наиболее типичных неметаллов (HCl, HI, H_2S и др.) в водных растворах диссоциируют с образованием ионов водорода, т. е. являются кислотами. Анионы этих кислот (Cl^-, I^-, S^{2-} и др.) обладают восстановительными свойствами.

С кислородом неметаллы образуют оксиды; из них почти все являются ангидридами кислот. Если неметалл образует несколько кислот, то, как правило, более сильной является кислота, в которой степень окисления неметалла выше. Например, $HClO_4$ является более сильной кислотой, чем $HClO_3$; H_2SO_4 – кислота более сильная, чем H_2SO_3. По мере повышения степени окисления неметалла кислотные свойства возрастают. Например:

+1	+3	+5	+7
$HClO$	$HClO_2$	$HClO_3$	$HClO_4$
Слабая кислота	Слабая кислота	Кислота средней силы	Сильная кислота

Наряду с элементами, проявляющими резко выраженные неметаллические свойства, и элементами с резко выраженными металлическими свойствами, существуют элементы, обладающие промежуточным характером. Следовательно, между неметаллами и металлами нет резкой границы.

Рассмотрим типичные неметаллы и их соединения на примере галогенов.

Галогенами называются элементы главной подгруппы седьмой группы периодической системы: фтор, хлор, бром, йод и астат. Атомы галогенов характеризуются наличием семи электронов во внешнем слое, поэтому они, присоединяя один электрон до восьми, проявляют типичную для галогенов валентность, равную –1.

Максимальная положительная степень окисления хлора и йода равна семи, брома и астата (в известных в настоящее время соединениях) – пяти, а для фтора положительная степень окисления не характерна. Соединения, в которых галогены проявляют отрицательную степень окисления, прочнее соединений, в которых они проявляют положительную степень окисления.

Обладая большим сродством к электрону, все галогены в свободном состоянии являются сильными окислителями, вследствие чего они весьма энергично реагируют с водородом и металлами, а также с различными сложными веществами, способными окисляться, например:

$$2FeCl_2 + Cl_2 = 2FeCl_3;$$

$$H_2S + I_2 = 2HI + S.$$

Окислительная активность галогенов уменьшается с увеличением порядкового номера, т. е. с увеличением радиуса атома. Этим объясняется вытеснение одних галогенов другими из их соединений: например, хлор вытесняет бром и йод, а бром может вытеснить только йод. В зависимости от порядкового номера меняется и агрегатное состояние свободных галогенов. При обыкновенной температуре фтор – почти бесцветный газ, хлор – желто-зеленый газ, бром – красно-бурая жидкость, йод – твердое кристаллическое вещество серо-фиолетового цвета. Свободные галогены обладают очень резким запахом. Все они даже в небольших количествах вызывают сильное раздражение дыхательных путей и воспаление слизистых оболочек горла и носа,

поэтому работа с ними требует большой осторожности и должна производиться только под тягой.

Растворимость галогенов в воде сравнительно мала.

Значительно лучше, чем в воде, галогены растворяются в органических растворителях – спирте, эфире, бензоле, бензине, хлороформе, сероуглероде. Например, растворимость йода в сероуглероде в 600 раз больше, чем в воде.

Различные способы получения галогенов в свободном состоянии сводятся к окислению их отрицательно заряженных ионов. Чем больше порядковый номер галогена, тем легче окисляется его ион, тем легче получить данный галоген в свободном состоянии.

Соединения галогенов с водородом – галогеноводороды – бесцветные газы с резким запахом, хорошо растворимые в воде. Один объем воды растворяет при 0 °С около 500 объемов хлороводорода.

Водные растворы галогеноводородов являются типичными кислотами. Из всех галогеноводородных кислот наибольшее значение имеет соляная кислота HCl. Продажная концентрированная соляная кислота, имеющая удельный вес 1,19, содержит около 37% HCl.

С кислородом галогены непосредственно не соединяются, поэтому кислородные соединения галогенов могут быть получены только косвенным путем. Они представляют собой сравнительно малоустойчивые вещества. Во всех кислородных соединениях галогены проявляют положительную степень окисления.

Все кислородсодержащие соединения хлора являются сильными окислителями. При пропускании хлора через воду получается раствор, содержащий наряду с хлором хлорноватистую и соляную кислоты:

$$Cl_2 + H_2O \leftrightarrow HClO + HCl.$$

Если пропускать хлор через раствор щелочи, то образуются соответствующие соли, например NaClO и NaCl. Жидкость, содержащая в растворе смесь этих солей (жавелева вода), действует обесцвечивающим образом на красящие вещества.

Определение качественного состава химических соединений

Первая аналитическая группа катионов. К первой аналитической группе относят катионы K^+, Na^+, NH_4^+, Mg^{2+} и некоторые другие. Большинство солей этих катионов хорошо растворимы в воде. Поэтому группового реагента, осаждающего все четыре катиона, нет. При систематическом анализе ионы K^+, Na^+ и Mg^{2+} обнаруживают в по-

следнюю очередь, так как этому мешают катионы других групп, которые должны быть удалены. В водных растворах все катионы первой аналитической группы бесцветны.

Металлы калий и натрий, относящиеся к первой группе периодической системы, образуют сильные щелочи – едкий натр NaOH и едкое кали KOH.

Гидрат аммиака $NH_3 \cdot H_2O$, наоборот, является слабым основанием. Однако ион NH_4^+ близок по свойствам к катиону K^+ и образует несколько аналогичных малорастворимых солей. Очень важно, что соли аммония, в отличие от солей K^+ и Na^+, разлагаются при нагревании и, следовательно, могут быть удалены прокаливанием.

Все соли NH_4^+ легко гидролизуются, тогда как из солей калия и натрия подвергаются гидролизу только соли слабых кислот (угольной, уксусной и др.).

Металл магний, который относится ко второй группе периодической системы, во всех соединениях имеет степень окисления +2 и отличается от остальных катионов первой аналитической группы рядом свойств.

Так, гидроксид магния $Mg(OH)_2$ плохо растворим в воде и считается довольно слабым основанием. Ион Mg^{2+} является переходным между катионами первой и второй групп. Основной карбонат магния $(MgOH)_2CO_3$, подобно карбонатам катионов второй группы, мало растворим в воде. Однако он растворяется в избытке солей аммония и при действии карбонатом аммония $(NH_4)_2CO_3$ в присутствии хлорида аммония NH_4Cl не выпадает в осадок. Поэтому ион Mg^{2+} остается в растворе с катионами первой группы.

Катионы первой аналитической группы играют большую роль в биохимических и агрохимических процессах. Они могут содержаться в почвах как в подвижном, т. е. доступном для усвоения растениями, так и в связанном состоянии. В водной вытяжке из почвы катионы K^+, Na^+, NH_4^+ и Mg^{2+} обычно присутствуют в виде легкорастворимых солей (хлоридов, сульфатов, нитратов, карбонатов и т. п.). Значительное содержание солей натрия (Na_2SO_4, NaCl, $NaHCO_3$) характерно для засоленных почв. При этом наиболее вреден для растений в почве гидрокарбонат натрия $NaHCO_3$, присутствие которого даже в небольших количествах вызывает их гибель.

Ионы K^+ и NH_4^+ в противоположность катиону Na^+ необходимы для минерального питания растений.

Магний содержится в зеленом пигменте растений – хлорофилле. Поэтому небольшие количества солей Mg^{2+} в почве также необходимы для нормальной жизнедеятельности растительного организма.

Анализируя водные вытяжки, можно выяснить пригодность почвы для возделывания тех или иных культур и определить меры, необходимые для ее улучшения.

Катионы первой аналитической группы входят в состав важнейших минеральных удобрений. Калий вносят в почву в виде калийной селитры, сульфата, хлорида и других калийных солей. Ион NH_4^+ содержится в аммонийной селитре, сульфате и хлориде аммония, в аммофосе $NH_4H_2PO_4$ и диаммофосе $(NH_4)_2HPO_4$.

Натрий является составной частью чилийской селитры $NaNO_3$. Магний входит в состав доломита $CaCO_3 \cdot MgCO_3$, который применяют как известковое и магнезиальное удобрение. Поэтому естественно, что реакции катионов K^+, Na^+, NH_4^+ и Mg^{2+} широко используют в лабораториях для анализа минеральных удобрений.

Помимо этого, соединения натрия и калия (хлориды, фосфаты, гидрокарбонаты, сложные органические вещества) являются непременной составной частью тканей и физиологических жидкостей животных. 0,9%-ный раствор NaCl (физиологический раствор) используют при кровопотерях и биологических исследованиях. Гидрокарбонат натрия и окись магния служат для нейтрализации избыточной кислотности желудочного сока. Бромиды калия и натрия употребляют в качестве средств, успокаивающих нервную систему.

Поскольку аммиак и соли аммония образуются при гниении белка, наличие их в природных водах служит признаком загрязненности. Контролируя качество воды, делают пробы на присутствие катиона NH_4^+ и некоторых других ионов.

Вторая аналитическая группа катионов. Ко второй аналитической группе относят ионы Ca^{2+}, Sr^{2+} и Ba^{2+}. Образующие их металлы расположены во второй группе периодической системы, называются щелочно-земельными и характеризуются высокой химической активностью, растущей от кальция к барию.

Катионы второй аналитической группы бесцветны и водных растворов не окрашивают.

Ионы Ca^{2+}, Sr^{2+} и Ba^{2+} (в отличие от катионов первой группы) образуют малорастворимые в воде карбонаты. Поэтому их осаждают действием карбоната аммония $(NH_4)_2CO_3$, который и является групповым реагентом.

Из солей Ca^{2+}, Sr^{2+} и Ba^{2+} не растворимы, кроме того, сульфаты, фосфаты и оксалаты. Однако осаждать катионы второй группы в виде этих солей нецелесообразно, так как сульфаты их не растворимы в сильных кислотах и с большим трудом снова переводятся в раствор, а ионы PO_4^{3-} и $C_2O_4^{2-}$, присутствующие в смеси, усложняют анализ.

От катионов третьей – пятой групп Ca^{2+}, Sr^{2+} и Ba^{2+} отличаются хорошей растворимостью сульфидов в воде.

Ионы Ca^{2+} широко распространены в природе, имеют большое агробиологическое значение.

Почва обладает обменной поглотительной способностью, под которой понимают свойство обменивать катионы, содержащиеся в твердой фазе, на эквивалентное количество ионов раствора. На поверхности почвенных мелкодисперсных частиц преобладает обменный Ca^{2+}, от количества которого в большой степени зависят структура, водно-воздушный режим и другие свойства почвы. В отличие от плодородных, кислые (например, дерново-подзолистые) почвы содержат много обменного H^+, солонцы и солонцеватые почвы – обменного Na^+. Улучшение этих почв достигается внесением соединений кальция. Например, в сильно кислые почвы вносят известняк $CaCO_3$, нейтрализующий почвенные кислоты, а в солонцеватые – гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. Присутствие в почве небольших количеств этих солей безвредно для растений.

Ион Ca^{2+} легко обнаруживается в водной вытяжке из почвы.

Многие соединения кальция используют как минеральные удобрения; он входит в состав фосфоритной муки $Ca_3(PO_4)_2$, апатитового концентрата $Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$, суперфосфата $Ca(H_2PO_4)_2 + CaSO_4$, преципитата $CaHPO_4 \cdot 2H_2O$, цианамида кальция $CaCN_2$ и кальциевой селитры $Ca(NO_3)_2$. Арсенит и арсенат кальция применяют в качестве сельскохозяйственных ядов.

Соединения Ca^{2+} присутствуют в клетках всех животных; 100 мл кровяной сыворотки содержат 9,2–11,3 мг Ca^{2+}. Фосфат и карбонат его входят в состав костей. Растворимый гидрокарбонат кальция $Ca(HCO_3)_2$ находится в природных водах и сообщает им временную жесткость.

Ионы Ba^{2+} весьма ядовиты. Хлорид и карбонат бария используют в сельском хозяйстве как яды.

Ион Ca^{2+} чаще всего обнаруживают, анализируя почвы, удобрения и природные воды, а Ba^{2+} – при распознавании ядохимикатов.

Действие группового реагента. Групповой реагент – карбонат аммония $(NH_4)_2CO_3$ образует с ионами Ca^{2+}, Sr^{2+} и Ba^{2+} карбонаты, практически не растворимые в воде.

Осадки получились бы и при действии на раствор других карбонатов (Na_2CO_3, K_2CO_3). Однако пользоваться ими для отделения второй группы недопустимо, так как при этом мы ввели бы ионы Na^+ или K^+, не зная, присутствовали ли они в исходном растворе. Применение же карбоната аммония $(NH_4)_2CO_3$ не повлечет за собой этой ошибки, поскольку ион NH_4^+ можно предварительно открыть дробным методом.

Групповой реагент $(NH_4)_2CO_3$ гидролизуется:

$$NH_4^+ + CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + NH_3 \cdot H_2O.$$

Это препятствует полному осаждению катионов второй группы, так как кислые соли $Ca(HCO_3)_2$, $Sr(HCO_3)_2$ и $Ba(HCO_3)_2$ растворимы в воде. Для подавления гидролиза карбоната аммония к раствору прибавляют $NH_3 \cdot H_2O$. При этом равновесие реакции гидролиза смещается влево и ион HCO_3^- превращается в ион-осадитель CO_3^{2-}.

Кроме того, карбонат аммония частично разлагается с образованием карбамината аммония, также не осаждающего катионы второй группы:

$$(NH_4)_2CO_3 \leftrightarrow NH_2COONH_4 + H_2O.$$

Однако при нагревании раствора до 50–70 °С это равновесие тоже смещается влево. Кроме того, нагревание способствует превращению аморфного осадка карбонатов в кристаллический, легче отделяемый центрифугированием.

При действии карбоната аммония, помимо катионов второй группы, частично осаждается ион Mg^{2+} в виде основной соли:

$$2MgCl_2 + 2(NH_4)_2CO_3 + H_2O \leftrightarrow (MgOH)_2CO_3\downarrow + 4NH_4Cl + CO_2.$$

Во избежание этого к раствору добавляют хлорид аммония, в котором гидроксокарбонат магния $(MgOH)_2CO_3$ растворяется. Прибавление хлорида аммония предотвращает также выпадение осадка гидроксида магния $Mg(OH)_2$, растворимого в избытке солей аммония. Однако большой избыток хлорида аммония недопустим: эта гидролитически кислая соль может повышать растворимость карбонатов второй группы.

Итак, катионы второй группы осаждают карбонатом аммония $(NH_4)_2CO_3$ в присутствии $NH_3 \cdot H_2O$ и NH_4Cl при нагревании раствора до 50–70 °С.

Опыт 1. К 2–3 каплям растворов хлоридов кальция, стронция и бария прибавьте по одной капле гидрата аммиака и хлорида аммония, подействуйте карбонатом аммония, рассмотрите осадки и напи-

шите уравнения реакций. Испытайте растворимость осадков $CaCO_3$, $SrCO_3$, и $BaCO_3$ в соляной, азотной и уксусной кислотах.

Опыт 2. К 1–2 каплям раствора хлорида кальция прибавьте равный объем реактива $(NH_4)_2CO_3$ и подействуйте большим избытком хлорида аммония, выделяющего при гидролизе соляную кислоту. Убедитесь, что осадок карбоната кальция растворяется в избытке этой соли.

Первая аналитическая группа анионов. К первой аналитической группе анионов относят сульфат-ион SO_4^{2-}, карбонат-ион CO_3^{2-}, фосфат-ион PO_4^{3-}, силикат-ион SiO_3^{2-}, метаборат-ион BO_2^- или тетраборат-ион $B_4O_7^{2-}$, сульфит-ион SO_3^{2-} и тиосульфат-ион $S_2O_3^{2-}$. С катионом Ba^{2+} они образуют соли, малорастворимые в воде, но легко растворяющиеся в разбавленных минеральных кислотах (за исключением сульфата бария $BaSO_4$). Поэтому групповой реагент – хлорид бария $BaCl_2$ осаждает анионы первой группы только в нейтральной (или слабощелочной) среде.

Серебряные соли анионов первой группы растворяются в разбавленной азотной кислоте, а некоторые даже в воде (Ag_2SO_4).

Обнаружение анионов первой группы имеет большое практическое значение, соединения их широко применяют в сельском хозяйстве. Некоторые сульфаты, например K_2SO_4, $(NH_4)_2SO_4$, входят в состав минеральных удобрений, гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ вносят в почву для снижения ее засоленности, а купоросы $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ и $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ используют как сельскохозяйственные яды. Количество ионов SO_4^{2-} приходится определять в водных вытяжках из почвы и в природных водах. Питьевая вода должна содержать не более 60 мг сульфатов в 1 л.

Из карбонатов в почвах преобладают $CaCO_3$ и $MgCO_3$, карбонаты же щелочных металлов присутствуют в незначительных количествах. От содержания карбонатов $CaCO_3$ и $MgCO_3$ в почве зависит ее обменная поглотительная способность; $CaCO_3$ и доломит $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ применяют для нейтрализации (известкования) сильно кислых почв.

Почвы содержат также фосфаты в связанном и отчасти в подвижном, доступном для растений, состояниях. Поскольку фосфор является элементом питания растений, недостаток его в почве возмещают с помощью фосфорных удобрений. Все они представляют собой соли фосфорной кислоты. Так, фосфорит и апатит содержат $Ca_3(PO_4)_2$, преципитат – $CaHPO_4$, суперфосфат – $Ca(H_2PO_4)_2$. На основе ортофосфорной кислоты синтезируют ряд органических

ядохимикатов (препараты тиофос, октаметил, НИУИФ-1 и др.). У животных наибольшее количество фосфатов содержится в костях.

Бор является важнейшим микроэлементом. При недостатке его, наблюдаемом обычно в подзолистых и болотных почвах, двудольные растения плохо растут, не образуют цветов или семян, легко поражаются болезнями. Поэтому микроудобрения, содержащие бораты, широко применяют в сельскохозяйственной практике.

Соединения кремния накапливаются некоторыми растениями: злаками, осоками, хвощами. Особенно много кремния в старой древесине. Замечено, что при недостатке силикатов в почве задерживается рост кукурузы, ячменя, овса, свеклы и других культур.

Реакции сульфат-иона $\mathbf{SO_4^{2-}}$**.** Большинство сульфатов хорошо растворяется в воде, но сульфаты бария, кальция, стронция и свинца мало растворимы в ней. Ион SO_4^{2-} бесцветен.

Вторая аналитическая группа анионов. Вторая группа объединяет хлорид-ион Cl^-, бромид-ион Br^-, йодид-ион I^-, сульфид-ион S^{2-} и некоторые другие анионы, серебряные соли которых не растворимы в воде и в разбавленной азотной кислоте.

Реагент на вторую группу анионов – нитрат серебра $AgNO_3$ в присутствии разбавленной азотной кислоты. Бариевые соли этих анионов растворимы в воде.

Большинство анионов первой группы также образует с нитратом серебра нерастворимые в воде соли, однако все они растворяются в азотной кислоте и обнаружению анионов второй группы не мешают.

Анионы Cl^- и I^- имеют существенное биологическое и сельскохозяйственное значение. Хлорид-ион всегда присутствует в природных водах; в 1 л питьевой воды его должно быть не более 40 мг. Имеется он и в водных вытяжках из почвы. Почвы, содержащие в верхнем слое более 2% солей, считают засоленными. При этом нередко наблюдается хлоридное засоление почв, вызываемое главным образом солями $NaCl$, $CaCl_2$, $MgCl_2$.

Ионы хлора входят в состав таких удобрений, как хлорид аммония NH_4Cl, хлорид калия KCl, сильвинит $KCl \cdot NaCl$, калийная соль $KCl + KCl \cdot NaCl$, каинит $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$. Сулему $HgCl_2$ и хлорид бария $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ применяют как сельскохозяйственные яды.

Поваренная соль необходима в животноводстве. Наконец, свободная соляная кислота содержится в желудочном соке млекопитающих и играет важную роль в пищеварении.

Бромиды обладают свойством успокаивать центральную нервную систему.

Соединения йода – постоянная составная часть организмов растений и животных. Последние получают йод с кормами и питьевой водой. Ионы I^- накапливаются тканями в виде йодорганических соединений; особенно много йода содержится в щитовидной железе. Недостаток йода в природных водах и в растительной пище вызывает у человека Базедову болезнь (зоб). Замечено, что от содержания йода в пище зависят также рост и развитие сельскохозяйственных животных, интенсивность их откорма. Таким образом, йод – микроэлемент.

Сероводород и сульфиды образуются в природе при минерализации (разложении) белковых веществ. Сероводород очень ядовит, вдыхание значительных количеств его может вызвать обморочное состояние, потерю сознания, паралич дыхательного центра. Все работы с сероводородом проводятся под тягой!

Реакции хлорид-иона **Cl^-.** Большинство хлоридов растворимо в воде, исключение составляют соли AgCl, Hg_2Cl_2, $PbCl_2$, SbOCl. Ион Cl^- бесцветен.

Третья аналитическая группа анионов. К третьей группе анионов относят нитрат-ион NO_3^-, нитрит-ион NO_2^- и др. Соли этих анионов, в том числе бариевые и серебряные, хорошо растворимы в воде. Группового реагента на анионы третьей группы нет.

Известно, что азот – это один из важнейших элементов питания растений. Однако в почве он находится главным образом в виде органических соединений, непосредственно недоступных для растений. Растения усваивают только минеральные соединения, т. е. нитраты и соли аммония, которых в почве содержится 2–3% от общего количества азота. Содержание нитратов в почве определяют, чтобы выяснить обеспеченность растений азотом. Хорошо растворимые нитраты легко переходят из почвы в водную вытяжку, где и обнаруживаются качественными реакциями.

Нитраты входят в состав многих минеральных удобрений: натриевой, калийной, аммонийной и известковой селитр ($NaNO_3$, KNO_3, NH_4NO_3, $Ca(NO_3)_2$), нитрат-сульфата аммония $2NH_4NO_3$ + + $(NH_4)_2SO_4$ и др.

Нитраты всегда содержатся в природных водах. Питьевая вода может содержать их до 20 мг в 1 л. В отличие от нитратов нитриты очень ядовиты и делают воду непригодной для сельскохозяйственных животных и человека.

Тема 12. ОСНОВЫ КОЛИЧЕСТВЕННОГО АНАЛИЗА

Основные задачи количественного анализа. Методы количественного анализа. Титриметрический (объемный) анализ. Метод нейтрализации (кислотно-основное титрование). Точка эквивалентности и ее определение. Понятие об индикаторах, виды индикаторов. Прямое и обратное титрование. Методы оксидиметрии. Методы осаждения и комплексонометрии, гравиметрический анализ.

Литература

1. Цитович, И. К. Курс аналитической химии / И. К. Цитович. – М.: Высш. шк., 1977. – С. 231–430.

2. Мечковский, С. А. Аналитическая химия / С. А. Мечковский; под ред. Г. Л. Старобинца. – Минск: Изд-во БГУ, 1975. – С. 162–294.

3. Крешков, А. П. Основы аналитической химии: в 3 кн. / А. П. Крешков. – М.: Химия, 1970. – Кн. 2. – С. 17–394.

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Что такое моль? Поясните, что показывает число Авогадро.

2. Как с использованием уравнения Клапейрона – Менделеева можно определить молярную массу вещества? Для всех ли веществ применим этот способ?

3. Что такое плотность и относительная плотность? Как относительная плотность связана с молярной массой?

4. Сформулируйте закон Авогадро и следствия из него.

5. Чему равен молярный объем газа при давлении 202 650 Па и температуре 100 °С?

6. Чем с точки зрения атомно-молекулярной теории отличаются агрегатные состояния вещества?

7. Сколько молекул находится:

а) в 20 г водорода;

б) 18 г воды?

8. Какая масса хлороводорода содержит $3{,}01 \cdot 10^{23}$ молекул?

9. Укажите, какой из представленных газов тяжелее воздуха (н. у.): NH_3, CH_4, CO, CO_2.

10. 1 моль вещества содержит следующие химические количества атомов: азота – 2, водорода – 8, серы – 1, кислорода – 4. Выберите, какая из приведенных молекулярных формул отвечает данному условию: NH_4HSO_4, $(NH_4)_2SO_4$, $(NH_4)_2SO_3$, NH_4HSO_3.

11. Какой объем (н. у.) занимают газы, образовавшиеся при взрыве 1 кг черного пороха, если взрыву соответствует уравнение:

$$2KNO_3 + 3C + S = K_2S + 3CO_2 + N_2?$$

12. Пары серы при температуре 300 °С имеют относительную плотность по водороду, равную 32. Какова молекулярная формула серы при этой температуре?

13. Определите молярную массу газа, если его относительная плотность по гелию равна 4. Какова относительная плотность этого газа по воздуху?

14. Сколько молекул кислорода находится в 1 л воздуха (н. у.), если объемное содержание кислорода составляет 21%?

15. Некоторый газ массой 0,116 г занимает объем 100 мл (н. у.). Вычислите молярную массу этого газа.

16. При 27 °С и давлении 125 кПа некоторый газ массой 1,2 г занимает объем 750 мл. Рассчитайте молярную массу газа.

17. Какова масса 7,1 л хлора при нормальных условиях?

18. Назовите, какое вещество содержит больше молекул: 1 г водорода или 1 г кислорода.

19. Какая масса магния содержит $1{,}204 \cdot 10^{22}$ молекул?

20. Укажите, какой из двух оксидов (NO или CO) тяжелее воздуха (н. у.).

21. При нормальных условиях некоторый газ, взятый объемом $2{,}5 \cdot 10^{-4}$ м^3, обладает массой $1{,}9025 \cdot 10^{-4}$ кг. Масса кислорода, взятого объемом 10^{-3} м^3, при тех же условиях составляет $1{,}4286 \cdot 10^{-3}$ кг. Определите молярную массу этого газа, исходя:

а) из его плотности по кислороду;

б) молярного объема.

22. Масса сосуда с газообразным аммиаком равна 4,25 кг. Такой же сосуд, заполненный гелием, имеет массу 1 кг. Во сколько раз средняя масса молекулы аммиака больше молекулы гелия?

23. Вычислите относительную молекулярную массу вещества, если в парообразном состоянии при температуре 360 К и давлении 83 193 Па это вещество, взятое массой $1{,}3 \cdot 10^{-3}$ кг, занимает объем $6 \cdot 10^{-4}$ м^3.

24. При некоторой температуре относительная плотность паров серы по воздуху равна 8,828. Определите число атомов, входящих в состав молекулы серы при этой температуре, и среднюю массу молекулы серы.

25. Масса озона, взятого объемом 10^{-3} м^3 при нормальных условиях, равна $2{,}142 \cdot 10^{-3}$ кг. Найдите массу озона объемом $6{,}08 \cdot 10^{-4}$ м^3 при температуре 298 К и давлении 99 325 Па.

26. Одинаково ли количество вещества молекулярного водорода в газообразном водороде, взятом:

а) массой 1 кг;

б) объемом 1 м^3?

27. Какие объемы при нормальных условиях займет 1 моль следующих веществ: оксид углерода (IV), азот, вода?

28. Определите объем, занимаемый при нормальных условиях пропаном массой 11 г. Какая масса водорода займет такой же объем при нормальных условиях?

29. Рассчитайте количество вещества молекулярного азота, содержащегося в $1{,}8 \cdot 10^{25}$ атомов азота.

30. Некоторый газ, взятый объемом $2{,}5 \cdot 10^{-4}$ м^3, обладает массой $1{,}969 \cdot 10^{-4}$ кг при нормальных условиях. Определите молярную массу газа и среднюю массу молекулы этого газа.

31. Расскажите, что называется молярной массой эквивалента вещества. В каких единицах она выражается?

32. Что такое фактор эквивалентности вещества? Может ли фактор эквивалентности быть больше единицы?

33. Является ли молярная масса эквивалента вещества постоянной величиной?

34. Что называется молярным объемом эквивалента? Чему равен молярный объем эквивалентов H_2, O_2, Cl_2?

35. Сформулируйте закон эквивалентов (дайте две формулировки с использованием понятия «молярная масса эквивалента»). Подтвердите ответ примерами.

36. Найдите молярную массу эквивалента фтора, углерода и серы в соединениях HF, CF_4, H_2S.

37. Как определяется молярная масса эквивалента сложного вещества? Вычислите молярную массу эквивалентов ZnO, NaOH в реакциях с HCl.

38. При сгорании 4,8 г металла образовалось 8,0 г его оксида. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла.

39. При восстановлении водородом 0,5 моль оксида металла образовалось 9 г воды. Определите фактор эквивалентности оксида.

40. На нейтрализацию 10 г основания израсходовано 9,86 г HCl. Вычислите молярную массу эквивалента основания.

41. Одинакова ли молярная масса эквивалента хрома в соединениях $Cr(NO_3)_3$ и $Cr_2(SO_4)_3$?

42. Как можно определить молярную массу эквивалента оксида? При сгорании металла массой 4,36 г получен оксид массой 4,86 г. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла.

43. Найдите молярную массу эквивалента металла, если металл массой 1,53 г вытесняет из кислоты водород объемом 1,4 л при температуре 273 К и давлении 101,3 кПа.

44. Вычислите молярную массу эквивалента азота в соединении с кислородом, содержащем 36,85% азота.

45. Определите молярную массу эквивалента металла, если металл массой 0,2 г вытесняет из кислоты водород объемом 0,185 л при температуре 288 К и давлении 97,3 кПа.

46. Какой объем кислорода при нормальных условиях необходим для сгорания магния массой 40 г?

47. При восстановлении водородом оксида олова массой 1,168 г получена вода массой 0,279 г. Рассчитайте молярную массу эквивалента олова.

48. Вычислите 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%.

49. 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.

50. Найдите массу оксида, полученного при окислении металла массой 3 г. Молярная масса эквивалента металла составляет 9 г/моль.

51. Влияет ли на молярную массу эквивалента данного вещества характер его взаимодействия с другими веществами? Вычислите молярную массу эквивалента Na_2CO_3 в реакциях:

а) $Na_2CO_3 + HCl = NaHCO_3 + NaCl$;
б) $Na_2CO_3 + 2HCl = H_2CO_3 + 2NaCl$.

52. Определите молярную массу эквивалента ортофосфорной кислоты в реакциях образования NaH_2PO_4, Na_2HPO_4 и Na_3PO_4.

53. Рассчитайте молярную массу эквивалента $KAl(SO_4)_2$ в реакциях:

а) $KAl(SO_4)_2 + 3KOH = Al(OH)_3 + 2K_2SO_4$;
б) $KAl(SO_4)_2 + 2BaCl_2 = KCl + AlCl_3 + 2BaSO_4$.

54. На нейтрализацию фосфористой кислоты H_3PO_3 массой 1,886 г израсходован гидроксид калия KOH массой 2,576 г. Вычислите молярную массу эквивалента фосфористой кислоты и ее основность. Исходя из расчета, напишите уравнение реакции.

55. Для нейтрализации кислоты массой 3,375 г необходим гидроксид натрия массой 3 г. Рассчитайте молярную массу эквивалента кислоты.

56. На нейтрализацию щелочи массой 0,728 г израсходована азотная кислота HNO_3 массой 0,535 г. Найдите молярную массу эквивалента щелочи.

57. Определите молярные массы эквивалентов $NaHSO_4$ и CuOHCl в реакциях:

а) $NaHSO_4 + NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$;
б) $CuOHCl + H_2S = CuS + HCl + H_2O$.

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

59. Определите фактор эквивалентности и молярную массу эквивалентов $Ca(HCO_3)_2$ и $Al(OH)_2Cl$ в реакциях:

а) $Ca(HCO_3)_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2CO_2 + 2H_2O$;

б) $Al(OH)_2Cl + KOH = Al(OH)_3 + KCl$.

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

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

62. Поясните, что называется атомом, молекулой, относительной атомной массой, относительной молекулярной массой. В каких единицах измеряются относительные атомная и молекулярная массы?

63. Укажите, что тяжелее: молекула кислорода или молекула воды.

64. Какова масса одного атома натрия?

65. Где содержится больше атомов: в металлическом натрии массой 1 г или в металлическом кальции массой 1 г?

66. Что называется молярным объемом газа?

67. Дайте определение относительной плотности газа.

68. Сколько молей составляют и сколько молекул содержат:

а) 28 г молекулярного азота;

б) 1 кг карбоната кальция;

в) 0,9 $дм^3$ воды (н. у.)?

69. Сколько молей атомов азота содержится в 128 г нитрита аммония?

70. 2 моль вещества обладают массой 34 г. Чему равна относительная молекулярная масса этого вещества?

71. Некоторый газ (н. у.) массой 14 г занимает объем 11,2 л. Определите относительную молекулярную массу этого газа.

72. Сколько молекул углекислого газа содержится в 1 $дм^3$ воздуха, если объемная доля CO_2 составляет 0,03% (н. у.)?

73. Плотность газа по водороду равна 13. Какую массу имеет газ объемом 1 л при температуре 273 К и давлении 101,3 кПа? Какова его плотность по воздуху?

74. Неизвестный газ объемом 1 л (н. у.) имеет массу 2,86 г, молекулярный водород объемом 1 л – 0,09 г. Вычислите молярную массу газа, исходя:

а) из его плотности относительно водорода;

б) молярного объема.

75. Определите молярную массу газа, если 500 мл его имеют массу 0,98 г при температуре 360 К и давлении 96 кПа.

76. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 9 и 28. К какому электронному семейству относится каждый из данных элементов?

77. Составьте электронные формулы атомов фосфора и ванадия. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

78. Какое максимальное число электронов может находиться на *s*-, *p*-, *d*- и *f*-подуровнях? Почему?

79. Напишите электронные формулы атомов марганцы и селена. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

80. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: 4*s* или 3*d*; 5*s* или 4*p*? Почему? Составьте электронную формулу атома элемента, порядковый номер которого 21.

81. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 17 и 29. У последнего происходит провал одного 4*s*-электрона на 3*d*-подуровень. К какому электронному семейству относится каждый из указанных элементов?

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

83. 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?

84. В чем сущность радиоактивного распада? Изотоп какого элемента получится в результате последовательного излучения четырех α-частиц и двух β-частиц атомным ядром ^{238}U?

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

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

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

88. Почему хром проявляет металлические свойства, а кислород – неметаллические? Дайте ответ, исходя из представлений о строении атомов этих элементов.

89. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 25 и 53. Укажите энергетические уровни и подуровни, на которых находятся их валентные электроны.

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

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

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

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

94. Напишите электронные формулы атомов молибдена и теллура. На каких подуровнях находятся их валентные электроны?

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

96. Поясните, 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?

97. 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.

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

99. Какие элементы пятого периода периодической системы имеют оксид, отвечающий их высшей степени окисления $ЭO_2$? Укажите, какой из данных элементов образует газообразное соединение с водородом. Составьте формулы орто- и метакислот этих элементов и изобразите их графически.

100. Исходя из закономерностей периодической системы дайте обоснованный ответ на вопрос, какой из двух гидроксидов более сильное основание: $Sr(OH)_2$ или $Ba(OH)_2$; $Sr(OH)_2$ или $Cd(OH)_2$; $Ca(OH)_2$ или $Fe(OH)_2$.

101. Как влияет повышение степени окисления элемента на свойства его гидроксидов? Исходя из этого, аргументируйте, какой из двух гидроксидов более сильное основание: $CuOH$ или $Cu(OH)_2$; $TlOH$ или $Tl(OH)_3$; $Fe(OH)_2$ или $Fe(OH)_3$.

102. 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?

103. На основании положения элементов в периодической системе напишите формулы следующих соединений: метаванадиевой и рениевой кислот, оксида технеция, отвечающего его высшей степени окисления, и водородного соединения германия. Изобразите графические формулы данных соединений.

104. Исходя из положения молибдена, гафния, ниобия, полония в периодической системе, составьте формулы следующих соединений: молибденовой и метагафниевой кислот, оксида ниобия, отвечающего его высшей степени окисления, и водородного соединения полония. Приведите графические формулы этих соединений.

105. Какой из элементов четвертого периода (ванадий и мышьяк) обладает более выраженными металлическими свойствами? Назовите, какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом. Ответ мотивируйте, исходя из строения атомов данных элементов.

106. 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.

107. У какого элемента четвертого периода (хрома или селена) сильнее выражены металлические свойства? Дайте аргументированный ответ на основании строения атомов хрома и селена.

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

109. У какого *p*-элемента пятой группы периодической системы (фосфора или сурьмы) сильнее выражены неметаллические свойства? Какое из водородных соединений атомов этих элементов проявляет более сильные восстановительные свойства?

110. Исходя из положения металла в периодической системе, дайте мотивированный ответ на вопрос, какой из двух гидроксидов более

сильное основание: $Ba(OH)_2$ или $Mg(OH)_2$; $Ca(OH)_2$ или $Zn(OH)_2$; $Sn(OH)_2$ или $Sr(OH)_2$.

111. Почему марганец проявляет металлические свойства, а хлор – неметаллические? Ответ мотивируйте строением атомов этих элементов. Составьте формулы оксидов и гидроксидов хлора и марганца.

112. Какую низшую и высшую степень окисления проявляет кремний, мышьяк, селен и хлор? Почему? Напишите формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

113. К какому семейству относятся элементы, в атомах которых последний электрон поступает на 4*f*- и 5*f*-орбитали? Сколько элементов включает каждое из данных семейств? Как отражается на свойствах этих элементов электронное строение атомов?

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

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

116. Какую химическую связь называют ковалентной? Чем можно объяснить направленность ковалентной связи? Как метод ВС объясняет строение молекулы воды?

117. 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?

118. Напишите электронные схемы строения молекул Cl_2, H_2S, CCl_4. В каких из перечисленных молекулах ковалентная связь является полярной? Как метод ВС объясняет угловое строение молекулы H_2S?

119. Чем отличается структура кристаллов NaCl от структуры кристаллов натрия? Назовите, какой вид связи осуществляется в этих кристаллах. Какие кристаллические решетки имеют натрий и NaCl? Чему равно координационное число натрия в этих решетках?

120. Какая химическая связь называется водородной? Чем объясняется возникновение водородной связи? Приведите примеры.

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

122. 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.

123. Расскажите, как изменяется полярность химической связи в молекулах галогеноводородов с увеличением порядкового номера галогенов. Ответ мотивируйте.

124. Дайте объяснение закономерному уменьшению дипольного момента в молекулах H_2O, H_2S, H_2Se (в направлении от H_2O до H_2Se).

125. На основании распределения электронов по энергетическим ячейкам атомов в невозбужденном и возбужденном состоянии поясните, почему сера проявляет переменную валентность, а кислород – постоянную.

126. Укажите типы химической связи в веществах H_2O, KCl, I_2. Для вещества, имеющего ионную связь, напишите уравнения превращения соответствующих ионов в нейтральные атомы.

127. Составьте электронные схемы строения молекул Br_2, HCl, SO_2. В каких молекулах связь является полярной? К каким атомам смещены электронные пары?

128. Охарактеризуйте типы химической связи в веществах H_2, NaBr, NH_3. Напишите электронную схему строения молекулы аммиака.

129. Как метод ВС объясняет линейное строение молекулы $BeCl_2$ и тетраэдрическое – CH_4?

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

131. Расскажите, какая химическая связь называется координационной, или донорно-акцепторной. Разберите строение комплекса $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$. Укажите донор и акцептор. Как метод ВС объясняет тетраэдрическое строение этого иона?

132. Какие электроны атома бора участвуют в образовании ковалентных связей? Как метод ВС объясняет симметричную треугольную форму молекулы BF_3?

133. Как метод МО объясняет парамагнитные свойства молекулы кислорода? Нарисуйте энергетическую схему образования молекулы O_2 по методу МО.

134. Изобразите энергетическую схему образования молекулы F_2 по методу МО. Сколько электронов находится на связывающих и разрыхляющих орбиталях?

135. Как метод МО объясняет большую энергию диссоциации молекулы азота? Нарисуйте энергетическую схему образования молеку-

лы N_2 по методу МО. Сколько электронов находится на связывающих и разрыхляющих орбиталях?

136. Вычислите тепловой эффект реакции восстановления 1 моль Fe_2O_3 металлическим алюминием.

137. Газообразный этиловый спирт C_2H_5OH можно получить при взаимодействии этилена $C_2H_{4(г)}$ и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, определив ее тепловой эффект.

138. Рассчитайте тепловой эффект реакции восстановления оксида железа (II) водородом, исходя из следующих термохимических уравнений:

а) $FeO_{(к)} + CO_{(г)} = Fe_{(к)} + CO_{2(г)}$; $\Delta H°_{298} = –13,18$ кДж;
б) $CO_{(г)} + ½O_{2(г)} = CO_{2(г)}$; $\Delta H°_{298} = –283,0$ кДж;
в) $H_{2(г)} + ½O_{2(г)} = H_2O_{(г)}$; $\Delta H°_{298} = –241,83$ кДж.

139. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероуглерод $CS_{2(г)}$. Составьте термохимическое уравнение этой реакции, определив ее тепловой эффект.

140. Напишите термохимическое уравнение реакции между $CO_{(г)}$ и водородом, в результате которой образуются $CH_{4(г)}$ и $H_2O_{(г)}$. Сколько теплоты выделится при данной реакции?

141. При взаимодействии газообразных метана и сероводорода образуется сероуглерод $CS_{2(г)}$ и водород. Составьте термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

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

143. Определите теплоту образования метана, исходя из следующих термохимических уравнений:

а) $H_{2(г)} + ½O_{2(г)} = H_2O_{(ж)}$; $\Delta H°_{298} = –285,84$ кДж;
б) $C_{(к)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$; $\Delta H°_{298} = –393,51$ кДж;
в) $CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} = 2H_2O_{(ж)} + CO_{2(г)}$; $\Delta H°_{298} = –890,31$ кДж.

144. Вычислите теплоту образования гидроксида кальция на основании следующих термохимических уравнений:

а) $Ca_{(к)} + ½O_{2(г)} = CaO_{(к)}$; $\Delta H°_{298} = –635,60$ кДж;
б) $H_{2(г)} + ½O_{2(г)} = H_2O_{(ж)}$; $\Delta H°_{298} = –285,84$ кДж;
в) $CaO_{(к)} + H_2O_{(ж)} = Ca(OH)_{2(к)}$; $\Delta H°_{298} = –65,06$ кДж.

145. Что называется теплотой образования (энтальпией) данного соединения? Рассчитайте, сколько литров азота, приведенных к нормальным условиям, участвуют в реакции с водородом при образовании аммиака, если оказалось, что при этом выделилось 18,45 кДж теплоты.

146. При сгорании газообразного этана образуется $CO_{2(г)}$ и $H_2O_{(ж)}$. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

147. Тепловой эффект реакции сгорания 1 моль жидкого бензола с образованием паров воды и диоксида углерода равен –3135,58 кДж. Составьте термохимическое уравнение данной реакции и определите теплоту образования $C_6H_{6(ж)}$.

148. При сгорании 1 моль жидкого этилового спирта образуется $CO_{2(г)}$ и $H_2O_{(ж)}$. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект, если известно, что мольная теплота парообразования $C_2H_5OH_{(ж)}$ равна +42,36 кДж.

149. Исходя из теплот образования воды и водяного пара, рассчитайте теплоту испарения воды.

150. При сгорании 1 моль жидкого бензола образуется диоксид углерода и пары воды. Составьте термохимическое уравнение данной реакции, определив ее тепловой эффект, если известно, что мольная теплота парообразования $C_6H_{6(ж)}$ равна +33,9 кДж.

151. Вычислите энергию связи H – Cl, т. е. тепловой эффект реакции образования HCl из атома водорода и хлора, исходя из следующих термохимических уравнений:

а) $H_2 = 2H$; $\Delta H°_{298} = +437$ кДж;
б) $Cl_2 = 2Cl$; $\Delta H°_{298} = +243$ кДж;
в) $H_2 + Cl_2 = 2HCl$; $\Delta H°_{298} = –184,62$ кДж.

152. Реакция горения аммиака выражается термохимическим уравнением

$$4NH_{3(г)} + 3O_{2(г)} = 2N_{2(г)} + 6H_2O_{(ж)};\ \Delta H°_{298} = –1530,28 \text{ кДж}.$$

Рассчитайте теплоту образования $NH_{3(г)}$.

153. Теплота растворения безводного хлорида стронция $SrCl_2$ равна –47,70 кДж, а теплота растворения кристаллогидрата $SrCl_2 \cdot 6H_2O$ составляет +30,96 кДж. Определите теплоту гидратации $SrCl_2$.

154. Теплоты растворения сульфата меди $CuSO_4$ и медного купороса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ соответственно равны –66,11 и +11,72 кДж. Вычислите теплоту гидратации $CuSO_4$.

155. При получении 1 моль эквивалента гидроксида кальция из $CaO_{(к)}$ и $H_2O_{(ж)}$ выделяется 32,53 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и найдите теплоту образования оксида кальция.

156. Теплоты образования $\Delta H°_{298}$ оксида и диоксида азота соответственно равны +90,37 и +33,85 кДж. Определите $\Delta S°_{298}$ и $\Delta G°_{298}$ для реакций получения NO и NO_2 из простых веществ. Можно ли получить эти оксиды при стандартных условиях? Какой из оксидов образуется при высокой температуре? Почему?

157. При какой температуре наступит равновесие системы

$$4HCl_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2H_2O_{(г)} + 2Cl_{(г)}; \qquad \Delta H°_{298} = -114{,}42 \text{ кДж?}$$

Что в данной системе является более сильным окислителем (хлор или кислород) и при каких температурах?

158. Восстановление Fe_3O_4 оксидом углерода идет по уравнению

$$Fe_3O_{4(к)} + CO_{(г)} = 3FeO_{(к)} + CO_{2(г)}.$$

Вычислите $\Delta G°_{298}$ и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях. Чему равно $\Delta S°_{298}$ в данном процессе?

159. Реакция горения ацетилена идет по следующему уравнению:

$$C_2H_{2(г)} + {}^5/_2O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + H_2O_{(ж)}.$$

Рассчитайте $\Delta S°_{298}$ и $\Delta G°_{298}$ и объясните уменьшение энтропии в результате этой реакции.

160. Уменьшается или увеличивается энтропия при переходах:

а) воды в пар;

б) графита в алмаз?

Почему? Вычислите $\Delta S°_{298}$ для каждого превращения. Сделайте вывод о количественном изменении энтропии при фазовых и аллотропных превращениях.

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

$$H_{2(г)} + CO_{2(г)} = CO_{(г)} + H_2O_{(ж)}; \qquad \Delta H°_{298} = -2{,}85 \text{ кДж?}$$

Зная тепловой эффект реакции и абсолютные стандартные энтропии соответствующих веществ, определите $\Delta G°_{298}$ данной реакции.

162. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ рассчитайте $\Delta G°_{298}$ реакции, протекающей по следующему уравнению:

$$CO_{(г)} + H_2O_{(ж)} = CO_{2(г)} + H_{2(г)}.$$

Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

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

$$CH_{4(г)} + CO_{2(г)} = 2CO_{(г)} + 2H_{2(г)}; \qquad \Delta H°_{298} = +247{,}37 \text{ кДж}.$$

При какой температуре начнется данная реакция?

164. Определите $\Delta G°_{298}$ реакции, протекающей по уравнению

$$4NH_{3(г)} + 5O_{2(г)} = 4NO_{(г)} + 6H_2O_{(г)}.$$

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

165. Исходя из стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ, рассчитайте $\Delta G°_{298}$ реакции, протекающей по следующему уравнению:

$$CO_{2(г)} + 4H_{2(г)} = CH_{4(г)} + 2H_2O_{(ж)}.$$

Возможна ли данная реакция при стандартных условиях?

166. Вычислите изменения энтропии в результате реакции образования аммиака из азота и водорода. При расчете можно исходить из стандартных значений энтропий соответствующих газов, так как $S°$ и $\Delta S°$ с изменением температуры изменяются незначительно. Чем можно объяснить отрицательные значения $\Delta S°$?

167. Какие из карбонатов: $BeCO_3$, $CaCO_3$ или $BaCO_3$ можно получить по реакции взаимодействия соответствующих оксидов с CO_2? Какая реакция идет наиболее энергично? Вывод сделайте, рассчитав $\Delta G°_{298}$ реакций.

168. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ определите $\Delta G°_{298}$ реакции, протекающей по уравнению

$$CO_{(г)} + 3H_{2(г)} = CH_{4(г)} + H_2O_{(г)}.$$

Возможна ли данная реакция при стандартных условиях?

169. Образование сероводорода из простых веществ протекает по следующему уравнению:

$$H_{2(г)} + S_{(ромб)} = H_2S_{(г)}; \qquad \Delta H°_{298} = -20{,}15 \text{ кДж}.$$

Исходя из значений $S°_{298}$ соответствующих веществ, найдите $\Delta S°_{298}$ и $\Delta G°_{298}$ для этой реакции.

170. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите $\Delta G°_{298}$ реакции, протекающей по уравнению

$$C_2H_{2(г)} + 3O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + 2H_2O_{(ж)}.$$

Возможна ли данная реакция при стандартных условиях?

171. Определите, при какой температуре начнется реакция восстановления Fe_3O_4, протекающая по следующему уравнению:

$$Fe_3O_4 + CO_{(г)} = 3FeO_{(к)} + CO_{2(г)}; \qquad \Delta H°_{298} = +34{,}55 \text{ кДж}.$$

172. Рассчитайте, при какой температуре начнется диссоциация пентахлорида фосфора, протекающая по уравнению

$$PCl_{5(г)} = PCl_{3(г)} + Cl_{2(г)}; \qquad \Delta H°_{298} = +92{,}59 \text{ кДж}.$$

173. Вычислите изменение энтропии для реакций, протекающих по следующим уравнениям:

а) $2CH_{4(г)} = C_2H_{2(г)} + 3H_{2(г)}$;
б) $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} = 2NH_{3(г)}$;
в) $C_{графит} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$.

Почему в этих реакциях $\Delta S°_{298} > 0$; $\Delta S°_{298} < 0$; $\Delta S°_{298} \approx 0$?

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

$$2NO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{2(г)}?$$

Ответ мотивируйте, рассчитав $\Delta G°_{298}$ прямой реакции.

175. Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ, определите $\Delta G°_{298}$ реакции, протекающей по уравнению

$$NH_{3(г)} + HCl_{(г)} = NH_4Cl_{(к)}.$$

Может ли данная реакция при стандартных условиях идти самопроизвольно?

176. Напишите выражение для константы равновесия системы

$$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3.$$

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

177. Расскажите, как изменится скорость реакции при понижении температуры от 100 до 40 °С, если температурный коэффициент равен 2.

178. Составьте выражение для константы равновесия системы

$$CaO + 3C \leftrightarrow CaC_2 + CO.$$

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

179. Как изменится скорость реакции образования NO_2

$$2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2,$$

если объем газовой смеси увеличить в 3 раза?

180. Напишите выражение для константы равновесия системы

$$MgCO_3 \leftrightarrow MgO + CO_2.$$

Как следует изменить давление, чтобы сместить равновесие вправо?

181. Приведите выражение для константы равновесия системы

$$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O \leftrightarrow Na_2CO_3 + 10H_2O_{(пар)}.$$

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

182. Равновесие реакции

$$2(SO_2) + (O_2) \leftrightarrow 2(SO_3)$$

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.

183. Равновесные концентрации азота, водорода и аммиака в реакции синтеза аммиака при некоторой температуре соответственно равны 6, 9 и 2 моль/л. Рассчитайте константу равновесия и исходные концентрации азота и водорода.

184. Исходные концентрации оксида серы (IV) и хлора в реакции

$$(SO_2) + (Cl_2) \leftrightarrow (SO_2Cl_2)$$

соответственно равны 4 и 5 моль/л. Равновесие установилось, когда в реакцию вступило 20% исходного количества SO_2. Определите константу равновесия.

185. Исходные концентрации оксида углерода (II) и воды в реакции

$$(CO) + (H_2O) \leftrightarrow (CO_2) + (H_2)$$

равны соответственно 4 и 6 моль/л. Константа равновесия при некоторой температуре равна 1. Вычислите концентрации всех веществ в момент равновесия.

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

$$(NO) + (Cl_2) \leftrightarrow (NOCl_2)$$

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

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

$$(PCl_5) \leftrightarrow (PCl_3) + (Cl_2)$$

разложилось 20% исходного вещества. Определите константу равновесия реакции.

188. Константа равновесия реакции

$$(N_2) + 3(H_2) \leftrightarrow 2(NH_3)$$

равна 0,1 при некоторой температуре. Равновесные концентрации водорода и аммиака соответственно равны 0,2 и 0,08 моль/л. Вычислите начальную и равновесную концентрации азота.

189. Равновесие реакции

$$2(SO_2) + (O_2) \leftrightarrow 2(SO_3)$$

установилось при следующих концентрациях веществ: 0,02; 0,01 и 0,02 моль/л соответственно. Найдите величину константы равновесия и исходные концентрации оксида серы (IV) и кислорода.

190. Рассчитайте давление разложения $BaCO_3$:

$$[BaCO_3] \leftrightarrow [BaO] + (CO_2)$$

при 500 К и определите температуру, при которой давление CO_2 равно 101 325 Па.

191. Как отличаются численные значения K_C и K_p при 298 К для следующих процессов:

а) $2(NO_2) \leftrightarrow (N_2O_4)$;
б) $(H_2O) \leftrightarrow (H_2) + ½(O_2)$;
в) $½(N_2) + ½(O_2) \leftrightarrow (NO)$?

192. Вычислите давление разложения оксида ртути:

$$[HgO] \leftrightarrow \{Hg\} + ½(O_2)$$

при 573 К и определите температуру, при которой давление O_2 равно 101,325 кПа.

193. Рассчитайте давление разложения $Ca(OH)_2$:

$$[Ca(OH)_2] \leftrightarrow [CaO] + (H_2O)$$

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

194. При состоянии равновесия системы

$$(CO) + (Cl_2) \leftrightarrow (COCl_2)$$

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

195. Рассчитайте моляльную и молярную концентрации эквивалента 30%-ного раствора хлорида кальция, плотность которого равна 1,178 г/см^3.

196. Чему равна молярная концентрация эквивалента 30%-ного раствора NaOH, плотность которого составляет 1,328 г/см^3? К 1 л этого раствора прилили 5 л воды. Определите процентную концентрацию полученного раствора.

197. К 3 л 10%-ного раствора HNO_3, плотность которого равна 1,054 г/см^3, прибавили 5 л 2%-ного раствора той же кислоты с плотностью 1,009 г/см^3. Вычислите процентную и молярную концентрации полученного раствора, если считать, что его объем равен 8 л.

198. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента и моляльную концентрацию 20,8%-ного раствора HNO_3, плотность которого равна 1,12 г/см^3. Сколько граммов кислоты содержится в 4 л этого раствора?

199. Определите молярную, молярную концентрацию эквивалента и моляльную концентрацию 16%-ного раствора хлорида алюминия, плотность которого равна 1,149 г/см^3.

200. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 75 см^3 0,3 н. раствора H_2SO_4 прибавить 125 см^3 0,2 н. раствора KOH?

201. Для осаждения в виде AgCl всего серебра, содержащегося в 100 см^3 раствора $AgNO_3$, потребовалось 50 см^3 0,2 н. раствора HCl. Чему равна молярная концентрация эквивалента раствора $AgNO_3$? Сколько граммов AgCl выпало в осадок?

202. Какой объем 20%-ного раствора HCl (ρ = 1,100 г/см^3) потребуется для приготовления 1 л 10%-ного раствора (ρ = 1,050 г/см^3)?

203. Смешали 10 см^3 10%-ного раствора HNO_3 (ρ = 1,056 г/см^3) и 100 см^3 30%-ного раствора HNO_3 (ρ = 1,184 г/см^3). Вычислите процентную концентрацию полученного раствора.

204. Какой объем 50%-ного раствора KOH (ρ = 1,538 г/см^3) потребуется для приготовления 3 л 6%-ного раствора (ρ = 1,048 г/см^3)?

205. Определите, какой объем 10%-ного раствора карбоната натрия Na_2CO_3 (ρ = 1,105 г/см^3) необходим для приготовления 5 л 2%-ного раствора (ρ = 1,02 г/см^3).

206. На нейтрализацию 31 см^3 0,15 н. раствора щелочи требуется 217 см^3 раствора H_2SO_4. Чему равны нормальность и титр раствора H_2SO_4?

207. Какой объем 0,4 н. раствора щелочи необходим для нейтрализации 30 мл раствора, содержащего 0,2942 г H_2SO_4? Чему равна молярная концентрация раствора серной кислоты?

208. Сколько воды следует прибавить к 1 л 20%-ного раствора K_2CO_3 (ρ = 1,189 г/см^3) для приготовления 1 н. раствора?

209. Какой объем CO_2, измеренный при нормальных условиях, выделится при действии 250 мл 4 н. раствора HCl на избыток $CaCO_3$?

210. Вычислите молярную концентрацию 10%-ного раствора Na_2SO_4 (ρ = 1,091 г/см^3).

211. На нейтрализацию раствора, содержащего 0,5 г едкого натра, потребовалось 25 мл раствора кислоты. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента раствора кислоты.

212. Какое вещество и в каком количестве взято в избытке, если к 100 мл 4%-ного раствора HCl (ρ = 1,018 г/см^3) прибавили 50 мл 1 н. раствора едкого натра?

213. К 1 л 6%-ного раствора H_3PO_4 (ρ = 1,031 г/см^3) прилили 1 л воды. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.

214. Сколько миллилитров 5%-ного раствора серной кислоты (ρ = 1,032 г/см^3) пойдет на приготовление 2 л 0,5 н. раствора H_2SO_4?

215. Выпадет ли осадок йодида свинца при смешивании $0,45 \cdot 10^{-3}$ м^3 0,2 н. раствора нитрита свинца и $0,85 \cdot 10^{-3}$ м^3 0,004 н. раствора йодида цинка?

216. 4%-ный раствор NaOH массой $2 \cdot 10^{-3}$ кг разбавили водой до объема $2 \cdot 10^{-3}$ м^3. Определите pH полученного раствора.

217. Как изменится pH 0,05 М раствора HBrO, если к $2 \cdot 10^{-3}$ м^3 этого раствора прибавить 0,2 моль KBrO?

218. Вычислите произведение растворимости йодида свинца (II), если его растворимость равна $0,030 \cdot 10^{-3}$ кг на 0,100 кг воды.

219. Выпадет ли осадок, если смешать 1 м^3 0,2 н. раствора нитрата свинца (II) и 2 м^3 0,01 н. раствора хлорида натрия?

220. Образуется ли осадок в растворе при сливании 0,2 м^3 0,01 н. раствора нитрата кальция и 0,8 м^3 0,01 н. раствора сульфата калия?

221. Рассчитайте pH 0,5%-ного раствора уксусной кислоты (ρ = 998,9 кг/м^3).

222. Какую массу KCN ($\alpha = 1$) следует прибавить к 10^{-3} м^3 0,1 М раствора HCN, чтобы pH раствора стал равным 7?

223. В $5 \cdot 10^{-5}$ м^3 насыщенного раствора карбоната серебра содержится $6{,}3 \cdot 10^{-6}$ моль ионов CO_3^{2-}. Найдите произведение растворимости карбоната серебра.

224. Во сколько раз уменьшится концентрация ионов Mn^{2+} в насыщенном растворе сульфида марганца при прибавлении к 1 м^3 насыщенного раствора 0,1 кг сульфида калия?

225. Образуется ли осадок, если к 10 м^3 0,001 н. раствора хлорида стронция прибавить 0,1 кг сульфида калия?

226. 0,020 м^3 6%-ной серной кислоты ($\rho = 1040$ кг/м^3) разбавили водой до объема 1 м^3. Вычислите pH раствора, считая диссоциацию полной.

227. Как изменится концентрация ионов OH^- и pH раствора гидрата аммиака, если к $1 \cdot 10^{-3}$ м^3 0,2 М раствора прибавить 0,1 моль NH_4Cl?

228. Произведение растворимости ортофосфата кальция составляет $2 \cdot 10^{-29}$. Определите растворимость соли (моль/л, г/л), объем воды, необходимый для растворения 0,100 кг ортофосфата.

229. Выпадет ли осадок, если смешать 20 м^3 0,01 н. раствора серной кислоты и 10 м^3 0,001 н. раствора нитрата серебра?

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

231. Рассчитайте pH 0,2 М раствора уксусной кислоты. Как изменится pH, если к 1 м^3 этого раствора добавить 200 моль CH_3COONa?

232. В 0,1 м^3 насыщенного раствора йодида свинца (II) содержится 0,0135 кг свинца в виде ионов. Вычислите произведение растворимости йодида свинца.

233. Выпадет ли осадок фосфата серебра, если смешать одинаковые объемы 0,001 М раствора фосфата натрия и 0,0001 н. раствора нитрата серебра?

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

235. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих между веществами $NaHCO_3$ и NaOH; K_2SiO_3 и HCl; $BaCl_2$ и Na_2SO_4.

236. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих между следующими веществами: K_2S и HCl; $FeSO_4$ и $(NH_4)_2S$; $Cr(OH)_3$ и KOH.

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

а) $Zn^{2+} + H_2S = ZnS + 2H^+$;
б) $Mg^{2+} + CO_3^{2-} = MgCO_3$;
в) $H^+ + OH^- = H_2O$.

238. К каждому из веществ: $Al(OH)_3$; H_2SO_4; $Ba(OH)_2$ прибавили раствор едкого кали. В каких случаях произошли реакции? Выразите их молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

239. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих между веществами $KHCO_3$ и H_2SO_4; $Zn(OH)_2$ и $NaOH$; $CaCl_2$ и $AgNO_3$.

240. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих между следующими веществами: $CuSO_4$ и H_2S; $BaCO_3$ и HNO_3; $FeCl_3$ и KOH.

241. Запишите молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

а) $Cu^{2+} + S^{2-} = CuS$;
б) $Pb(OH)_2 + 2OH^- = PbO_2^{2-} + 2H_2O$;
в) $SiO_3^{2-} + 2H^+ = H_2SiO_3$.

242. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, которые протекают между следующими веществами: $Sn(OH)_2$ и HCl; $BeSO_4$ и KOH; NH_4Cl и $Ba(OH)_2$.

243. К каждому из веществ: $KHCO_3$, CH_3COOH, $NiSO_4$, Na_2S прибавили раствор серной кислоты. В каких случаях произошли реакции? Выразите их молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

244. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих между веществами $Hg(NO_3)_2$ и NaI; $Pb(NO_3)_2$ и KI; $CdSO_4$ и Na_2S.

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

а) $CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2O + CO_2$;
б) $Al(OH)_3 + OH^- = AlO_2^- + 2H_2O$;
в) $Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2$.

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

247. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих между следующими веществами: Na_3PO_4 и $CaCl_2$; K_2CO_3 и $BaCl_2$; $Zn(OH)_2$ и KOH.

248. Напишите молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

а) $Fe(OH)_3 + 3H^+ = Fe^{3+} + 3H_2O$;
б) $Cd^{2+} + 2OH^- = Cd(OH)_2$;
в) $H^+ + NO_2^- = HNO_2$.

249. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих между веществами CdS и HCl; $Cr(OH)_3$ и NaOH; $Ba(OH)_2$ и $CoCl_2$.

250. Запишите молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

а) $Zn^{2+} + H_2S = ZnS + 2H^+$;
б) $HCO_3^- + H^+ = H_2O + CO_2$;
в) $Ag^+ + Cl^- = AgCl$.

251. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих между следующими веществами: H_2SO_4 и $Ba(OH)_2$; $FeCl_3$ и $NH_3 \cdot H_2O$; CH_3COONa и HCl.

252. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих между веществами $FeCl_3$ и KOH; $NiSO_4$ и $(NH_4)_2S$; $MgCO_3$ и HNO_3.

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

а) $Cu^{2+} + H_2S = CuS + 2H^+$;
б) $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3$;
в) $H^+ + OH^- = H_2O$.

254. К каждому из веществ: $Cr(OH)_3$, $Ba(OH)_2$, HNO_3, $FeCl_3$ прибавили раствор едкого кали. В каких случаях произошли реакции? Выразите их молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

255. 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.

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

257. Вычислите константу гидролиза ортофосфата натрия. Каковы pH 2,4 М раствора Na_3PO_4 и степень гидролиза соли?

258. Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза гипохлорита натрия, сульфида калия, сульфата хрома (III),

гидрофосфата натрия, гидрокарбоната аммония и определите реакцию их водяных растворов.

259. Рассчитайте константу гидролиза карбоната натрия, степень гидролиза соли в 0,1 М растворе и pH раствора.

260. Вычислите константу, степень и pH гидролиза 0,1 М раствора гидрокарбоната натрия.

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

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

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

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

265. На примере процесса гидролиза ортофосфата калия покажите связь константы гидролиза с константой диссоциации слабого электролита, образующего соль. Определите pH 0,1 М раствора ортофосфата калия.

266. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза перхлората аммония, гидросульфида калия, сульфата алюминия, фосфата натрия, нитрата алюминия, хлорида магния. Укажите реакцию среды и pH растворов.

267. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих при сливании растворов хлорида железа (III) и сульфита натрия, нитрита меди (II) и ацетата калия.

268. Вычислите константу гидролиза гипохлорита калия. Каковы степень гидролиза соли в 0,1 М растворе и pH растворов?

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

270. Рассчитайте константу, степень и pH гидролиза 0,01 М раствора гидрокарбоната калия.

271. Вычислите константу, степень и pH гидролиза 0,05 М раствора гидросульфида натрия.

272. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза хлорида цинка (II), сульфида натрия, бромида магния,

сульфита железа (III), гидрокарбоната рубидия, хлорида кобальта (II). Определите реакцию среды и pH растворов.

273. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих при сливании растворов силиката натрия и хлорида никеля (II), сульфата кобальта (II) и сульфита калия.

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

275. Составьте полные уравнения реакций:

а) $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow$
б) $KBr + KBrO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$

276. Закончите составление уравнений окислительно-восстановительных реакций:

а) $H_2O_2 + KMnO_4 + KOH \rightarrow$
б) $HI + H_2SO_{4(конц)} \rightarrow$

277. Вычислите молярные массы эквивалентов следующих окислителей: $K_2Cr_2O_7$, переходящего при восстановлении в $Cr_2(SO_4)_3$; $KClO_3$, переходящего при восстановлении в KCl.

278. Какой объем кислорода (н. у.) может быть получен из 0,039 кг пероксида натрия при взаимодействии его с оксидом углерода (IV)? Расскажите, какое применение находит эта реакция в технике.

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

$$SO_4^{2-} + 10H^+ + 8e^- \rightarrow H_2S + 4H_2O.$$

280. Укажите формулы (А, Б и В) промежуточных и конечных бромсодержащих веществ в процессе, происходящем по следующей схеме:

а) $Br_2 + H_2S \rightarrow$ А;
б) А + KOH → Б;
в) Б + Cl_2 → В.

Приведите уравнения реакций, соответствующих данной схеме.

281. Напишите полные уравнения реакций:

а) $Zn + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$
б) $SO_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow$

282. Закончите составление уравнений окислительно-восстановительных реакций:

а) $KMnO_4 + FeSO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
б) $MnO_2 + KNO_3 + KOH \xrightarrow{t}$

283. Вычислите молярные массы эквивалента сульфата железа (II) в следующих реакциях:

а) $FeSO_4 + 2NaOH = Fe(OH)_2 + Na_2SO_4$;
б) $2FeSO_4 + Br_2 + H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + 2HBr$.

284. При действии H_2O_2 на раствор $KMnO_4$ в присутствии H_2SO_4 выделилось $5{,}6 \cdot 10^{-3}$ м^3 кислорода (н. у.) Какая масса йода выделится из раствора йодида при действии на него такой же массы H_2O_2?

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

а) $N_2H_4 \rightarrow N_2 + NH_3$;
б) $K_2SnO_2 + KOH + Bi(NO_3)_3 \rightarrow K_2SnO_3 + Bi + KNO_3 + H_2O$?

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

$$NO_3^- + 10H^+ + 8e^- \rightarrow NH_4^+ + 3H_2O.$$

287. Напишите формулы (А, Б и В) промежуточных и конечных натрийсодержащих веществ в процессе, протекающем по следующей схеме:

а) $Na + H_2O \rightarrow$ А;
б) А + $HNO_2 \rightarrow$ Б;
в) Б + $H_2O_2 \rightarrow$ В.

Приведите уравнения реакций, соответствующих данной схеме.

288. Составьте полные уравнения реакций:

а) $Fe(OH)_2 + Cl_2 + NaOH \rightarrow$
б) $Na_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$

289. Закончите составление уравнений окислительно-восстановительных реакций:

а) $MnO_2 + NaI + H_2SO_4 \rightarrow$
б) $PbS + O_2 \xrightarrow{t}$

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

а) $H_2SO_3 + H_2S \rightarrow S + H_2O$;
б) $H_2SO_3 + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO$.

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

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

а) $CuSO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4 + Cu$;
б) $Na + NH_3 \rightarrow NaNH_2 + H_2$?

293. Закончите уравнения реакций:

а) $H_2S + HNO_3 \rightarrow$
б) $MnO_2 + KNO_3 + KOH \xrightarrow{t}$

294. Какой объем раствора, содержащего 1 моль KNO_2 в каждом 0,001 м^3, необходим как восстановитель для 1 моль $KMnO_4$ в присутствии H_2SO_4, как окислитель для 1 моль KI в присутствии H_2SO_4?

295. Рассчитайте стандартную ЭДС водородно-кислородного топливного элемента, основанного на реакции

$$(H_2) + ½(O_2) = \{H_2O\}.$$

296. Определите $\Delta G°_{298}$ водородно-кислородного топливного элемента. Какой электрод является катодом?

297. Вычислите потенциал водородного электрода в 0,001%-ном растворе хлорной кислоты (ρ = 1000 кг/м^3).

298. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента, составленного из металлического кадмия и меди в 0,2 н. и 0,02 н. растворах их солей.

299. Определите 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.

300. Вычислите ЭДС элемента $Pb \mid Pb^{2+} \parallel Ag^{+} \mid Ag$ при 298 К, если активность реагирующих веществ и продуктов реакции равна 1.

301. Рассчитайте $\Delta G°_{298}$ элемента $Pb \mid Pb^{2+} \parallel Ag^{+} \mid Ag$. Укажите, какой из электродов является отрицательным.

302. Вычислите потенциал водородного электрода в 0,04%-ном растворе гидроксида натрия (ρ = 1000 кг/м^3).

303. Определите 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).

304. Рассчитайте ЭДС элемента $Cd \mid Cd^{2+} \parallel Cu^{2+} \mid Cu$ при 298 К, считая активность реагирующих веществ и продуктов реакции равной 1.

305. Вычислите $\Delta G°_{298}$ элемента $Cd \mid Cd^{2+} \parallel Cu^{2+} \mid Cu$ и укажите, какой электрод является анодом.

306. Определите потенциал разложения 1 М раствора сульфата цинка при 298 К на гладких платиновых электродах.

307. Рассчитайте потенциал серебряного электрода, опущенного в насыщенный раствор сульфида серебра. Во сколько раз надо изменить концентрацию ионов серебра, чтобы потенциал электрода стал равен 0?

308. Вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из кобальта в 1 н. растворе сульфата кобальта (II) и олова в 0,1 н. растворе сульфата олова (II).

309. Определите растворимость (моль/л) хромата серебра, используя значение электродного потенциала серебра в насыщенном растворе хромата, равное +0,596 В.

310. Рассчитайте ЭДС элемента $Pb \mid Pb^{2+} \parallel Sn^{4+} \mid Sn^{2+}, Pt$ при 298 К, считая, что активность гидратированных ионов металла равна 1.

311. Вычислите $\Delta G°_{298}$ элемента $Pb \mid Pb^{2+} \parallel Sn^{4+} \mid Sn^{2+}, Pt$ и укажите, какой электрод является катодом.

312. Определите потенциал разложения 1 М раствора нитрата меди (II) на черненой платине.

313. Рассчитайте потенциал серебряного электрода, опущенного в насыщенный раствор AgI. При какой концентрации Ag^+ потенциал электрода будет равен 0?

314. Вычислите потенциал водородного электрода в 1%-ном растворе уксусной кислоты (ρ = 999,6 кг/м^3).

315. Укажите вещества, образующиеся на угольных электродах при электролизе раствора хлорида железа (II).

316. Какой объем (л) кислорода (н. у.) выделится на аноде, если через раствор сульфата калия пропустить 96 485 Кл электричества?

317. Определите потенциал разложения водного раствора нитрата калия на железных электродах.

318. Составьте схемы электролиза водного раствора и расплава хлорида калия на угольных электродах.

319. Рассчитайте потенциал разложения водного раствора гидроксида калия на электродах из гладкой платины.

320. Вычислите потенциал разложения 1 М раствора $CuSO_4$ при 298 К на электродах из гладкой платины.

321. При электролизе водных растворов каких солей на катоде выделяется металл: $CuSO_4$, K_2SO_4, $Zn(NO_3)_2$, $AgNO_3$? Составьте схемы электролиза растворов этих солей.

322. Рассчитайте потенциал разложения 1 М раствора $FeSO_4$ при 298 К на электродах из черненой платины.

323. Какие вещества образуются на электродах при электролизе водного раствора гидрофторида калия? Ответ мотивируйте.

324. Определите потенциал разложения 1 М раствора $AgNO_3$ при 298 К на электродах из гладкой платины.

325. Какой объем (л) кислорода (н. у.) выделится на аноде при электролизе серной кислоты, если через раствор пропустить $2F$ ($2 \cdot 96\,485$ Кл) электричества?

326. Найдите потенциал разложения 1 М раствора $NiCl_2$ на гладких платиновых электродах при 298 К.

327. Определите потенциал разложения 1 М K_2SO_4 при 298 К на электродах из гладкой платины.

328. В каком случае при электролизе водных растворов указанных солей у анода выделяется кислород: $CuCl_2$, $CuSO_4$, $MgBr_2$, $Mg(NO_3)_2$?

329. При электролизе водных растворов каких солей у анода окисляется вода: KCl, K_2S, $NaNO_3$, Na_2SO_4? Ответ аргументируйте.

330. Укажите, какое вещество выделяется на катоде, и приведите реакцию среды около этого электрода при электролизе водного раствора сульфата натрия.

331. При электролизе водных растворов каких солей на катоде выделяется водород: $CuCl_2$, $CuSO_4$, $MgBr_2$, $Mg(NO_3)_2$? Ответ мотивируйте.

332. Через растворы NaCl и Na_2SO_4 пропускали в течение некоторого времени постоянный ток. Изменилось ли от этого количество соли в том и другом случае? Ответ аргументируйте, составив электронные уравнения процессов, идущих на аноде и катоде.

333. Можно ли получить любой металл электролизом водного раствора его соли? Составьте схемы электролиза водных растворов $CuSO_4$ и NaCl на угольных электродах.

334. Какие процессы окисления-восстановления протекают на катоде и аноде при электролизе водного раствора $NiCl_2$, если анод:

а) никелевый;

б) угольный?

335. В чем сущность электрохимической коррозии металлов? Почему химически чистый цинк очень медленно вытесняет водород из кислот, а технический – интенсивно? Дайте мотивированный ответ.

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

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

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

а) $KMnO_4 + Zn + H_2SO_4 \rightarrow$

б) $Zn + NaOH \rightarrow$

339. Рассчитайте концентрацию ионов водорода в растворе, если потенциал водородного электрода равен –0,236 В. Определите pH раствора.

340. Используя таблицу стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, оцените возможность протекания процесса

$$HBr + HIO \rightarrow HBrO + HI.$$

341. Какой из галогенов способен окислить манганат калия до перманганата: Cl_2, Br_2, I_2? Ответ подтвердите расчетом константы равновесия.

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

а) $H_2S + H_2SO_3 \rightarrow$

б) $KMnO_4 + K_2SO_3 + H_2O \rightarrow$

343. Можно ли осуществить реакцию окисления фосфористой кислоты йодной водой?

344. Какое из защитных покрытий является анодным по отношению к защищенному металлу:

а) Fe покрыто Cd;

б) Fe покрыто Al;

в) Cd покрыт Cu;

г) Al покрыт Au?

Ответ мотивируйте.

345. В каком случае первый металл вытесняет ионы второго:

а) Cu и Zn;

б) Zn и Ag;

в) Ni и Cu;

г) Fe и Mg?

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

а) $KMnO_4 + Na_2SO_3 + NaOH \rightarrow$

б) $KMnO_4 + HCl_{(конц)} \rightarrow$

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

348. Оцените, может ли концентрированная HNO_3 окислить свободный свинец до PbO_2.

349. 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 аргументируйте.

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

351. В присутствии какой добавки (массовая доля – 0,03%) растворение алюминия в соляной кислоте характеризуется большей скоростью: C, Ca, Zn, B? Дайти мотивированный ответ.

352. Укажите, какие из ионов галогенов могут быть окислены азотистой кислотой ($HNO_2 \rightarrow NO$) в кислой среде до свободных галогенов: I^-, Br^-, Cl^-, F^-. Ответ аргументируйте.

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

а) $Mg + AlCl_3$;

б) $Ag + K_2SO_4$;

в) $Zn + K_2CO_3$;

г) $Ag + Cu(NO_3)_2$?

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

355. Приведены примеры комплексных соединений *d*-элементов: $[Zn(OH_2)_4]Cl_2$, $K_3[Fe(CN)_6]$, $K_3[Cr(CN)_6]$, $[Cr(NH_3)_3(OH_2)_3]Cl_3$, $K_3[Co(NO_2)_6]$, $Na[Ag(NO_2)_2]$, $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$, $Na_2[Zn(OH)_4]$, $[Co(NH_3)_5Br]SO_4$. Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя.

356. Составьте формулы комплексных ионов хрома (III), если координационное число его равно 6, а лигандами являются молекулы H_2O, NH_3 и ионы F^-, OH^-.

357. Приведены формулы комплексных ионов: $[Pt(NH_3)_4]^{2+}$, $[PdCl_4]^{2-}$, $[Au(CN)_2]^-$, $[Co(NO_2)_6]^{3-}$. Установите степень окисления и координационное число комплексообразователя.

358. Составьте координационные формулы и напишите уравнения диссоциации следующих комплексных соединений кобальта в водных растворах: $CoCl_3 \cdot 6NH_3$, $CoCl_3 \cdot 5NH_3 \cdot H_2O$, $CoCl_3 \cdot 5NH_3$, $CoCl_3 \cdot 4NH_3$. Координационное число комплексообразователя равно 6.

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

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

361. Что называется константой нестойкости комплексного иона? Значения констант нестойкости ионов $[Cu(NH_3)_2]^+$ и $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ 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?

362. Не прибегая к числовым величинам, укажите, какой из комплексных ионов устойчивее: $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$ или $[Cd(CN)_4]^{2-}$. Чем это объясняется?

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

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

365. Объясните механизм образования связи в комплексном ионе $[Cr(NH_3)_6]^{3+}$ с позиций метода ВС.

366. Напишите выражения для констант нестойкости комплексных ионов $[Ag(NH_3)_2]^+$, $[Fe(CN)_6]^{4-}$, $[PtCl_6]^{2-}$. Чему равны степень окисления и координационное число комплексообразователя в этих ионах?

367. Константы нестойкости комплексных ионов $[Co(CN)_4]^{2-}$, $[Hg(CN)_4]^{2-}$, $[Cd(CN)_4]^{2-}$ 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 CN^- больше? Приведите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов.

368. Напишите выражения для констант нестойкости следующих комплексных ионов: $[Ag(CN)_2]^-$, $[Ag(NH_3)_2]^+$, $[Ag(NCS)_2]^-$. Зная, что они соответственно равны $1{,}0 \cdot 10^{-21}$, $6{,}8 \cdot 10^{-8}$, $2{,}8 \cdot 10^{-11}$, укажите,

в каком растворе, содержащем эти ионы (при равной молярной концентрации), больше ионов Ag^+.

369. При прибавлении раствора KCN к раствору $[Zn(NH_3)_4]SO_4$ образуется растворимое комплексное соединение $K_2[Zn(CN)_4]$. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций. Константа нестойкости какого иона $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ или $[Zn(CN)_4]^{2-}$ больше? Почему?

370. Напишите уравнения диссоциации солей $K_3[Fe(CN)_6]$ и $NH_4Fe(SO_4)_2$ в водном растворе. К каждой из них прилили раствор щелочи. В каком случае выпадет осадок гидроксида железа? Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций. Какие комплексные соединения называются двойными солями?

371. Приведите координационные формулы следующих комплексных соединений платины (+2): $PtCl_2 \cdot 3NH_3$; $PtCl_2 \cdot NH_3 \cdot KCl$; $PtCl_2 \cdot 2NH_3$, координационное число которой равно 4.

372. Какой объем 20%-ного раствора NaOH (ρ = 1225 кг/м^3) необходимо взять для растворения 1 моль гидроксида хрома (III)?

373. Вычислите концентрации катионов серебра и аммиака в 0,1 М растворе соли $[Ag(NH_3)_2]Cl$.

374. Для реакции

$$\{Cu^{2+}\}_{aq} + 4\{NH_3\}_{aq} \leftrightarrow \{Cu(NH_3)_4^{2+}\}_{aq}$$

$\Delta G°_{298}$ = –72,3 кДж/моль. Рассчитайте константу нестойкости комплексного иона.

375. Какие вещества образуются при горении натрия и калия на воздухе?

376. Что такое пероксиды и каковы их свойства?

377. Как получают гидроксид натрия в технике? Где он применяется?

378. Что такое каустическая, кальцинированная, кристаллическая и питьевая сода?

379. Вычислите массовую долю калия в сильвините, содержащем 57% чистого хлорида калия.

380. Какие из металлов, относящихся к *p*-элементам, образуют амфотерные гидроксиды? Ответ подтвердите молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями реакций.

381. Напишите уравнения реакции взаимодействия пероксида натрия с оксидом углерода (IV). Составьте электронные уравнения. Где используется эта реакция?

382. Приведите уравнения реакции взаимодействия надпероксида калия KO_2 с разбавленной серной кислотой. Составьте электронные уравнения.

383. Напишите уравнения реакции взаимодействия гидроксида железа (II) с пероксидом водорода. Составьте электронные уравнения. Какое вещество является окислителем, какое – восстановителем?

384. Какой из металлов, относящихся к *s*-элементам, растворяется в щелочи? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Составьте электронные уравнения.

385. Приведите уравнения реакции взаимодействия надпероксида калия KO_2 с оксидом углерода (IV). Составьте электронные уравнения.

386. Назовите все изотопы водорода. Укажите состав ядер. Что такое тяжелая вода? Как она получается?

387. Напишите уравнения реакций взаимодействия надпероксида водорода с хлором; с йодоводородом. Составьте электронные уравнения.

388. Что называется известковой водой, гипсовой водой, баритовой водой? Для чего они применяются?

389. Как распознать соду, мел, сульфат натрия и гипс, имея воду и азотную кислоту?

390. Расскажите, как получаются гидриды щелочных и щелочноземельных металлов. Напишите уравнения реакции взаимодействия гидрида кальция с водой. Составьте электронные уравнения. Укажите, что окисляется, что восстанавливается; что является окислителем, что – восстановителем.

391. Какие соединения называют бериллатами? Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции получения бериллата натрия.

392. Назовите, какая соль образуется при полном насыщении сероводородом раствора гидроксида бария. Приведите уравнение реакции.

393. Каков состав алюмоаммонийных квасцов? Как получить из них аммиак, гидроксид алюминия, сульфат бария, алюминат натрия? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

394. Почему алюминий не вытесняет водород из воды, но вытесняет его из растворов щелочи?

395. Определите массовые доли меди и алюминия в смеси, если при обработке смеси массой 1 г избытком соляной кислоты выделился водород объемом 0,56 л (н. у.).

396. Как из алюмокалиевых квасцов можно получить:

а) гидроксид алюминия;

б) алюминат калия;

в) сульфат бария?

397. Какое соединение образуется при пропускании оксида углерода (IV) через водяную суспензию малорастворимого карбоната

кальция? Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции.

398. Дайте сравнительную характеристику гидроксидов бериллия и магния. Запишите уравнения соответствующих реакций.

399. Какое соединение кальция образуется при добавлении раствора карбоната натрия к раствору гидрокарбоната кальция? Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции.

400. При пропускании оксида углерода (IV) через раствор гидроксида кальция образуется осадок, который при дальнейшем пропускании CO_2 растворяется. Дайте объяснение этому явлению. Приведите уравнения соответствующих реакций.

401. Какое соединение бериллия образуется при взаимодействии бериллата натрия с водой? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции.

402. Назовите, какое соединение кальция образуется при добавлении раствора соляной кислоты к гидроксокарбонату кальция. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции.

403. Напишите уравнения реакций между водородом и калием; водородом и хлором. Для каждой реакции составьте электронные уравнения, укажите окислитель и восстановитель.

404. Как можно получить гидроксиды магния и бериллия? Какой из этих гидроксидов растворяется в щелочи? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

405. Какие соединения кальция и магния применяются в качестве вяжущих строительных материалов? Чем обусловлены их вяжущие свойства?

406. Укажите, какие соединения бора образуются при взаимодействии ортоборной кислоты с гидроксидом натрия; тетрабората натрия с хлороводородной кислотой. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

407. Почему нельзя хранить концентрированные растворы щелочей в алюминиевой посуде? Ответ подтвердите составлением соответствующего уравнения реакции.

408. К раствору, содержащему нитрат меди (II) и нитрат алюминия, добавили избыток раствора гидроксида натрия. Приведите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения происходящих уравнений реакций. Какое вещество находится в осадке?

409. Какое соединение углерода образуется, если через известковую воду пропустить углекислый газ до полного насыщения раствора? Составьте уравнение реакции.

410. Назовите, какое соединение кремния образуется при растворении его в щелочи. Напишите электронные уравнения.

411. Почему в посуде, сделанной из белой жести, нельзя хранить концентрированный раствор щелочи? Ответ подтвердите составлением уравнения соответствующей реакции.

412. В каждый из растворов HCl, HNO_3, KOH поместили кусочек свинца. Во всех ли растворах наблюдается растворение свинца? Составьте уравнение происходящих реакций.

413. Почему HNO_3 проявляет только окислительные свойства, а HNO_2 – и окислительные, и восстановительные? Запишите уравнения реакций, в которых HNO_2 – окислитель, восстановитель. Составьте электронные уравнения.

414. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

$$P \rightarrow P_4O_{10} \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow (NH_4)_2HPO_4.$$

415. Какая масса фосфата кальция, угля и песка потребуется для получения фосфора массой 31 кг?

416. Назовите, какое соединение фосфора образуется при окислении фосфора азотной кислотой. Составьте электронные уравнения.

417. Какие продукты восстановления азотной кислоты образуются при взаимодействии магния с концентрированной азотной кислотой, с очень разбавленной азотной кислотой? Приведите электронные уравнения протекающих реакций.

418. Как можно получить оксид азота (V) N_2O_5, исходя из следующих веществ: $Ca_3(PO_4)_2$, SiO_2 и HNO_3? Напишите уравнения реакций.

419. Расскажите, как можно получить нитрат аммония NH_4NO_3, имея азот и воду. Составьте уравнения реакций.

420. Какое соединение мышьяка образуется при окислении свободного мышьяка азотной кислоты? Приведите электронные уравнения протекающей реакции.

421. Какие соединения называются фосфидами? Напишите уравнения реакций получения фосфида магния, взаимодействия фосфида магния с водой.

422. Относительная плотность пара одного из оксидов фосфора по воздуху составляет 7,6. Массовая доля фосфора в оксиде равна 56,4. Найдите формулу оксида.

423. Какими свойствами обладает мышьяковистая кислота? Приведите уравнение реакции между метамышьяковистой кислотой и йодом. Составьте электронные уравнения.

424. Запишите уравнения реакций, протекающих по схеме

$$Sb_2O_3 \rightarrow SbCl_3 \rightarrow Sb(OH)_3 \rightarrow NaSbO_2 \rightarrow Sb(OH)_3.$$

425. Дайте сравнительную характеристику тригидроксидов сурьмы и висмута. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

426. Какие соединения сурьмы и висмута образуются при прибавлении избытка щелочи к растворам $SbCl_3$ и $BiCl_3$? Приведите уравнения реакций.

427. Напишите уравнения реакций, в которых свободная сера проявляет свойства окислителя, восстановителя. Составьте электронные уравнения.

428. Исходя из представлений о строении атома серы, селена и теллура, объясните, почему H_2S более слабый восстановитель, чем H_2Se и H_2Te.

429. Как осуществить следующие превращения:

а) $H_2S \rightarrow SO_2$;

б) $SO_2 \rightarrow CaSO_3$;

в) $Na_2SO_3 \rightarrow SO_2 \rightarrow K_2SO_3$;

г) $Ba(NO_3)_2 \rightarrow BaSO_4$?

Напишите уравнения реакций.

430. Почему не могут совместно находиться в растворе H_2S и H_2SO_3; H_2SO_3 и $KClO$? Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.

431. Объясните, почему H_2SO_4 только окислитель, а H_2SO_3 и окислитель, и восстановитель. Составьте электронные уравнения реакций.

432. Определите pH и степень диссоциации 0,1 М раствора сероводорода (по первой ступени его диссоциации).

433. Какие реакции протекают при пропускании H_2S через растворы I_2, $CuSO_4$? Приведите уравнения реакций. Какая из реакций является окислительно-восстановительной?

434. Как можно получить йод, имея йодид натрия, диоксид марганца и соляную кислоту? Запишите уравнения реакций.

435. Расскажите, как можно получить хлорную известь, имея карбонат кальция, соляную кислоту, воду и диоксид марганца. Составьте уравнения реакций.

436. Какое соединение хлора образуется при пропускании хлора через горячий раствор KOH? Приведите электронные уравнения реакции.

437. Как можно получить бертолетову соль, имея оксид марганца (IV), соляную кислоту и гидроксид калия? Напишите уравнения реакций.

438. Укажите, как изменяются окислительные свойства галогенов при переходе от фтора к йоду и восстановительные свойства их отрицательно заряженных ионов. Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций:

а) $Cl_2 + I_2 + H_2O \rightarrow$

б) $KI + Br_2 \rightarrow$

Укажите окислитель и восстановитель.

439. Напишите формулы и назовите кислородные кислоты хлора, укажите степень окисления хлора в каждом из них. Какая из кислот более сильный окислитель? На основании электронных уравнений закончите уравнение реакции

$$KI + NaOCl + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + \ldots$$

Хлор приобретает минимальную степень окисления.

440. Какие реакции нужно провести для осуществления следующих превращений:

$$NaCl \rightarrow HCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow KClO_3?$$

Уравнения окислительно-восстановительных реакций составьте на основании электронных уравнений.

441. Какое соединение железа образуется, если на раствор $FeSO_4$ подействовать щелочью и полученный влажный осадок оставить на воздухе? Приведите уравнения реакций. Для окислительно-восстановительной реакции напишите электронные уравнения.

442. К раствору хромита калия прилили пероксид водорода и раствор едкого кали. Зеленая окраска раствора сменяется желтой. Чем объясняется изменение окраски раствора? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

443. Как относятся элементы подгруппы цинка к кислотам и щелочам? Запишите уравнения соответствующих реакций.

444. Какое соединение хрома образуется при кипячении щелочного раствора хромита натрия с бромом? Приведите электронные и молекулярные уравнения реакции.

445. Укажите, какие соединения марганца образуются при его взаимодействии с азотной кислотой, с соляной кислотой. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций.

446. При растворении рения в азотной кислоте образуется рениевая кислота. Напишите электронные и молекулярные уравнения реакции.

447. К раствору $CoCl_2$ прилили избыток раствора аммиака. Какое комплексное соединение при этом образовалось? Приведите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции.

448. Соляной кислотой подействовали на Ni_2O_3, на Fe_2O_3. Какая из реакций является окислительно-восстановительной? Составьте для этой реакции электронные уравнения.

449. К раствору сульфата некоторого металла со степенью окисления +3, содержащего 4 г растворенного вещества, добавили раствор гидроксида натрия, что привело к образованию осадка массой 2,14 г. Какой металл входил в состав сульфата?

450. Как изменяется степень окисления железа и никеля при взаимодействии $FeSO_4$ и Ni_2O_3 в растворе H_2SO_4? Напишите электронные и молекулярные уравнения реакции.

451. При растворении технеция в азотной кислоте образуется технециевая кислота. Приведите электронные и молекулярные уравнения реакции.

452. Какие соединения титана образуются при действии на титан соляной или серной кислоты, азотной кислоты? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций.

453. Охарактеризуйте отношение титана к воде, к кислотам. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

454. Какое соединение хрома образуется при сплавлении Cr_2O_3 с $NaNO_3$ и Na_2CO_3? Запишите электронные и молекулярные уравнения реакций.

455. Назовите, какое соединение марганца получается при сплавлении MnO_2 с KOH и $KClO_3$. Приведите электронные и молекулярные уравнения реакций.

456. Составьте уравнения реакций перехода:

а) сульфата хрома (III) в бихромат калия;

б) хромата калия в хлорид хрома;

в) бихромата калия в хромат калия;

г) бихромата калия в хромит калия.

457. Как из руды состава $FeO \cdot Cr_2O_3$ получить бихромат калия?

458. При взаимодействии йодида калия в кислой среде с $K_2Cr_2O_7$ израсходован 0,1 М раствор дихромата калия объемом 300 мл. Какая масса йода выделилась в результате этой реакции?

459. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций превращения: K_2CrO_4 в $K_2Cr_2O_7$; $K_2Cr_2O_7$ в K_2CrO_4. Являются ли эти реакции окислительно-восстановительными? Ответ мотивируйте.

460. Почему в домне нельзя получить чистое железо?

461. Составьте уравнения основных химических реакций, протекающих в доменной печи.

462. Какую степень окисления проявляет железо в своих соединениях? Как можно открыть в растворе ионы железа, степень окисления которых равна +2, +3? Приведите уравнения реакций.

463. В какой среде – кислой, щелочной или нейтральной – происходит восстановление $KMnO_4$ до K_2MnO_4? Запишите электронные и молекулярные уравнения реакции.

464. Какое соединение хрома образуется при сплавлении хромистого железняка с карбонатом натрия при участии кислорода? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

465. При постепенном прибавлении раствора KI к раствору $Hg(NO_3)_2$ образующийся вначале осадок растворяется. Какое комплексное соединение при этом получается? Приведите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции.

466. При постепенном прибавлении раствора аммиака к раствору сульфата кадмия образующийся вначале осадок растворяется. Какое комплексное соединение кадмия при этом получается? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции.

467. Соединения серебра (I) являются хорошими окислителями. Тогда как соединения золота (I) очень неустойчивы и в момент образования диспропорционируют. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций:

а) взаимодействия HCOOH с AgOH;

б) диспропорционирования AuCl.

468. Если через щелочной раствор, содержащий взвесь $Cu(OH)_2$, пропустить хлор, то раствор окрашивается в красный цвет за счет образования купрат-иона $[Cu(OH)_4]^{-}$. При дальнейшем добавлении $Ba(OH)_2$ выпадает красный осадок купрата бария, который быстро чернеет, выделяя пузырьки кислорода. Приведите уравнения всех происходящих реакций.

469. Напишите уравнения реакций, протекающих при осуществлении следующих превращений:

$$Cu \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuCl_2 \rightarrow CuCl.$$

470. Для количественного определения ионов меди (II) используют реакцию взаимодействия йодида калия с какой-либо солью меди. На чем основан этот метод? Приведите уравнения реакций.

471. Как можно получить хлорид меди (I)? Напишите уравнения реакции CuCl с концентрированными растворами:

а) соляной кислоты;

б) аммиака.

472. Какие реакции лежат в основе цианидного способа извлечения золота и серебра из руд? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций.

473. Запишите уравнения реакций, протекающих при осуществлении следующих превращений:

$$Ag \rightarrow AgNO_3 \rightarrow Ag_2S \rightarrow Na[Ag(CN)_2] \rightarrow Ag.$$

474. Почему хлорид серебра растворяется в концентрированных растворах аммиака, хлорида натрия и тиосульфата натрия? Приведите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

475. Какую степень окисления проявляют в соединениях медь, серебро и золото? Какая степень окисления наиболее характерна для каждого из них? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций растворения:

а) золота в горячей безводной селеновой кислоте;

б) меди в концентрированной азотной кислоте.

476. Напишите уравнения реакций, объясняющих потемнение серебряных предметов на воздухе и образование зеленого налета на поверхности медных изделий.

477. К какому классу соединений относятся вещества, полученные при действии избытка гидроксида натрия на растворы хлоридов цинка, кадмия и ртути (II)? Приведите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций.

478. Почему гидроксид цинка растворяется и в щелочах, и в $NH_3 \cdot H_2O$, тогда как гидроксид кадмия растворяется только в $NH_3 \cdot H_2O$? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

479. Чему равна валентность и степень окисления ртути в ионе Hg_2^{2+}? Запишите уравнения реакции взаимодействия разбавленной азотной кислоты с избытком ртути.

480. Чем объяснить способность соединений ртути (I) к реакциям диспропорционирования? Приведите электронные и молекулярные уравнения реакций взаимодействия каломели:

а) с хлором;

б) раствором $SnCl_2$.

481. Составьте уравнения реакций взаимодействия раствора сулемы:

а) с оксидом серы (IV);

б) избытком йодида калия.

482. Как взаимодействуют цинк, кадмий и ртуть с водой, щелочами, разбавленной и концентрированной серной кислотой? Напишите уравнения реакций.

483. В отличие от сульфидов цинка и кадмия HgS растворяется в концентрированном растворе Na_2S. Приведите уравнения реакций взаимодействия HgS с концентрированными растворами:

а) сульфида натрия;

б) азотной кислоты.

484. Составьте уравнения реакций взаимодействия цинка:

а) с концентрированным раствором аммиака;

б) очень разбавленной азотной кислотой.

485. Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих при следующих превращениях:

$$Zn \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow [Zn(NH_3)_4]SO_4.$$

486. Являясь хорошим восстановителем, цинковая пыль при кипячении с сильнощелочными растворами нитратов восстанавливает их максимально. Приведите электронные и молекулярные уравнения этой реакции, один из продуктов которой – тетрагидроксоцинкат натрия.

487. Каково местонахождение в периодической системе элементов, образующих катионы первой аналитической группы? Охарактеризуйте свойства соединений на основе этих катионов (растворимость их оснований и солей).

488. Назовите, какие катионы относятся ко второй аналитической группе. Что служит групповым реагентом на катионы этой группы (ответ подтвердите уравнениями реакций)?

489. Укажите катионы третьей аналитической группы. Дайте характеристику соединений этих катионов (растворимость гидроксидов и солей).

490. Напишите катионы четвертой аналитической группы. Приведите уравнения реакций, характеризующих свойства этих катионов.

491. Охарактеризуйте свойства хлоридов, сульфатов и карбонатов катионов второй аналитической группы. Составьте соответствующие уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

492. В чем сущность систематического и дробного анализов? Как используются эти методы для анализа катионов? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

493. Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде реакции открытия ионов Ba^{2+}, Fe^{2+}, Pb^{2+}.

494. Приведите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения качественных реакций открытия ионов Na^+ и K^+.

495. Что лежит в основе аналитической классификации анионов? Объясните, что такое качественная реакция на ион. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

496. Какие анионы входят в первую аналитическую группу и каковы их свойства? Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций открытия аниона SO_4^{2-}.

497. Назовите, какие анионы относятся ко второй аналитической группе. Охарактеризуйте их свойства. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций открытия иона Br^-.

498. Какие анионы относятся к третьей аналитической группе? Охарактеризуйте их свойства. Приведите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций открытия иона NO_3^-.

499. Какие известны методы количественного анализа? Что такое титрование? Вычислите титр 2 н. раствора хлороводородной кислоты.

500. В растворе, объем которого равен 0,3 л, находится гидроксид натрия, взятый массой 0,012 кг. Определите молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента гидроксида натрия в растворе и титр раствора.

501. Как находится точка эквивалентности при титровании? На нейтрализацию раствора гидроксида натрия, взятого объемом 0,02 л, израсходован 0,01 н. раствор хлороводородной кислоты объемом 0,015 л. Рассчитайте титр раствора гидроксида натрия.

502. Карбонат натрия, взятый массой 0,2 г, растворен в мерной колбе вместимостью 100 мл. На титрование приготовленного раствора, взятого объемом 10 мл, израсходован раствор серной кислоты объемом 9,8 мл. Вычислите молярную концентрацию эквивалента серной кислоты в растворе и титр этого раствора.

503. Какой объем хлороводородной кислоты (ρ = 1,174 г/см^3) надо взять для приготовления раствора HCl объемом 0,25 л с титром 0,00365 г/мл?

504. Определите, какова массовая доля оксида азота (V) в растворе азотной кислоты, если на титрование этого раствора, взятого массой 1,068 г, израсходован раствор гидроксида натрия объемом 9,15 мл с титром 0,004153 г/мл.

505. Составьте уравнение реакции взаимодействия перманганата калия с сульфатом железа (II) в присутствии серной кислоты. Рассчитайте, какая масса перманганата калия необходима для окисления сульфата железа, взятого массой 0,001 кг.

506. Что такое обратное титрование? Какой объем 0,1 н. раствора хлороводородной кислоты надо взять для поглощения аммиака, который выделяется из препарата массой 0,5 кг, содержащего 5% азота, если на титрование избытка хлороводородной кислоты расходовался 0,1 н. раствор гидроксида натрия объемом 6 мл?

507. Вычислите массу йода в анализируемом растворе, если на его титрование затрачен 0,12 М раствор тиосульфата натрия, взятый объемом 19,1 мл.

508. Молярная концентрация раствора азотной кислоты равна 0,21 М. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента азотной кислоты в растворе, если происходит реакция восстановления ее до оксида азота (II).

509. Какой объем 0,1 М раствора бихромата калия способен в присутствии серной кислоты окислить йодид калия, взятый массой 3,32 г?

510. Определите молярную массу эквивалента бихромата калия в реакциях взаимодействия его:

а) с хлоридом бария;

б) сульфатом железа (II) в кислой среде.

Напишите уравнения реакций.

511. Что такое жесткость воды? В каких единицах выражается жесткость? Как, пользуясь методом нейтрализации, определить общую, временную и постоянную жесткость воды? Приведите уравнения реакций.

512. Дайте характеристику метода осаждения, приведите примеры реакций. Каким условиям должна отвечать реакция осаждения, чтобы ее можно было использовать для количественного определения?

513. Какой объем раствора можно приготовить из фиксанала, содержащего в ампуле 0,01 молярной массы эквивалента нитрата серебра, чтобы аликвотная часть объемом 15 мл была эквивалентна хлориду натрия массой 0,008775 г?

514. Рассчитайте, какой объем воды надо добавить к 5 мл 0,1 н. раствора нитрата серебра, чтобы получить 0,05 н. раствор.

515. В чем сущность гравиметрического (весового) анализа? Какой объем раствора хлорида аммония, содержащего 53,5 г растворенного вещества в 1 л, необходим для осаждения 0,2 г серебра? Составьте уравнения реакций.

516. Вычислите потерю массы 0,1 г осадка карбоната кальция при промывании его водой, взятой объемом 0,2 л.

517. Определите массу навески оксалата натрия, на титрование которой расходуется 0,05 н. раствор перманганата калия объемом 5 мл.

518. Какой объем 0,01 н. раствора перманганата калия пойдет на титрование:

а) оксалата натрия, взятого массой 0,015 г;

б) навески руды массой 0,03 г, в которой содержание массовой доли железа составляет 40%?

519. Установите, какой объем раствора бихромата калия необходим для взаимодействия с сульфатом железа (II), взятым массой 15,2 г в сернокислой среде, если титр бихромата калия по железу равен 0,0045 г/мл.

520. Из свинцового сплава, взятого массой 4,5 г, выделили осадок хромата свинца, растворили его в кислоте и добавили избыток йодида калия. На титрование выделившегося йода израсходован 0,0912 М раствор тиосульфата натрия, взятый объемом 12,5 мл. Определите массовую долю свинца в сплаве.

521. Из стали, взятой массой 1 г, содержащийся в ней марганец переведен в раствор в виде перманганат-иона MnO_4^-. На титрование полученного раствора в кислой среде израсходовано 10 мл 0,1 н. раствора нитрита натрия. Вычислите массовую долю марганца в сплаве.

522. С целью идентификации оксида железа неизвестного состава его навеску массой 0,1000 г перевели в раствор, восстановили до Fe^{2+} и оттитровали 0,0894 н. раствором бихромата калия объемом 14,5 мл. Какая формула: FeO, Fe_2O_3 или Fe_3O_4 соответствует результатам анализа?

523. Рассчитайте потенциал водородного электрода при стандартных условиях в 0,02 М растворе уксусной кислоты.

524. Определите при стандартных условиях вероятность протекания реакции для редокс-пары $Cr_2O_7^{2-}$, H^+/Cr^{3+} и I_2/I^-.

525. Вычислите значение константы равновесия для процесса

$$2MnO_4^- + 10I^- + 16H^+ = 2Mn^{2+} + 5I_2 + 8H_2O,$$

если условия протекания являются стандартными.

526. Оцените при стандартных условиях направление и полноту протекания процесса

$$SO_4^{2-} + 2I^- + 4H^+ = H_2SO_3 + I_2 + H_2O.$$

ТАБЛИЦА ВАРИАНТОВ КОНТРОЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ

Номер варианта	Номера контрольного задания	Номера задач, относящихся к данному заданию
01	I	21, 41, 61, 81, 101, 121, 141, 161, 181, 201, 221
	II	241, 261, 281, 301, 321, 341, 361, 391, 431, 452, 491
02	I	22, 42, 62, 82, 102, 122, 142, 162, 182, 202, 222
	II	242, 262, 282, 302, 322, 342, 362, 392, 432, 453, 492
03	I	23, 43, 63, 83, 103, 123, 143, 163, 183, 203, 223
	II	243, 263, 283, 303, 323, 343, 363, 393, 433, 454, 493
04	I	24, 44, 64, 84, 104, 124, 144, 164, 184, 204, 224
	II	244, 264, 284, 304, 324, 344, 364, 394, 434, 455, 494
05	I	25, 45, 65, 85, 105, 125, 145, 165, 185, 205, 225
	II	245, 265, 285, 305, 325, 345, 365, 395, 435, 456, 495
06	I	26, 46, 66, 86, 106, 126, 146, 166, 186, 206, 226
	II	246, 266, 286, 306, 326, 346, 366, 396, 436, 457, 496
07	I	27, 47, 67, 87, 107, 127, 147, 167, 187, 207, 227
	II	247, 267, 287, 307, 327, 347, 367, 397, 437, 458, 497
08	I	28, 48, 68, 88, 108, 128, 148, 168, 188, 208, 228
	II	248, 268, 288, 308, 328, 348, 368, 398, 438, 459, 498
09	I	29, 49, 69, 89, 109, 129, 149, 169, 189, 209, 229
	II	249, 269, 289, 309, 329, 349, 369, 399, 439, 460, 499
10	I	30, 50, 70, 90, 110, 130, 150, 170, 190, 210, 230
	II	250, 270, 290, 310, 330, 350, 370, 400, 440, 461, 500
11	I	31, 51, 71, 91, 111, 131, 151, 171, 191, 211, 231
	II	251, 271, 291, 311, 331, 351, 371, 401, 421, 441, 501
12	I	32, 52, 72, 92, 112, 132, 152, 172, 192, 212, 232
	II	252, 272, 292, 312, 332, 352, 372, 402, 422, 442, 502
13	I	33, 53, 73, 93, 113, 133, 153, 173, 193, 213, 233
	II	253, 273, 293, 313, 333, 353, 373, 403, 423, 443, 503
14	I	34, 54, 74, 94, 114, 134, 154, 174, 194, 214, 234
	II	254, 274, 294, 314, 334, 354, 374, 404, 424, 444, 504
15	I	35, 55, 75, 95, 115, 135, 155, 175, 195, 215, 235
	II	255, 275, 295, 315, 335, 355, 375, 405, 425, 445, 505
16	I	36, 56, 76, 96, 116, 136, 156, 176, 196, 216, 236
	II	256, 276, 296, 316, 336, 356, 376, 406, 426, 446, 506
17	I	37, 57, 77, 97, 117, 137, 157, 177, 197, 217, 237
	II	257, 277, 297, 317, 337, 357, 377, 407, 427, 447, 507
18	I	38, 58, 78, 98, 118, 138, 158, 178, 198, 218, 238
	II	258, 278, 298, 318, 338, 358, 378, 403, 428, 448, 508

Продолжение таблицы

Номер варианта	Номера контрольного задания	Номера задач, относящихся к данному заданию
19	I II	39, 59, 79, 99, 119, 139, 159, 179, 199, 219, 239 259, 279, 299, 319, 339, 359, 379, 409, 429, 449, 509
20	I II	40, 60, 80, 100, 120, 140, 160, 180, 200, 220, 240 260, 280, 300, 320, 340, 360, 380, 410, 430, 450, 510
21	I II	1, 43, 64, 85, 106, 127, 148, 169, 190, 211, 222 243, 264, 285, 306, 327, 348, 381, 391, 412, 433, 511
22	I II	2, 44, 65, 86, 107, 128, 149, 170, 191, 212, 223 244, 265, 286, 307, 328, 349, 382, 392, 413, 434, 512
23	I II	3, 45, 66, 87, 108, 129, 150, 171, 192, 213, 224 245, 266, 287, 308, 329, 350, 383, 393, 414, 435, 513
24	I II	4, 46, 67, 88, 109, 130, 151, 172, 193, 214, 225, 246, 267, 288, 309, 330, 351, 384, 394, 415, 436, 514
25	I II	5, 47, 68, 89, 110, 131, 152, 173, 194, 215, 226 247, 268, 289, 310, 331, 352, 385, 395, 416, 437, 515
26	I II	6, 48, 69, 90, 111, 132, 153, 174, 195, 216, 227 248, 269, 290, 311, 332, 353, 386, 396, 417, 438, 516
27	I II	7, 49, 70, 91, 112, 133, 154, 175, 196, 217, 228 249, 270, 291, 312, 333, 354, 387, 397, 418, 439, 517
28	I II	8, 50, 71, 92, 113, 134, 155, 176, 197, 218, 229 250, 271, 292, 313, 334, 355, 388, 398, 419, 440, 518
29	I II	9, 51, 72, 93, 114, 135, 156, 177, 198, 219, 230 251, 272, 293, 314, 335, 356, 389, 399, 420, 441, 519
30	I II	10, 52, 73, 94, 115, 136, 157, 178, 199, 220, 231 252, 273, 294, 315, 336, 357, 390, 400, 421, 442, 520
31	I II	11, 53, 74, 95, 116, 137, 158, 179, 200, 201, 232 253, 274, 295, 316, 337, 358, 361, 401, 422, 443, 521
32	I II	12, 54, 75, 96, 117, 138, 159, 180, 181, 202, 233 254, 275, 296, 317, 338, 359, 362, 402, 423, 444, 522
33	I II	13, 55, 76, 97, 118, 139, 160, 161, 182, 203, 234 255, 276, 297, 318, 339, 360, 363, 403, 424, 445, 523
34	I II	14, 56, 77, 98, 119, 140, 141, 162, 183, 204, 235 256, 277, 298, 319, 340, 347, 364, 404, 425, 446, 524
35	I II	15, 57, 78, 99, 120, 121, 142, 163, 184, 205, 236 257, 278, 299, 320, 322, 346, 365, 405, 426, 447, 525
36	I II	16, 58, 79, 100, 101, 122, 143, 164, 185, 206, 237 258, 279, 300, 301, 323, 345, 366, 406, 427, 448, 526
37	I II	17, 59, 80, 81, 102, 123, 144, 165, 186, 207, 238 259, 280, 281, 302, 324, 344, 367, 407, 428, 449, 487
38	I II	18, 60, 65, 86, 107, 128, 145, 166, 187, 208, 239 260, 261, 282, 303, 325, 343, 368, 408, 429, 450, 488
39	I II	19, 44, 66, 87, 108, 129, 146, 167, 188, 209, 240 241, 262, 283, 304, 326, 342, 369, 409, 430, 432, 489

Продолжение таблицы

Номер варианта	Номера контрольного задания	Номера задач, относящихся к данному заданию
40	I II	20, 45, 67, 88, 109, 130, 147, 168, 189, 210, 221 242, 263, 284, 305, 327, 341, 370, 410, 411, 431, 490
41	I II	24, 46, 68, 89, 110, 131, 148, 170, 190, 201, 223 241, 265, 281, 306, 328, 341, 371, 391, 411, 431, 491
42	I II	25, 47, 69, 90, 111, 132, 149, 171, 191, 202, 224 242, 266, 282, 307, 329, 342, 372, 392, 412, 432, 492
43	I II	26, 48, 70, 91, 112, 133, 150, 172, 192, 203, 225 243, 267, 283, 308, 330, 343, 373, 393, 413, 433, 493
44	I II	27, 49, 71, 92, 113, 134, 151, 173, 193, 204, 226 244, 268, 284, 309, 331, 344, 374, 394, 414, 434, 494
45	I II	28, 50, 72, 93, 114, 135, 152, 174, 194, 205, 227 245, 269, 285, 310, 332, 345, 375, 395, 415, 435, 495
46	I II	29, 51, 73, 94, 115, 136, 153, 175, 195, 206, 228 246, 270, 286, 311, 333, 346, 376, 396, 416, 436, 496
47	I II	30, 52, 74, 95, 116, 137, 154, 176, 196, 207, 229 247, 271, 287, 312, 334, 347, 377, 397, 417, 437, 497
48	I II	31, 53, 75, 96, 117, 138, 155, 177, 197, 208, 230 248, 272, 288, 313, 335, 348, 378, 398, 418, 438, 498
49	I II	32, 54, 76, 97, 118, 139, 156, 178, 198, 209, 231 249, 273, 289, 314, 336, 349, 379, 399, 419, 439, 499
50	I II	33, 55, 77, 98, 119, 140, 157, 179, 199, 210, 232 250, 274, 290, 315, 337, 350, 380, 400, 420, 440, 500
51	I II	34, 56, 78, 99, 120, 122, 158, 180, 200, 211, 233 251, 275, 291, 316, 321, 351, 381, 401, 411, 433, 501
52	I II	13, 57, 79, 100, 103, 121, 159, 169, 182, 212, 234 252, 276, 292, 317, 325, 352, 382, 402, 412, 432, 502
53	I II	14, 36, 58, 85, 104, 123, 160, 161, 183, 213, 235 253, 277, 293, 318, 324, 353, 383, 403, 413, 431, 503
54	I II	15, 37, 59, 84, 105, 124, 141, 162, 184, 214, 236 254, 278, 294, 319, 323, 354, 384, 404, 414, 434, 504
55	I II	16, 38, 60, 83, 106, 125, 143, 163, 185, 215, 237 255, 279, 295, 320, 322, 355, 385, 405, 415, 435, 505
56	I II	17, 33, 41, 82, 101, 126, 142, 164, 186, 216, 238 256, 280, 296, 301, 321, 356, 386, 406, 416, 436, 506
57	I II	18, 40, 42, 81, 102, 127, 144, 165, 187, 217, 239 257, 271, 297, 302, 326, 357, 387, 407, 414, 437, 507
58	I II	19, 21, 43, 87, 103, 128, 145, 166, 188, 218, 240 258, 272, 298, 303, 327, 358, 388, 408, 418, 438, 508
59	I II	20, 22, 41, 88, 104, 129, 146, 167, 189, 219, 223 259, 279, 299, 304, 328, 359, 389, 409, 419, 433, 509
60	I II	1, 24, 42, 89, 105, 130, 147, 168, 190, 220, 222 260, 274, 300, 305, 329, 360, 390, 410, 420, 440, 510

Продолжение таблицы

Номер варианта	Номера контрольного задания	Номера задач, относящихся к данному заданию
61	I II	3, 25, 43, 65, 90, 106, 131, 148, 169, 191, 201, 221 250, 275, 281, 301, 330, 341, 361, 392, 421, 441, 511
62	I II	7, 44, 66, 91, 107, 132, 149, 170, 192, 202, 222 251, 276, 282, 302, 331, 342, 362, 393, 422, 442, 512
63	I II	5, 27, 67, 92, 108, 133, 150, 171, 193, 203, 223 252, 277, 283, 303, 332, 343, 363, 394, 423, 443, 513
64	I II	6, 46, 68, 93, 109, 134, 151, 172, 194, 204, 224 253, 278, 284, 304, 333, 344, 364, 395, 424, 444, 514
65	I II	7, 29, 69, 94, 110, 135, 152, 173, 195, 205, 225 254, 279, 285, 305, 334, 345, 365, 396, 425, 445, 515
66	I II	8, 48, 70, 95, 111, 136, 153, 174, 196, 206, 226 255, 280, 286, 306, 335, 346, 366, 397, 426, 446, 516
67	I II	9, 49, 71, 96, 112, 137, 154, 175, 197, 207, 227 256, 261, 287, 307, 336, 347, 367, 398, 427, 446, 517
68	I II	10, 50, 72, 97, 113, 138, 155, 176, 198, 208, 228 257, 262, 288, 308, 337, 348, 368, 399, 428, 447, 518
69	I II	11, 33, 73, 98, 114, 139, 156, 177, 199, 209, 229 258, 263, 289, 309, 338, 349, 369, 400, 429, 448, 519
70	I II	12, 34, 74, 99, 115, 140, 157, 178, 200, 210, 230 259, 264, 290, 310, 339, 350, 370, 391, 430, 449, 520
71	I II	13, 53, 75, 100, 116, 121, 158, 179, 181, 211, 231 260, 265, 291, 311, 340, 351, 371, 404, 411, 450, 521
72	I II	14, 36, 76, 86, 117, 122, 159, 180, 182, 212, 232 241, 266, 292, 312, 321, 352, 372, 401, 417, 431, 522
73	I II	15, 37, 55, 77, 85, 118, 123, 162, 183, 213, 233 242, 267, 293, 313, 322, 353, 373, 402, 413, 432, 523
74	I II	16, 38, 56, 78, 84, 124, 142, 161, 184, 214, 234 243, 268, 294, 314, 323, 354, 374, 403, 414, 433, 524
75	I II	17, 39, 57, 83, 120, 125, 141, 163, 185, 215, 235 244, 269, 295, 315, 324, 355, 375, 406, 415, 434, 523
76	I II	18, 58, 80, 82, 101, 126, 143, 164, 186, 216, 236 245, 270, 296, 316, 325, 356, 376, 407, 416, 435, 522
77	I II	19, 23, 61, 81, 102, 127, 144, 165, 187, 217, 237 246, 271, 297, 317, 326, 357, 377, 408, 417, 436, 521
78	I II	20, 60, 62, 100, 103, 128, 145, 166, 188, 218, 238 247, 272, 298, 318, 327, 358, 378, 409, 418, 437, 520
79	I II	4, 51, 63, 99, 104, 129, 146, 167, 189, 219, 239 248, 273, 300, 319, 328, 359, 379, 410, 419, 438, 519
80	I II	5, 52, 64, 98, 105, 130, 147, 168, 190, 220, 240 249, 274, 281, 320, 329, 360, 380, 391, 420, 439, 518
81	I II	6, 53, 65, 97, 106, 131, 148, 169, 191, 211, 231 250, 275, 282, 301, 330, 351, 381, 392, 421, 440, 517

Окончание таблицы

Номер варианта	Номера контрольного задания	Номера задач, относящихся к данному заданию
82	I	7, 54, 66, 96, 107, 132, 149, 170, 192, 212, 232
	II	251, 276, 283, 302, 334, 352, 382, 393, 422, 441, 516
83	I	8, 26, 67, 95, 108, 133, 150, 171, 193, 213, 233
	II	252, 277, 284, 303, 335, 353, 383, 394, 423, 442, 515
84	I	9, 27, 68, 94, 109, 134, 151, 172, 194, 214, 234
	II	253, 278, 285, 304, 336, 354, 384, 395, 424, 443, 514
85	I	10, 28, 69, 93, 110, 135, 152, 173, 195, 215, 235
	II	254, 279, 286, 305, 337, 355, 385, 396, 425, 444, 513
86	I	11, 58, 70, 92, 111, 136, 153, 174, 196, 216, 236
	II	255, 280, 287, 306, 338, 356, 386, 397, 426, 446, 512
87	I	12, 59, 71, 91, 112, 137, 154, 175, 197, 217, 237
	II	256, 264, 288, 307, 339, 357, 387, 398, 427, 445, 511
88	I	13, 60, 72, 90, 113, 138, 155, 176, 198, 218, 238
	II	257, 265, 289, 308, 340, 358, 388, 399, 428, 447, 510
89	I	32, 41, 73, 89, 114, 139, 156, 177, 199, 219, 239
	II	258, 266, 290, 309, 331, 359, 389, 400, 429, 448, 509
90	I	15, 42, 74, 88, 115, 140, 157, 178, 200, 220, 240
	II	259, 267, 291, 310, 332, 360, 390, 401, 430, 449, 508
91	I	34, 43, 75, 87, 116, 131, 158, 179, 181, 201, 221
	II	260, 268, 292, 311, 333, 341, 365, 402, 416, 450, 507
92	I	17, 76, 86, 117, 132, 159, 180, 182, 202, 222, 241
	II	269, 293, 312, 321, 342, 367, 403, 417, 431, 485, 506
93	I	36, 45, 77, 85, 118, 133, 160, 161, 183, 203, 223
	II	242, 270, 294, 313, 322, 343, 369, 404, 418, 432, 505
94	I	19, 46, 78, 84, 119, 134, 141, 162, 184, 204, 224
	II	243, 261, 295, 314, 323, 344, 371, 405, 419, 433, 504
95	I	38, 47, 79, 83, 120, 135, 142, 163, 185, 205, 225
	II	244, 262, 296, 315, 324, 345, 375, 406, 420, 434, 503
96	I	1, 48, 80, 82, 110, 136, 143, 164, 186, 206, 226
	II	245, 263, 297, 316, 325, 346, 377, 407, 421, 435, 502
97	I	2, 40, 61, 81, 111, 137, 144, 165, 187, 207, 227
	II	246, 271, 298, 317, 326, 347, 380, 408, 422, 436, 501
98	I	3, 24, 62, 100, 112, 138, 145, 166, 188, 208, 228
	II	247, 272, 299, 318, 327, 348, 383, 409, 423, 437, 500
99	I	4, 25, 63, 99, 113, 139, 146, 167, 189, 209, 229
	II	248, 273, 300, 319, 328, 349, 384, 410, 424, 438, 499
100	I	5, 52, 64, 98, 114, 140, 147, 168, 190, 210, 230
	II	249, 274, 281, 320, 329, 350, 385, 391, 425, 450, 498

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица П1

Фундаментальные физико-химические константы

Величина	Числовое значение
Скорость света в вакууме	c = 299 792 458 м · с$^{-1}$
Магнитная проницаемость вакуума	$\mu_0 = 4\pi \cdot 10^{-7} = 12{,}566\ 370\ 614 \times$ $\times\ 10^{-7}$ Гн · м$^{-1}$
Постоянная Планка	h = 6,626 068 96(33) · 10^{-34} Дж · с; $\hbar$ = 1,054 571 628(53) · 10^{-34} Дж · с
Элементарный заряд	e = 1,602 176 487(40) · 10^{-19} Кл
Масса покоя электрона	m_e = 9,109 382 15(45) · 10^{-31} кг
Масса покоя протона	m_p = 1,672 621 637(87) · 10^{-27} кг
Отношение массы протона к массе электрона	m_p / m_e = 1 836,152 672 47(80)
Постоянная Ридберга ($a^2 m_e c / 2h$)	R_∞ = 10 973 731,568 527(73) м$^{-1}$
Постоянная Авогадро	N_A = 6,022 141 79(30) · 10^{23} моль$^{-1}$
Постоянная Фарадея ($N_A e$)	F = 96 485,3399(24) Кл · моль$^{-1}$
Универсальная молярная газовая постоянная	R = 8,314 472(15) Дж · моль$^{-1}$ · К$^{-1}$
Постоянная Больцмана (R / N_A)	k_B = 1,380 6504(24) · 10^{-23} Дж · К$^{-1}$
Атомная единица массы (1 а. е. м. = m_u = $^1/_{12} m(^{12}C)$ = = 10^{-3} кг · моль$^{-1}$ / N_A)	u = 1,660 538 782(83) · 10^{-27} кг
Объем 1 моль идеального газа при нормальных условиях (н. у.): T = 273,15 К, P = 101,325 кПа T = 273,15 К, P = 100 кПа	 V_m = 22,413 995(39) · 10^{-3} м^3 · моль$^{-1}$; V_m = 22,710 980(40) · 10^{-3} м^3 · моль$^{-1}$

Переводные коэффициенты

1 кал (th) = 4,184 Дж;
1 D = 3,335 641 · 10^{-30} Кл · м;
1 эВ = 1,602 1765 · 10^{-19} Дж = 96 485,34 Дж/моль;
1 атм = 760 мм рт. ст. (torr) = 101 325 Па = 1,01325 бар.

Значения газовой постоянной R в различных единицах:
8,314 472 Дж/(моль · К) = 0,082 057 л · атм/(моль · град) =
= 1,987 207 кал/(моль · град) = 62 363,67 мл · мм рт. ст./(моль · град).

Таблица П2

Электроотрицательность элементов по шкале Полинга

H 2,20																
Li 0,98	Be 1,57											B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98
Na 0,93	Mg 1,31											Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16
K 0,82	Ca 1,00	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91	Cu 1,90	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96
Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,6	Mo 2,16	Tc 2,10	Ru 2,2	Rh 2,28	Pd 2,20	Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,1	I 2,66
Cs 0,79	Ba 0,89	La 1,10	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2

Таблица П3

Электроотрицательность элементов по Оллреду – Рохову

H 2,10																
Li 0,97	Be 1,47											B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10
Na 1,01	Mg 1,23											Al 1,47	Si 1,74	P 2,06	S 2,44	Cl 2,83
K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,70	Ni 1,75	Cu 1,75	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74
Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21
Cs 0,86	Ba 0,97	La 1,08	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44	Au 1,42	Hg 1,44	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,96

Таблица П4

Растворимость солей и оснований в воде при 25 °С

Ионы	Li^+	Na^+	K^+	NH_4^+	Ag^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}	Cu^{2+}	Zn^{2+}	Hg^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	Mn^{2+}	Fe^{2+}	Co^{2+}	Ni^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{3+}
OH^-	Р	Р	Р	Р	–	Н	М	М	Р	Н	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F^-	М	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	М	М	–	Р	Н	М	Н	Р	М	М	М	М
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	–	Р	Н	М	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
S^{2-}	М	Р	Р	Р	Н	–	–	–	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	–
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	М	Н	Н	Н	–	Н	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	–
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CO_3^{2-}	М	Р	Р	Р	Н	М	Н	Н	Н	–	Н	–	–	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	–
SiO_3^{2-}	Р	Р	Р	–	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	–
CrO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М	–	Н	Н	–	Н	Н	–	–	–
PO_4^{3-}	М	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–

В табл. П5 приведены значения основных термодинамических характеристик индивидуальных веществ: стандартной энтальпии образования $\Delta_f H°_{298}$, стандартной энергии Гиббса $\Delta_f G°_{298}$, абсолютной стандартной энтропии $S°_{298}$ и стандартной молярной изобарической теплоемкости C_p.

В качестве стандартного состояния во всех случаях принято состояние чистого вещества при температуре 298,15 К (25 °С) и давлении 100 кПа.

Элементы и их соединения расположены в алфавитном порядке химических символов в соответствии с обозначениями: жидкие состояния веществ заключены в фигурные скобки, газообразные – в круглые и твердые – в квадратные. В ряде случаев указана модификация кристаллического вещества (α, β, γ и др.), его изомерия, конкретная кристаллическая система, цвет или название минерала. Принятые сокращения:

ам. – аморфный;
бел. – белый;
гекс. – гексагональный;
желт. – желтый;
кр. – красный;
куб. – кубический;
мн. – моноклинный;
ромб. – ромбический;
сер. – серый;
стекл. – стекловидный;
тетр. – тетрагональный;
триг. – тригональный;
трикл. – триклинный;
ч. – черный.

Таблица П5

Термодинамические свойства некоторых веществ и ионов в водных растворах

Вещество	$\Delta_f H°_{298}$, кДж/моль	$\Delta_f G°_{298}$, кДж/моль	$S°_{298}$, Дж/(моль · К)	C_p, Дж/(моль · К)
[Ag]	0	0	42,6	25,4
[Al]	0	0	28,3	24,4
[B] – β (ромб.)	0	0	5,9	11,1
[Ba]	0	0	62,5	28,1
[Be]	0	0	9,5	16,4
(Br_2)	30,9	3,1	245,5	36,0
{Br_2}	0	0	152,2	75,7
[C] – графит	0	0	5,7	8,5
[C] – алмаз	1,9	2,9	2,4	6,1
[Ca]	0	0	41,6	25,9
(Cl_2)	0	0	223,1	33,9
[Cu]	0	0	33,2	24,4
(F_2)	0	0	202,8	31,3
[Fe]	0	0	27,3	25,1
(H_2)	0	0	130,7	28,8

Продолжение табл. П5

Вещество	$\Delta_f H°_{298}$, кДж/моль	$\Delta_f G°_{298}$, кДж/моль	$S°_{298}$, Дж/(моль · К)	C_p, Дж/(моль · К)
{Hg}	0	0	75,9	28,0
$\{I_2\}$	22	16	137	
$[I_2]$	0	0	116,1	54,4
[Mg]	0	0	32,7	24,9
(N_2)	0	0	191,6	29,1
(O_2)	0	0	205,2	29,4
(O_3)	142,7	163,2	238,9	39,2
[P] – бел.	0	0	41,1	23,8
[P] – кр.	–17,6		22,8	21,2
[Pb]	0	0	64,8	26,4
[S] – α	0	0	32,1	22,7
[S] – β	0,1	–0,05	32,6	23,7
(S_2)	128,6	79,7	228,2	32,5
(S_3)	146,4	91,9	276	50,6
(S_4)	188	129,1	326	74,6
(S_5)	113,4	65,5	321	88,3
(S_6)	102,9	54,8	353,9	112,6
$[S_6]$ – ромб.	6,3	54,9	29,3	
(S_7)	107,1	56,6	394	130,0
(S_8)	99,6	50,0	423,1	155,8
[Sb]	0	0	45,7	25,2
[Si]	0	0	18,8	20,0
[Sn] – β (бел.)	0	0	51,2	27,0
[Sn] – α (сер.)	–2,1	0,1	44,1	25,8
[Ti]	0	0	30,7	25,0
[Zn]	0	0	41,6	25,4
$[AgNO_3]$	–124,4	–33,4	140,9	93,1
[AgBr]	–100,4	–96,9	107,1	52,4
[AgCl]	–127,0	–109,8	96,3	50,8
$[Al_2O_3]$ – α (корунд)	–1675,7	–1582,3	50,9	79,0
$[Al(OH)_3]$ – γ′ (гиббсит)	–1293,5	–1155,2	(68,4)	92,0
$[Al_2(SO_4)_3]$	–3435	–3507	239,3	259,4
(AsH_3)	66,4	68,9	222,8	38,1
(B_2O_3)	–843,8	–832,0	279,8	66,9
$[BaCO_3]$ – α	–1213,0	–1134,4	112,1	86,0
[BaO]	–548,0	–520,3	72,1	47,3

Продолжение табл. П5

Вещество	$\Delta_f H°_{298}$, кДж/моль	$\Delta_f G°_{298}$, кДж/моль	$S°_{298}$, Дж/(моль · К)	C_p, Дж/(моль · К)
[$Ba(OH)_2$]	–944,7	–859,5	107	101,6
[$BeCO_3$]	–1025,0	–944,2	52,0	65,0
[BeO]	–609,4	–580,1	13,8	25,6
[$CaCO_3$] – ромб.	–1207,0	–1127,4	88,0	82,3
[$CaCO_3$] – триг.	–1206,8	–1128,3	91,7	83,5
[$CaHPO_4$] – трикл.	–1813,2	–1680,0	111,4	110,0
[CaO]	–634,9	–603,3	38,1	42,0
[$Ca(OH)_2$]	–985,2	–897,5	83,4	87,5
(CO)	–110,5	–137,2	197,7	29,1
(CO_2)	–393,5	–394,4	213,8	37,1
[$CuCl_2$]	–220,1	–175,7	108,1	71,9
[CuO]	–157,3	–129,7	42,6	42,3
[$Cu(OH)_2$]	–449,8		(79,50)	95
[$CuSO_4$]	–771,4	–662,2	109,2	98,9
[FeO]	–272,0	–251,5	61	49,9
[Fe_2O_3]	–824,2	–742,2	87,4	103,9
[FeS_2]	–178,2	–166,9	52,9	62,2
[$FeSO_4$]	–928,4	–820,8	107,5	100,6
[Fe_3O_4]	–1118,4	–1015,4	146,4	143,4
(HCl)	–92,3	–95,3	186,9	29,1
(HF)	–273,3	–275,4	173,8	29,1
(HI)	26,5	1,7	206,6	29,2
(H_2O)	–241,8	–228,6	188,8	33,6
{H_2O}	–285,8	–237,1	70,0	75,3
[H_2O]	–291,9	–234,1	39,3	37,1
(H_2S)	–20,6	–33,4	205,8	34,2
[HgO]	–90,8	–58,5	70,3	44,1
[K_2O]	–361,7	–321,2	96,0	72,0
[KNO_3]	–494,6	–394,9	133,1	96,4
[KOH]	–424,6	–379,4	81,2	68,9
[$MgCO_3$]	–1095,8	–1012,1	65,7	75,5
[$Mg(OH)_2$]	–924,5	–833,5	63,2	77,0
[MgO]	–601,6	–569,3	27,0	37,2
(NH_3)	–45,9	–16,4	192,8	35,1
(NO)	91,3	87,6	210,8	29,9
(N_2O)	81,6	103,7	220,0	38,6

Окончание табл. П5

Вещество	$\Delta_f H°_{298}$, кДж/моль	$\Delta_f G°_{298}$, кДж/моль	$S°_{298}$, Дж/(моль · К)	C_p, Дж/(моль · К)
(NO_2)	33,2	51,3	240,1	37,2
$[NH_4Cl]$	–314,4	–202,9	94,6	84,1
$[NH_4NO_3]$	–365,6	–183,9	151,1	139,3
(PH_3)	5,4	13,5	210,2	37,1
(PCl_3)	–287,0	–267,8	311,8	71,8
(PCl_5)	–374,9	–305,0	364,6	112,8
(P_4O_{10})	–3199	–2657	395	
$[P_4O_{10}]$ – ромб.	–3041			
$[P_4O_{10}]$ – триг.	–2984	–2698	229	
$[P_4O_{10}]$ – гекс.	–3010,1	–2724,1	231	215,6
$(PbCl_4)$	–314	–276	385	
(PbF_4)	–778	–737	334	
(SO_2)	–296,8	–300,1	248,2	39,9
(SO_3)	–395,7	–371,1	256,8	50,7
(SbH_3)	145,1	147,8	232,8	41,1
$[SiO_2]$ – α (кварц)	–910,7	–856,3	41,5	44,4
$[SiO_2]$ – α (кристобалит)	–908,0	–853,9	42,6	44,6
$[SiO_2]$ – β (кристобалит)	–905,4	–851,6	43,5	44,6
$[SiO_2]$ – мн. (коэсит)	–905,9	–851,2	40,4	45,4
$[SiO_2]$ – тетр. (стишовит)	–861,5	–803,0	27,8	43,0
$[SiO_2]$ – стекл.	–901,4	–848,9	47,9	44,0
$(SnCl_4)$	–471,5	–432,2	365,8	98,3
$[SnCl_2]$	–325,1	–283,3	134	78,0
$[SnO]$	–280,7	–251,9	57,2	47,8
$(TiCl_4)$	–763,2	–726,3	353,2	95,4
$\{TiCl_4\}$	–804,2	–737,2	252,3	145,2
$[ZnO]$	–350,5	–320,5	43,7	40,3
$\{Ag^+\}_{aq}$	105,8	77,1	73,5	21,8
$\{Al^{3+}\}_{aq}$	–538,4	–485,0	–325	
$\{Cl^-\}_{aq}$	–167,2	–131,2	56,5	–136,4
$\{Cu^{2+}\}_{aq}$	64,8	65,5	–98,0	
$\{H^+\}_{aq}$	0	0	0	0
$\{K^+\}_{aq}$	–252,1	–283,3	101,2	21,8
$\{Na^+\}_{aq}$	–240,3	–261,9	58,5	46,4
$\{NO_3^-\}_{aq}$	–206,9	–111,3	146,4	–86,6
$\{OH^-\}_{aq}$	–230,0	–157,3	–10,9	–148,5
$\{SO_4^{2-}\}_{aq}$	–909,3	–744,5	18,5	–293,0

Таблица П6

Стандартные значения теплот сгорания

Соединения	$-\Delta_c H°_{298}$, кДж/моль
Неорганические соединения	
[C] – графит	393,5
(CO) – монооксид углерода	283,0
(H_2) – водород	285,8
(NH_3) – аммиак	382,8
(N_2H_4) – гидразин	667,1
(N_2O) – оксид диазота	82,1
Углеводороды	
(CH_4) – метан	890,8
(C_2H_2) – этин	1301,1
(C_2H_4) – этен	1411,2
(C_2H_6) – этан	1560,7
(C_3H_6) – пропен	2058,0
(C_3H_6) – циклопропан	2091,3
(C_3H_8) – пропан	2219,2
{C_4H_6} – 1,3-бутадиен	2541,5
{C_4H_{10}} – бутан	2877,6
{C_5H_{12}} – пентан	3509,0
{C_6H_6} – бензол	3301,3
(C_6H_6) – бензол	3267,6
{C_6H_{12}} – циклогексан	3919,6
{C_6H_{14}} – гексан	4163,2
{$C_6H_5CH_3$} – толуол	3910,3
{C_7H_{16}} – гептан	4817,0
[$C_{10}H_8$] – нафталин	5156,3
Кислородсодержащие соединения	
{CH_3OH} – метанол	726,1
{C_2H_5OH} – этанол	1366,8
(CH_3OCH_3) – диметиловый эфир	1460,4
{$C_2H_6O_2$} – этиленгликоль	1189,2
{C_3H_7OH} – 1-пропанол	2021,3
{$C_3H_8O_3$} – глицерин	1655,4
{$C_2H_5OC_2H_5$} – диэтиловый эфир	2723,9
{$C_5H_{11}OH$} – 1-пентанол	3330,9
[C_6H_5OH] – фенол	3053,5
(HCHO) – метаналь	570,7

Окончание табл. П6

Соединения	$-\Delta_c H°_{298}$, кДж/моль
(CH_2CO) – кетен	1025,4
{CH_3CHO} – этаналь	1166,9
{CH_3COCH_3} – 2-пропанон	1789,9
{C_2H_5CHO} – пропаналь	1822,7
{$CH_3COC_2H_5$} – 2-бутанон	2444,1
[$C_6H_{12}O_6$] – α-D-глюкоза	2802,5
[$C_{12}H_{22}O_{11}$] – сахароза	5639,7
{$HCOOH$} – метановая кислота	254,6
{CH_3COOH} – этановая кислота	874,2
{$HCOOCH_3$} – метилметаноат	972,6
{CH_3COOCH_3} – метилэтаноат	1592,2
{$CH_3COOC_2H_5$} – этилэтаноат	2238,1
[C_6H_5COOH] – бензолкарбоновая кислота	3226,9
Азотсодержащие соединения	
(HCN) – циановодород	671,5
{CH_3NO_2} – нитрометан	709,2
(CH_3NH_2) – метиламин	1085,6
{CH_3CN} – метилцианид	1247,2
[C_2H_5NO] – ацетамид	1184,6
(C_3H_9N) – триметиламин	2443,1
{C_5H_5N} – пиридин	2782,3
{C_6H_7N} – анилин	3392,8

Таблица П7

Константы диссоциации важнейших кислот и оснований

Кислота		t, °C	K_1	K_2	K_3
Азидоводородная	HN_3	25	$2{,}51 \cdot 10^{-5}$		
Азотистая	HNO_2	25	$5{,}62 \cdot 10^{-4}$		
Азотноватистая	$H_2N_2O_2$	25	$1{,}26 \cdot 10^{-7}$	$2{,}51 \cdot 10^{-12}$	
Борная (орто)	H_3BO_3	20	$5{,}37 \cdot 10^{-10}$	$<10^{-14}$	
Бромноватая	$HBrO_3$	25	$2{,}0 \cdot 10^{-1}$		
Бромноватистая	$HBrO$	25	$2{,}82 \cdot 10^{-9}$		
Борофтористоводородная	HBF_4	25	$3{,}2 \cdot 10^{-1}$		
Ванадиевая (орто)	H_3VO_4	25	$1{,}8 \cdot 10^{-4}$	$3{,}2 \cdot 10^{-10}$	$4{,}0 \cdot 10^{-15}$
Вольфрамовая	H_2WO_4	25	$6{,}3 \cdot 10^{-3}$	$2{,}0 \cdot 10^{-4}$	
Германиевая	H_2GeO_3	25	$9{,}77 \cdot 10^{-10}$	$5{,}01 \cdot 10^{-13}$	

Продолжение табл. П7

Кислота		t, °C	K_1	K_2	K_3
Гидросернистая	$H_2S_2O_4$	25	$5{,}0 \cdot 10^{-1}$	$3{,}2 \cdot 10^{-3}$	
Дитионовая	$H_2S_2O_6$	25	$6{,}31 \cdot 10^{-1}$	$3{,}98 \cdot 10^{-4}$	
Дихромовая	$H_2Cr_2O_7$	25		$2{,}29 \cdot 10^{-2}$	
Йодная (метапер)	HIO_4	25	$2{,}29 \cdot 10^{-2}$		
Йодная (парапер)	H_5IO_6	25	$2{,}82 \cdot 10^{-2}$	$5{,}37 \cdot 10^{-9}$	$1{,}05 \cdot 10^{-15}$
Йодноватая	HIO_3	25	$1{,}66 \cdot 10^{-1}$		
Йодноватистая	HIO	25	$3{,}16 \cdot 10^{-11}$		
Кремниевая (орто)	H_4SiO_4	30	$1{,}3 \cdot 10^{-10}$	$1{,}6 \cdot 10^{-12}$	$1{,}0 \cdot 10^{-12}$
Ксеноновая (пер)	H_4XeO_6	25	$1{,}0 \cdot 10^{-2}$	$1{,}0 \cdot 10^{-11}$	$1{,}0 \cdot 10^{-11}$
Марганцовистая	H_2MnO_4	25		$7{,}08 \cdot 10^{-11}$	
Мышьяковая	H_3AsO_4	25	$5{,}50 \cdot 10^{-3}$	$1{,}74 \cdot 10^{-7}$	$5{,}13 \cdot 10^{-12}$
Мышьяковистая	H_3AsO_3	25	$5{,}13 \cdot 10^{-10}$		
Пероксид водорода	H_2O_2	25	$2{,}40 \cdot 10^{-12}$		
Селенистая	H_2SeO_3	25	$2{,}40 \cdot 10^{-3}$	$4{,}79 \cdot 10^{-9}$	
Селеновая	H_2SeO_4	25		$2{,}0 \cdot 10^{-2}$	
Селеноводородная	H_2Se	25	$1{,}29 \cdot 10^{-4}$	$1{,}00 \cdot 10^{-11}$	
Серная	H_2SO_4	25	$>10^{3}$	$1{,}02 \cdot 10^{-2}$	
Сернистая	H_2SO_3	25	$1{,}41 \cdot 10^{-2}$	$6{,}3 \cdot 10^{-8}$	
Сероводородная	H_2S	25	$8{,}91 \cdot 10^{-8}$	$1 \cdot 10^{-19}$	
Сульфаминовая	NH_2SO_3H	25	$8{,}91 \cdot 10^{-2}$		
Теллуровая	H_6TeO_6	25	$2{,}45 \cdot 10^{-8}$	$1{,}1 \cdot 10^{-11}$	$1 \cdot 10^{-15}$
Теллуристая	H_2TeO_3	25	$5{,}37 \cdot 10^{-7}$	$3{,}72 \cdot 10^{-9}$	
Теллуроводородная	H_2Te	18	$2{,}5 \cdot 10^{-3}$		
Тиосерная	$H_2S_2O_3$	25	$2{,}51 \cdot 10^{-1}$	$1{,}91 \cdot 10^{-2}$	
Тиоциановая	$HSCN$	25	$6{,}3 \cdot 10^{1}$		
Угольная	$\{CO_2\}_{aq} + H_2O$	25	$4{,}47 \cdot 10^{-7}$	$4{,}90 \cdot 10^{-11}$	
Уксусная	CH_3COOH	25	$1{,}762 \cdot 10^{-5}$		
Фосфористая (орто)	H_3PO_3	20	$5{,}0 \cdot 10^{-2}$	$2{,}00 \cdot 10^{-7}$	
Фосфорная (пиро)	$H_4P_2O_7$*	25	$8{,}13 \cdot 10^{-1}$	$7{,}94 \cdot 10^{-3}$	$2{,}00 \cdot 10^{-7}$
Фосфорноватая (гипо)	$H_4P_2O_6$**	25	$6{,}3 \cdot 10^{-3}$	$1{,}6 \cdot 10^{-3}$	$5{,}4 \cdot 10^{-8}$
Фтороводородная	HF	25	$6{,}31 \cdot 10^{-4}$		
Фторофосфорная (моно)	H_2PO_3F	25	$2{,}8 \cdot 10^{-1}$	$1{,}6 \cdot 10^{-5}$	
Хлористая	$HClO_2$	25	$1{,}15 \cdot 10^{-2}$		
Хлорноватистая	$HClO$	25	$3{,}98 \cdot 10^{-8}$		
Хлорная	$HClO_4$	20	$4{,}0 \cdot 10^{1}$		
Хромовая	H_2CrO_4	25	$1{,}82 \cdot 10^{-1}$	$3{,}24 \cdot 10^{-7}$	

Окончание табл. П7

Кислота		t, °C	K_1	K_2	K_3
Циановая	HOCN	25	$3{,}47 \cdot 10^{-4}$		
Циановодородная	HCN	25	$6{,}17 \cdot 10^{-10}$		
Основания и амфотерные гидроксиды			K_1	K_2	K_3
AgOH			$5{,}0 \cdot 10^{-3}$		
$Al(OH)_3$			$7{,}41 \cdot 10^{-9}$	$2{,}14 \cdot 10^{-9}$	$1{,}05 \cdot 10^{-9}$
$Ba(OH)_2$				$2{,}29 \cdot 10^{-1}$	

* $K_4 = 4{,}79 \cdot 10^{-10}$.

** $K_4 = 9{,}3 \cdot 10^{-11}$.

Таблица П8

Произведение растворимости малорастворимых электролитов при 25 °С (298,15 К)

Вещество	ПР	Вещество	ПР
$AlPO_4$	$9{,}84 \cdot 10^{-21}$	$Be(OH)_2$	$6{,}92 \cdot 10^{-22}$
Ag_3AsO_4	$1{,}03 \cdot 10^{-22}$	$BiAsO_4$	$4{,}43 \cdot 10^{-10}$
AgBr	$5{,}35 \cdot 10^{-13}$	BiI_3	$7{,}71 \cdot 10^{-19}$
$AgBrO_3$	$5{,}38 \cdot 10^{-5}$	$CaCO_{3(триг)}$	$3{,}36 \cdot 10^{-9}$
$AgCH_3COO$	$1{,}94 \cdot 10^{-3}$	$CaCO_{3(ромб)}$	$4{,}92 \cdot 10^{-9}$
AgCN	$5{,}97 \cdot 10^{-17}$	$CaC_2O_4 \cdot H_2O$	$2{,}32 \cdot 10^{-9}$
Ag_2CO_3	$8{,}46 \cdot 10^{-12}$	CaF_2	$3{,}45 \cdot 10^{-11}$
$Ag_2C_2O_4$	$5{,}40 \cdot 10^{-12}$	$Ca(IO_3)_2$	$6{,}47 \cdot 10^{-6}$
AgCl	$1{,}77 \cdot 10^{-10}$	$Ca(IO_3)_2 \cdot 6H_2O$	$7{,}10 \cdot 10^{-7}$
Ag_2CrO_4	$1{,}12 \cdot 10^{-12}$	$CaMoO_4$	$1{,}46 \cdot 10^{-8}$
AgI	$8{,}52 \cdot 10^{-17}$	$Ca(OH)_2$	$5{,}02 \cdot 10^{-6}$
$AgIO_3$	$3{,}17 \cdot 10^{-8}$	$Ca_3(PO_4)_2$	$2{,}07 \cdot 10^{-33}$
Ag_3PO_4	$8{,}89 \cdot 10^{-17}$	$CaSO_4$	$4{,}93 \cdot 10^{-5}$
Ag_2SO_3	$1{,}50 \cdot 10^{-14}$	$CaSO_3 \cdot 0{,}5H_2O$	$3{,}1 \cdot 10^{-7}$
Ag_2SO_4	$1{,}20 \cdot 10^{-5}$	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$	$3{,}14 \cdot 10^{-5}$
AgSCN	$1{,}03 \cdot 10^{-12}$	$Cd_3(AsO_4)_2$	$2{,}2 \cdot 10^{-33}$
$Ba(BrO_3)_2$	$2{,}43 \cdot 10^{-4}$	$CdCO_3$	$1{,}0 \cdot 10^{-12}$
$BaCO_3$	$2{,}58 \cdot 10^{-9}$	$CdC_2O_4 \cdot 3H_2O$	$1{,}42 \cdot 10^{-8}$
$BaCrO_4$	$1{,}17 \cdot 10^{-10}$	CdF_2	$6{,}44 \cdot 10^{-3}$
BaF_2	$1{,}84 \cdot 10^{-7}$	$Cd(IO_3)_2$	$2{,}5 \cdot 10^{-8}$
$Ba(IO_3)_2$	$4{,}01 \cdot 10^{-9}$	$Cd(OH)_2$	$7{,}2 \cdot 10^{-15}$
$Ba(IO_3)_2 \cdot H_2O$	$1{,}67 \cdot 10^{-9}$	$Cd_3(PO_4)_2$	$2{,}53 \cdot 10^{-33}$
$BaMoO_4$	$3{,}54 \cdot 10^{-8}$	$Co_3(AsO_4)_2$	$6{,}80 \cdot 10^{-29}$
$Ba(NO_3)_2$	$4{,}64 \cdot 10^{-3}$	$CoCO_3$	$2{,}8 \cdot 10^{-10}$
$Ba(OH)_2 \cdot 8H_2O$	$2{,}55 \cdot 10^{-4}$	$Co(IO_3)_2 \cdot 2H_2O$	$1{,}21 \cdot 10^{-2}$
$BaSO_3$	$5{,}0 \cdot 10^{-10}$	$Co(OH)_2$-α	$5{,}92 \cdot 10^{-15}$
$BaSO_4$	$1{,}08 \cdot 10^{-10}$	$Co_3(PO_4)_2$	$2{,}05 \cdot 10^{-35}$
$BaSeO_4$	$3{,}40 \cdot 10^{-8}$	$CsClO_4$	$3{,}95 \cdot 10^{-3}$

Продолжение табл. П8

Вещество	ПР	Вещество	ПР
$CsIO_4$	$5,16 \cdot 10^{-6}$	$Mn(IO_3)_2$	$4,37 \cdot 10^{-7}$
$CuCl$	$1,72 \cdot 10^{-7}$	$Nd_2(CO_3)_3$	$1,08 \cdot 10^{-33}$
$CuCN$	$3,47 \cdot 10^{-20}$	$NiCO_3$	$1,42 \cdot 10^{-7}$
CuI	$1,27 \cdot 10^{-12}$	$Ni(IO_3)_2$	$4,71 \cdot 10^{-5}$
$Cu(IO_3)_2 \cdot H_2O$	$6,94 \cdot 10^{-8}$	$Ni(OH)_2$	$5,48 \cdot 10^{-16}$
$Cu_3(PO_4)_2$	$1,40 \cdot 10^{-37}$	$Ni_3(PO_4)_2$	$4,74 \cdot 10^{-32}$
$CuSCN$	$1,77 \cdot 10^{-13}$	$PbBr_2$	$6,60 \cdot 10^{-6}$
$Cu_3(AsO_4)_2$	$7,95 \cdot 10^{-36}$	$PbCO_3$	$7,40 \cdot 10^{-14}$
$CuBr$	$6,27 \cdot 10^{-9}$	$PbCl_2$	$1,70 \cdot 10^{-5}$
CuC_2O_4	$4,43 \cdot 10^{-10}$	$PbCrO_4$	$7,4 \cdot 10^{-15}$
$Eu(OH)_3$	$9,38 \cdot 10^{-27}$	PbF_2	$3,3 \cdot 10^{-8}$
$FeCO_3$	$3,13 \cdot 10^{-11}$	PbI_2	$9,8 \cdot 10^{-9}$
FeF_2	$2,36 \cdot 10^{-6}$	PbC_2O_4	$9,0 \cdot 10^{-10}$
$Fe(OH)_2$	$4,87 \cdot 10^{-17}$	$Pb(IO_3)_2$	$3,69 \cdot 10^{-13}$
$Fe(OH)_3$	$2,79 \cdot 10^{-39}$	$Pb(OH)_2$	$1,43 \cdot 10^{-20}$
$FePO_4 \cdot 2H_2O$	$9,91 \cdot 10^{-16}$	$PbSO_4$	$2,53 \cdot 10^{-8}$
$Ga(OH)_3$	$7,28 \cdot 10^{-36}$	$PbSeO_4$	$1,37 \cdot 10^{-7}$
Hg_2CO_3	$3,6 \cdot 10^{-17}$	$Pd(SCN)_2$	$4,39 \cdot 10^{-23}$
$Hg_2C_2O_4$	$1,75 \cdot 10^{-13}$	$Pr(OH)_3$	$3,39 \cdot 10^{-24}$
Hg_2Cl_2	$1,43 \cdot 10^{-18}$	$Ra(IO_3)_2$	$1,16 \cdot 10^{-9}$
Hg_2F_2	$3,10 \cdot 10^{-6}$	$RaSO_4$	$3,66 \cdot 10^{-11}$
Hg_2Br_2	$6,40 \cdot 10^{-23}$	$RbClO_4$	$3,00 \cdot 10^{-3}$
Hg_2I_2	$5,2 \cdot 10^{-29}$	ScF_3	$5,81 \cdot 10^{-24}$
Hg_2SO_4	$6,5 \cdot 10^{-7}$	$Sc(OH)_3$	$2,22 \cdot 10^{-31}$
$Hg_2(SCN)_2$	$3,2 \cdot 10^{-20}$	$Sn(OH)_2$	$5,45 \cdot 10^{-27}$
$HgBr_2$	$6,2 \cdot 10^{-20}$	$Sr_3(AsO_4)_2$	$4,29 \cdot 10^{-19}$
HgI_2	$2,9 \cdot 10^{-29}$	$SrCO_3$	$5,60 \cdot 10^{-10}$
$KClO_4$	$1,05 \cdot 10^{-2}$	SrF_2	$4,33 \cdot 10^{-9}$
KIO_4	$3,71 \cdot 10^{-4}$	$Sr(IO_3)_2$	$1,14 \cdot 10^{-7}$
K_2PtCl_6	$7,48 \cdot 10^{-6}$	$Sr(IO_3)_2 \cdot H_2O$	$3,77 \cdot 10^{-7}$
$La(IO_3)_3$	$7,50 \cdot 10^{-12}$	$Sr(IO_3)_2 \cdot 6H_2O$	$4,55 \cdot 10^{-7}$
La_3PO_4	$2,37 \cdot 10^{-11}$	$SrSO_4$	$3,44 \cdot 10^{-7}$
LiF	$1,84 \cdot 10^{-3}$	$TlBr$	$3,71 \cdot 10^{-6}$
Li_2CO_3	$8,15 \cdot 10^{-4}$	$TlBrO_3$	$1,10 \cdot 10^{-4}$
$MgCO_3$	$6,82 \cdot 10^{-6}$	$TlCl$	$1,86 \cdot 10^{-4}$
$MgCO_3 \cdot 3H_2O$	$2,38 \cdot 10^{-6}$	Tl_2CrO_4	$8,67 \cdot 10^{-13}$
$MgCO_3 \cdot 5H_2O$	$3,79 \cdot 10^{-6}$	TlI	$5,54 \cdot 10^{-8}$
$MgC_2O_4 \cdot 2H_2O$	$4,83 \cdot 10^{-6}$	$TlIO_3$	$3,12 \cdot 10^{-6}$
MgF_2	$5,16 \cdot 10^{-11}$	$Tl(OH)_3$	$1,68 \cdot 10^{-44}$
$Mg(OH)_2$	$5,61 \cdot 10^{-12}$	$TlSCN$	$1,57 \cdot 10^{-4}$
$Mg_3(PO_4)_2$	$1,04 \cdot 10^{-24}$	$Y_2(CO_3)_3$	$1,03 \cdot 10^{-31}$
$MnCO_3$	$2,24 \cdot 10^{-11}$	YF_3	$8,62 \cdot 10^{-21}$
$MnC_2O_4 \cdot 2H_2O$	$1,70 \cdot 10^{-7}$	$Y(IO_3)_3$	$1,12 \cdot 10^{-10}$

Окончание табл. П8

Вещество	ПР	Вещество	ПР
$Y(OH)_3$	$1{,}00 \cdot 10^{-22}$	ZnF_2	$3{,}04 \cdot 10^{-2}$
$Zn_3(AsO_4)_2$	$2{,}8 \cdot 10^{-28}$	$Zn(IO_3)_2 \cdot 2H_2O$	$4{,}1 \cdot 10^{-6}$
$ZnCO_3$	$1{,}46 \cdot 10^{-10}$	$Zn(OH)_2$	$3{,}0 \cdot 10^{-17}$
$ZnCO_3 \cdot H_2O$	$5{,}42 \cdot 10^{-11}$	$ZnSe$	$3{,}6 \cdot 10^{-26}$
$ZnC_2O_4 \cdot 2H_2O$	$1{,}38 \cdot 10^{-9}$	$ZnSeO_3 \cdot H_2O$	$1{,}59 \cdot 10^{-7}$

Таблица П9

Оценочные значения произведения растворимости малорастворимых электролитов в водном растворе при 25 °С

Вещество	ПР	Вещество	ПР
$Ac(OH)_3$	$2{,}1 \cdot 10^{-9}$	$CdTe$	$8{,}7 \cdot 10^{-35}$
Ag_3AsO_3	$4{,}5 \cdot 10^{-9}$	$Ce_2(C_2O_4)_3$	$2{,}5 \cdot 10^{-29}$
$Ag_2Cr_2O_7$	$2{,}0 \cdot 10^{-7}$	CeO_2	$9{,}1 \cdot 10^{-23}$
AgN_3	$2{,}9 \cdot 10^{-9}$	$Ce(OH)_3$	$6{,}4 \cdot 10^{-22}$
$AgNO_2$	$3{,}1 \cdot 10^{-10}$	$CoCO_3$	$1{,}5 \cdot 10^{-10}$
Ag_2O	$2{,}0 \cdot 10^{-8}$	CoC_2O_4	$6{,}3 \cdot 10^{-8}$
Ag_2S	$7{,}2 \cdot 10^{-50}$	CoS	$1{,}8 \cdot 10^{-20}$
Ag_2Se	$2{,}5 \cdot 10^{-59}$	$Co(S_2)$	$7{,}3 \cdot 10^{-29}$
Ag_2Te	$4{,}7 \cdot 10^{-52}$	$CsIO_3$	$1{,}0 \cdot 10^{-2}$
$Al(OH)_3$	$5{,}7 \cdot 10^{-32}$	$CsMnO_4$	$9{,}1 \cdot 10^{-5}$
$Am(OH)_3$	$2{,}7 \cdot 10^{-20}$	Cu_2O	$1{,}2 \cdot 10^{-15}$
$Am(OH)_4$	$1{,}0 \cdot 10^{-56}$	$Cu(OH)_2$	$5{,}6 \cdot 10^{-20}$
$AuBr$	$5{,}0 \cdot 10^{-17}$	CuS	$1{,}4 \cdot 10^{-36}$
$AuCl$	$1{,}8 \cdot 10^{-12}$	Cu_2S	$2{,}3 \cdot 10^{-48}$
AuI	$1{,}6 \cdot 10^{-23}$	Cu_2Se	$1{,}1 \cdot 10^{-51}$
AuI_3	$1{,}0 \cdot 10^{-46}$	$FeAsO_4$	$5{,}8 \cdot 10^{-21}$
Au_2O_3	$8{,}5 \cdot 10^{-46}$	FeC_2O_4	$2{,}1 \cdot 10^{-7}$
BaC_2O_4	$1{,}1 \cdot 10^{-7}$	FeS	$3{,}4 \cdot 10^{-17}$
$Ba_3(PO_4)_2$	$6{,}0 \cdot 10^{-39}$	FeS_2	$5{,}4 \cdot 10^{-27}$
$Bi(Cl)O$	$3{,}4 \cdot 10^{-36}$	$GaPO_4$	$3{,}8 \cdot 10^{-21}$
$Bi(OH)_3$	$3{,}0 \cdot 10^{-36}$	$GeO_{2(триг)}$	$1{,}7 \cdot 10^{-56}$
Bi_2S_3	$8{,}9 \cdot 10^{-10}$	HfO_2	$4{,}0 \cdot 10^{-26}$
$Ca_3(AsO_4)_2$	$6{,}8 \cdot 10^{-19}$	$HgS_{(куб)}$	$1{,}4 \cdot 10^{-45}$
$CaHPO_4$	$2{,}2 \cdot 10^{-7}$	$HgSe$	$1{,}9 \cdot 10^{-53}$
$Ca(H_2PO_4)_2$	$1{,}0 \cdot 10^{-3}$	HgO	$3{,}3 \cdot 10^{-26}$
$CaWO_4$	$1{,}6 \cdot 10^{-9}$	$In(OH)_3$	$1{,}3 \cdot 10^{-37}$
$Cd(CN)_2$	$1{,}0 \cdot 10^{-8}$	In_2S_3	$9{,}1 \cdot 10^{-84}$
CdS	$6{,}5 \cdot 10^{-28}$	In_2Se_3	$5{,}6 \cdot 10^{-92}$
$CdSe$	$1{,}1 \cdot 10^{-33}$	Ir_2O_3	$2{,}0 \cdot 10^{-48}$

Продолжение табл. П9

Вещество	ПР	Вещество	ПР
$Ir(OH)_4$	$1,6 \cdot 10^{-72}$	$Pb(N_3)_2$	$2,6 \cdot 10^{-9}$
IrS_2	$1,0 \cdot 10^{-75}$	$Pb(NCS)_2$	$2,0 \cdot 10^{-5}$
$K_3[Co(NO_2)_6]$	$4,3 \cdot 10^{-10}$	PbO_2	$3,0 \cdot 10^{-66}$
$KFe[Fe^{II}(CN)_6]$	$9,7 \cdot 10^{-20}$	PbS	$8,7 \cdot 10^{-29}$
$K_2[GeF_6]$	$3,0 \cdot 10^{-5}$	PbSe	$6,5 \cdot 10^{-37}$
$K_2[IrCl_6]$	$6,8 \cdot 10^{-5}$	PbTe	$4,1 \cdot 10^{-39}$
$KReO_4$	$1,9 \cdot 10^{-3}$	$PbWO_4$	$4,5 \cdot 10^{-12}$
$K_2[PdCl_4]$	$1,6 \cdot 10^{-5}$	PdO_2	$6,5 \cdot 10^{-71}$
$K_2[PdCl_6]$	$6,0 \cdot 10^{-6}$	$Pd(OH)_2$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$K_2[PtCl_6]$	$1,1 \cdot 10^{-5}$	PoS	$5,0 \cdot 10^{-29}$
$K_2[PtF_6]$	$2,9 \cdot 10^{-5}$	$Po(SO_4)_2$	$2,6 \cdot 10^{-7}$
$K_2[SiF_4]$	$2,2 \cdot 10^{-7}$	PtO_2	$1,6 \cdot 10^{-72}$
$K_2[TiF_6]$	$5,0 \cdot 10^{-4}$	$Pt(OH)_2$	$1,0 \cdot 10^{-25}$
$K_2[ZrF_6]$	$5,0 \cdot 10^{-4}$	PtS	$1,2 \cdot 10^{-61}$
$La_2(C_2O_4)_3$	$2,0 \cdot 10^{-28}$	$Pu(OH)_3$	$2,0 \cdot 10^{-20}$
$La(OH)_3$	$3,6 \cdot 10^{-23}$	$Pu(OH)_4$	$1,0 \cdot 10^{-52}$
$La_2(SO_4)_3$	$3,0 \cdot 10^{-5}$	$Rh(OH)_3$	$2,0 \cdot 10^{-48}$
$Lu(OH)_3$	$1,0 \cdot 10^{-26}$	RuO_2	$1,0 \cdot 10^{-49}$
$MgNH_4PO_4$	$2,5 \cdot 10^{-13}$	$Ru(OH)_3$	$1,0 \cdot 10^{-38}$
$MgSO_3$	$3,0 \cdot 10^{-3}$	Sb_2O_3	$4,0 \cdot 10^{-42}$
MnO_2	$1,0 \cdot 10^{-50}$	Sb_2O_3	$1,4 \cdot 10^{-17}$
Mn_2O_3	$1,7 \cdot 10^{-42}$	Sb_2S_3	$2,2 \cdot 10^{-90}$
$Mn(OH)_2$	$2,3 \cdot 10^{-13}$	$Sc(OH)_3$	$8,7 \cdot 10^{-28}$
MnS	$1,1 \cdot 10^{-13}$	SnI_2	$8,3 \cdot 10^{-6}$
$MoO(OH)_2$	$1,0 \cdot 10^{-50}$	SnO_2	$4,8 \cdot 10^{-58}$
$Na[Sb(OH)_6]$	$4,0 \cdot 10^{-8}$	SnS	$3,0 \cdot 10^{-28}$
$Na_2[SiF_6]$	$3,1 \cdot 10^{-5}$	SnSe	$1,2 \cdot 10^{-34}$
$Nd_2(C_2O_4)_3$	$5,9 \cdot 10^{-29}$	SnTe	$3,6 \cdot 10^{-37}$
$Nd(OH)_3$	$7,8 \cdot 10^{-24}$	SrC_2O_4	$5,6 \cdot 10^{-8}$
$Ni_3(AsO_4)_2$	$3,1 \cdot 10^{-26}$	$SrCrO_4$	$2,7 \cdot 10^{-5}$
$Ni(CN)_2$	$3,0 \cdot 10^{-23}$	$Sr(OH)_2$	$3,2 \cdot 10^{-4}$
NiS	$9,3 \cdot 10^{-22}$	$Sr_3(PO_4)_2$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$NpO_2(OH)_2$	$2,5 \cdot 10^{-22}$	TeO_2	$3,0 \cdot 10^{-54}$
$Pb_3(AsO_4)_2$	$4,0 \cdot 10^{-36}$	$Th(OH)_4$	$7,7 \cdot 10^{-44}$
$Pb(BrO_3)_2$	$1,6 \cdot 10^{-4}$	$Th(SO_4)_2$	$4,0 \cdot 10^{-3}$
PbC_2O_4	$7,3 \cdot 10^{-11}$	TiO_2	$1,0 \cdot 10^{-29}$
$PbCrO_4$	$2,8 \cdot 10^{-13}$	Tl_2CO_3	$4,0 \cdot 10^{-3}$
$PbMoO_4$	$8,5 \cdot 10^{-16}$	TlN_3	$2,2 \cdot 10^{-4}$

Окончание табл. П9

Вещество	ПР	Вещество	ПР
Tl_2O_3	$2{,}0 \cdot 10^{-44}$	$VO(OH)_2$	$7{,}1 \cdot 10^{-23}$
Tl_2S	$1{,}0 \cdot 10^{-24}$	$Yb_2(C_2O_4)_3$	$4{,}5 \cdot 10^{-25}$
Tl_2SO_4	$1{,}5 \cdot 10^{-4}$	$Zn(CN)_2$	$2{,}6 \cdot 10^{-13}$
Tl_2SO_3S	$2{,}0 \cdot 10^{-7}$	$Zn_3(PO_4)_2$	$9{,}1 \cdot 10^{-33}$
Tl_2Se	$2{,}4 \cdot 10^{-22}$	$ZnS_{(гекс)}$	$7{,}9 \cdot 10^{-24}$
UO_2CO_3	$6{,}3 \cdot 10^{-15}$	$ZnS_{(куб)}$	$1{,}2 \cdot 10^{-25}$
$UO_2C_2O_4$	$2{,}0 \cdot 10^{-4}$	ZnTe	$7{,}0 \cdot 10^{-26}$
$U(OH)_4$	$1{,}0 \cdot 10^{-45}$	ZrO_2	$1{,}1 \cdot 10^{-36}$
$UO_2(OH)_2$	$2{,}0 \cdot 10^{-15}$		

Таблица П10

Стандартные электродные потенциалы φ° в водных растворах (ряд напряжений) при 25 °С

Электродный процесс	φ°, В	Электродный процесс	φ°, В
$Li^+ + e^- \leftrightarrow Li$	–3,0401	$Cr^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Cr$	–0,744
$Cs^+ + e^- \leftrightarrow Cs$	–3,026	$Ta^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Ta$	–0,6
$Rb^+ + e^- \leftrightarrow Rb$	–2,98	$Ga^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Ga$	–0,549
$K^+ + e^- \leftrightarrow K$	–2,931	$Fe^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Fe$	–0,447
$Ba^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Ba$	–2,912	$Cd^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Cd$	–0,4030
$Fr^+ + e^- \leftrightarrow Fr$	–2,9	$In^{3+} + 3e^- \leftrightarrow In$	–0,3382
$Sr^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Sr$	–2,89	$Tl^+ + e^- \leftrightarrow Tl$	–0,336
$Ca^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Ca$	–2,868	$Co^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Co$	–0,28
$Ra^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Ra$	–2,8	$Ni^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Ni$	–0,257
$Na^+ + e^- \leftrightarrow Na$	–2,71	$Mo^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Mo$	–0,200
$La^{3+} + 3e^- \leftrightarrow La$	–2,379	$Sn^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Sn$	–0,1375
$Y^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Y$	–2,372	$Pb^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Pb$	–0,1262
$Mg^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Mg$	–2,372	$Fe^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Fe$	–0,037
$Be^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Be$	–1,847	$2H^+ + 2e^- \leftrightarrow H_2$	0,00000
$Al^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Al$	–1,662	$Ge^{4+} + 4e^- \leftrightarrow Ge$	+0,124
$Ti^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Ti$	–1,630	$Ge^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Ge$	+0,24
$Hf^{4+} + 4e^- \leftrightarrow Hf$	–1,55	$Re^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Re$	+0,300
$Zr^{4+} + 4e^- \leftrightarrow Zr$	–1,45	$Bi^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Bi$	+0,308
$Ti^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Ti$	–1,37	$Cu^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Cu$	+0,3419
$Mn^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Mn$	–1,185	$Tc^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Tc$	+0,400
$V^{2+} + 2e^- \leftrightarrow V$	–1,175	$Ru^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Ru$	+0,455
$Cr^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Cr$	–0,913	$Cu^+ + e^- \leftrightarrow Cu$	+0,521
$Zn^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Zn$	–0,7618	$Rh^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Rh$	+0,600

Окончание табл. П10

Электродный процесс	φ°, В	Электродный процесс	φ°, В
$Tl^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Tl$	+0,741	$Pd^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Pd$	+0,951
$Rh^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Rh$	+0,758	$Ir^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Ir$	+1,156
$Po^{4+} + 4e^- \leftrightarrow Po$	+0,76	$Pt^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Pt$	+1,18
$Hg_2^{2+} + 2e^- \leftrightarrow 2Hg$	+0,7973	$Au^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Au$	+1,498
$Ag^+ + e^- \leftrightarrow Ag$	+0,7996	$Au^+ + e^- \leftrightarrow Au$	+1,692
$Hg^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Hg$	+0,851		

Таблица П11

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы φ° в водных растворах при 25 °С

Элемент	Электродный процесс	φ°, В
Азот	$N_2 + 2H_2O + 6H^+ + 6e^- \leftrightarrow 2NH_4OH$	0,092
	$3N_2 + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow 2NH_3$	–3,09
	$N_2H_5^+ + 3H^+ + 2e^- \leftrightarrow 2NH_4^+$	1,275
	$N_2O + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow N_2 + H_2O$	1,766
	$H_2N_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow N_2 + 2H_2O$	2,65
	$N_2O_4 + 2e^- \leftrightarrow 2NO_2^-$	0,867
	$N_2O_4 + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow 2HNO_2$	1,065
	$N_2O_4 + 4H^+ + 4e^- \leftrightarrow 2NO + 2H_2O$	1,035
	$2NH_3OH^+ + H^+ + 2e^- \leftrightarrow N_2H_5^+ + 2H_2O$	1,42
	$2NO + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow N_2O + H_2O$	1,591
	$2NO + H_2O + 2e^- \leftrightarrow N_2O + 2OH^-$	0,76
	$HNO_2 + H^+ + e^- \leftrightarrow NO + H_2O$	0,983
	$2HNO_2 + 4H^+ + 4e^- \leftrightarrow H_2N_2O_2 + 2H_2O$	0,86
	$2HNO_2 + 4H^+ + 4e^- \leftrightarrow N_2O + 3H_2O$	1,297
	$2NO_2^- + H_2O + e^- \leftrightarrow NO + 2OH^-$	–0,46
	$2NO_2^- + 2H_2O + 4e^- \leftrightarrow N_2O_2^{2-} + 4OH^-$	–0,18
	$2NO_2^- + 3H_2O + 4e^- \leftrightarrow N_2O + 6OH^-$	0,15
	$NO_3^- + 3H^+ + 2e^- \leftrightarrow HNO_2 + H_2O$	0,934
	$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \leftrightarrow NO + 2H_2O$	0,957
	$2NO_3^- + 4H^+ + 2e^- \leftrightarrow N_2O_4 + 2H_2O$	0,803
	$NO_3^- + H_2O + 2e^- \leftrightarrow NO_2^- + 2OH^-$	0,01
	$2NO_3^- + 2H_2O + 2e^- \leftrightarrow N_2O_4 + 4OH^-$	–0,85

Продолжение табл. П11

Элемент	Электродный процесс	φ°, В
Алюминий	$Al^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Al$	–1,662
	$Al(OH)_3 + 3e^- \leftrightarrow Al + 3OH^-$	–2,31
	$Al(OH)_4^- + 3e^- \leftrightarrow Al + 4OH^-$	–2,328
	$H_2AlO_3^- + H_2O + 3e^- \leftrightarrow Al + 4OH^-$	–2,33
	$AlF_6^{3-} + 3e^- \leftrightarrow Al + 6F^-$	–2,069
Бериллий	$Be^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Be$	–1,847
	$Be_2O_3^{2-} + 3H_2O + 4e^- \leftrightarrow 2Be + 6OH^-$	–2,63
Бром	$\{Br_2\}_{aq} + 2e^- \leftrightarrow 2Br^-$	1,0873
	$\{Br_2\} + 2e^- \leftrightarrow 2Br^-$	1,066
	$HBrO + H^+ + 2e^- \leftrightarrow Br^- + H_2O$	1,331
	$HBrO + H^+ + e^- \leftrightarrow ½\{Br_2\}_{aq} + H_2O$	1,574
	$HBrO + H^+ + e^- \leftrightarrow ½\{Br_2\} + H_2O$	1,596
	$BrO^- + H_2O + 2e^- \leftrightarrow Br^- + 2OH^-$	0,761
	$BrO_3^- + 6H^+ + 5e^- \leftrightarrow ½Br_2 + 3H_2O$	1,482
	$BrO_3^- + 6H^+ + 6e^- \leftrightarrow Br^- + 3H_2O$	1,423
	$BrO_3^- + 3H_2O + 6e^- \leftrightarrow Br^- + 6OH^-$	0,61
Водород	$2H^+ + 2e^- \leftrightarrow H_2$	0,00000
	$H_2 + 2e^- \leftrightarrow 2H^-$	–2,23
	$HO_2 + H^+ + e^- \leftrightarrow H_2O_2$	1,495
	$2H_2O + 2e^- \leftrightarrow H_2 + 2OH^-$	–0,8277
	$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow 2H_2O$	1,776
Железо	$Fe + 2e^- \leftrightarrow Fe$	–0,447
	$Fe^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Fe$	–0,037
	$Fe^{3+} + e^- \leftrightarrow Fe^{2+}$	0,771
	$2HFeO_4^- + 8H^+ + 6e^- \leftrightarrow Fe_2O_3 + 5H_2O$	2,09
	$HFeO_4^- + 4H^+ + 3e^- \leftrightarrow FeOOH + 2H_2O$	2,08
	$HFeO_4^- + 7H^+ + 3e^- \leftrightarrow Fe^{3+} + 4H_2O$	2,07
	$Fe_2O_3 + 4H^+ + 2e^- \leftrightarrow 2FeOH^+ + H_2O$	0,16
	$[Fe(CN)_6]^{3-} + e^- \leftrightarrow [Fe(CN)_6]^{4-}$	0,358
	$FeO_4^{2-} + 4H^+ + 3e^- \leftrightarrow Fe^{3+} + 4H_2O$	2,20
	$Fe(OH)_3 + e^- \leftrightarrow Fe(OH)_2 + OH^-$	–0,56
Йод	$I_2 + 2e^- \leftrightarrow 2I^-$	0,5355
	$I_3^- + 2e^- \leftrightarrow 3I^-$	0,536

Продолжение табл. П11

Элемент	Электродный процесс	φ°, В
Йод	$H_3IO_6^{2-} + 2e^- \leftrightarrow IO_3^- + 3OH^-$	0,7
	$H_5IO_6 + H^+ + 2e^- \leftrightarrow IO_3^- + 3H_2O$	1,601
	$2HIO + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow I_2 + 2H_2O$	1,439
	$HIO + H^+ + 2e^- \leftrightarrow I^- + H_2O$	0,987
	$IO^- + H_2O + 2e^- \leftrightarrow I^- + 2OH^-$	0,485
	$2IO_3^- + 12H^+ + 10e^- \leftrightarrow I_2 + 6H_2O$	1,195
	$IO_3^- + 6H^+ + 6e^- \leftrightarrow I^- + 3H_2O$	1,085
	$IO_3^- + 2H_2O + 4e^- \leftrightarrow IO^- + 4OH^-$	0,15
	$IO_3^- + 3H_2O + 6e^- \leftrightarrow I^- + 6OH^-$	0,26
Кадмий	$Cd^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Cd$	–0,4030
	$Cd^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Cd; Hg$	–0,3521
	$Cd(OH)_2 + 2e^- \leftrightarrow 2OH^- + Cd; Hg$	–0,809
	$CdSO_4 + 2e^- \leftrightarrow Cd + SO_4^{2-}$	–0,246
	$Cd(OH)_4^{2-} + 2e^- \leftrightarrow Cd + 4OH^-$	–0,658
	$CdO + H_2O + 2e^- \leftrightarrow Cd + 2OH^-$	–0,783
Кислород	$O_2 + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow H_2O_2$	0,695
	$O_2 + 4H^+ + 4e^- \leftrightarrow 2H_2O$	1,229
	$O_2 + H_2O + 2e^- \leftrightarrow HO_2^- + OH^-$	–0,076
	$O_2 + 2H_2O + 2e^- \leftrightarrow H_2O_2 + 2OH^-$	–0,146
	$O_2 + 2H_2O + 4e^- \leftrightarrow 4OH^-$	0,401
	$O_3 + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow O_2 + H_2O$	2,076
	$O_3 + H_2O + 2e^- \leftrightarrow O_2 + 2OH^-$	1,24
	$(O) + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow H_2O$	2,421
Кобальт	$Co^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Co$	–0,28
	$Co^{3+} + e^- \leftrightarrow Co^{2+}$	1,92
	$[Co(NH_3)_6]^{3+} + e^- \leftrightarrow [Co(NH_3)_6]^{2+}$	0,108
	$Co(OH)_2 + 2e^- \leftrightarrow Co + 2OH^-$	–0,73
	$Co(OH)_3 + e^- \leftrightarrow Co(OH)_2 + OH^-$	0,17
Марганец	$Mn^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Mn$	–1,185
	$Mn^{3+} + e^- \leftrightarrow Mn^{2+}$	1,5415
	$MnO_2 + 4H^+ + 2e^- \leftrightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$	1,224
	$MnO_4^- + e^- \leftrightarrow MnO_4^{2-}$	0,558
	$MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- \leftrightarrow MnO_2 + 2H_2O$	1,679

Продолжение табл. П11

Элемент	Электродный процесс	φ°, В
Марганец	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \leftrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	1,507
	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \leftrightarrow MnO_2 + 4OH^-$	0,595
	$MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e^- \leftrightarrow MnO_2 + 4OH^-$	0,60
	$Mn(OH)_2 + 2e^- \leftrightarrow Mn + 2OH^-$	–1,56
	$Mn(OH)_3 + e^- \leftrightarrow Mn(OH)_2 + OH^-$	0,15
	$Mn_2O_3 + 6H^+ + 2e^- \leftrightarrow 2Mn^{2+} + 3H_2O$	1,485
Медь	$Cu^+ + e^- \leftrightarrow Cu$	0,521
	$Cu^{2+} + e^- \leftrightarrow Cu^+$	0,153
	$Cu^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Cu$	0,3419
	$Cu^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Cu; Hg$	0,345
	$Cu^{3+} + e^- \leftrightarrow Cu^{2+}$	2,4
	$Cu_2O_3 + 6H^+ + 2e^- \leftrightarrow 2Cu^{2+} + 3H_2O$	2,0
	$Cu^{2+} + 2CN^- + e^- \leftrightarrow [Cu(CN)_2]^-$	1,103
	$CuI_2^- + e^- \leftrightarrow Cu + 2I^-$	0,00
	$Cu_2O + H_2O + 2e^- \leftrightarrow 2Cu + 2OH^-$	–0,360
	$Cu(OH)_2 + 2e^- \leftrightarrow Cu + 2OH^-$	–0,222
	$2Cu(OH)_2 + 2e^- \leftrightarrow Cu_2O + 2OH^- + H_2O$	–0,080
Олово	$Sn^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Sn$	–0,1375
	$Sn^{4+} + 2e^- \leftrightarrow Sn^{2+}$	0,151
	$Sn(OH)_3^+ + 3H^+ + 2e^- \leftrightarrow Sn^{2+} + 3H_2O$	0,142
	$SnO_2 + 4H^+ + 2e^- \leftrightarrow Sn^{2+} + 2H_2O$	–0,094
	$SnO_2 + 4H^+ + 4e^- \leftrightarrow Sn + 2H_2O$	–0,117
	$SnO_2 + 3H^+ + 2e^- \leftrightarrow SnOH^+ + H_2O$	–0,194
	$SnO_2 + 2H_2O + 4e^- \leftrightarrow Sn + 4OH^-$	–0,945
	$HSnO_2^- + H_2O + 2e^- \leftrightarrow Sn + 3OH^-$	–0,909
	$Sn(OH)_6^{2-} + 2e^- \leftrightarrow HSnO_2^- + 3OH^- + H_2O$	–0,93
Ртуть	$Hg^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Hg$	0,851
	$2Hg^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Hg_2^{2+}$	0,920
	$Hg_2^{2+} + 2e^- \leftrightarrow 2Hg$	0,7973
	$Hg_2(CH_3COO)_2 + 2e^- \leftrightarrow 2Hg + 2CH_3COO^-$	0,51163
	$Hg_2Br_2 + 2e^- \leftrightarrow 2Hg + 2Br^-$	0,13923
	$Hg_2Cl_2 + 2e^- \leftrightarrow 2Hg + 2Cl^-$	0,26808
	$Hg_2HPO_4 + 2e^- \leftrightarrow 2Hg + HPO_4^{2-}$	0,6359

Продолжение табл. П11

Элемент	Электродный процесс	φ°, В
Ртуть	$Hg_2I_2 + 2e^- \leftrightarrow 2Hg + 2I^-$	–0,0405
	$Hg_2O + H_2O + 2e^- \leftrightarrow 2Hg + 2OH^-$	0,123
	$HgO + H_2O + 2e^- \leftrightarrow Hg + 2OH^-$	0,0977
	$Hg(OH)_2 + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow Hg + 2H_2O$	1,034
	$Hg_2SO_4 + 2e^- \leftrightarrow 2Hg + SO_4^{2-}$	0,6125
Свинец	$Pb^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Pb$	–0,1262
	$Pb^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Pb; Hg$	–0,1205
	$PbBr_2 + 2e^- \leftrightarrow Pb + 2Br^-$	–0,284
	$PbCl_2 + 2e^- \leftrightarrow Pb + 2Cl^-$	–0,2675
	$PbF_2 + 2e^- \leftrightarrow Pb + 2F^-$	–0,3444
	$PbHPO_4 + 2e^- \leftrightarrow Pb + HPO_4^{2-}$	–0,465
	$PbI_2 + 2e^- \leftrightarrow Pb + 2I^-$	–0,365
	$PbO + H_2O + 2e^- \leftrightarrow Pb + 2OH^-$	–0,580
	$PbO_2 + 4H^+ + 2e^- \leftrightarrow Pb^{2+} + 2H_2O$	1,455
	$HPbO_2^- + H_2O + 2e^- \leftrightarrow Pb + 3OH^-$	–0,537
	$PbO_2 + H_2O + 2e^- \leftrightarrow PbO + 2OH^-$	0,247
	$PbO_2 + SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \leftrightarrow PbSO_4 + 2H_2O$	1,6913
	$PbSO_4 + 2e^- \leftrightarrow Pb + SO_4^{2-}$	–0,3588
	$PbSO_4 + 2e^- \leftrightarrow SO_4^{2-} + Pb; Hg$	–0,3505
Сера	$S + 2e^- \leftrightarrow S^{2-}$	–0,47627
	$S + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow \{H_2S\}_{aq}$	0,142
	$S + H_2O + 2e^- \leftrightarrow SH^- + OH^-$	–0,478
	$2S + 2e^- \leftrightarrow S_2^{2-}$	–0,42836
	$S_2O_6^{2-} + 4H^+ + 2e^- \leftrightarrow 2H_2SO_3$	0,564
	$S_2O_8^{2-} + 2e^- \leftrightarrow 2SO_4^{2-}$	2,010
	$S_2O_8^{2-} + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow 2HSO_4^-$	2,123
	$S_4O_6^{2-} + 2e^- \leftrightarrow 2S_2O_3^{2-}$	0,08
	$2H_2SO_3 + H^+ + 2e^- \leftrightarrow HS_2O_4^- + 2H_2O$	–0,056
	$H_2SO_3 + 4H^+ + 4e^- \leftrightarrow S + 3H_2O$	0,449
	$2SO_3^{2-} + 2H_2O + 2e^- \leftrightarrow S_2O_4^{2-} + 4OH^-$	–1,12
	$2SO_3^{2-} + 3H_2O + 4e^- \leftrightarrow S_2O_3^{2-} + 6OH^-$	–0,571
	$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \leftrightarrow H_2SO_3 + H_2O$	0,172
	$2SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \leftrightarrow S_2O_6^{2-} + 2H_2O$	–0,22
	$SO_4^{2-} + H_2O + 2e^- \leftrightarrow SO_3^{2-} + 2OH^-$	–0,93

Продолжение табл. П11

Элемент	Электродный процесс	φ°, В
Серебро	$Ag^{+} + e^{-} \leftrightarrow Ag$	0,7996
	$Ag^{2+} + e^{-} \leftrightarrow Ag^{+}$	1,980
	$AgCH_3COO \leftrightarrow Ag + CH_3COO^{-}$	0,643
	$AgBr + e^{-} \leftrightarrow Ag + Br^{-}$	0,07133
	$AgBrO_3 + e^{-} \leftrightarrow Ag + BrO_3^{-}$	0,546
	$Ag_2C_2O_4 + 2e^{-} \leftrightarrow 2Ag + C_2O_4^{2-}$	0,4647
	$AgCl + e^{-} \leftrightarrow Ag + Cl^{-}$	0,22233
	$AgCN + e^{-} \leftrightarrow Ag + CN^{-}$	–0,017
	$Ag_2CO_3 + 2e^{-} \leftrightarrow 2Ag + CO_3^{2-}$	0,47
	$Ag_2CrO_4 + 2e^{-} \leftrightarrow 2Ag + CrO_4^{2-}$	0,4470
	$AgF + e^{-} \leftrightarrow Ag + F^{-}$	0,779
	$Ag_4[Fe(CN)_6] + 4e^{-} \leftrightarrow 4Ag + [Fe(CN)_6]^{4-}$	0,1478
	$AgI + e^{-} \leftrightarrow Ag + I^{-}$	–0,15224
	$AgIO_3 + e^{-} \leftrightarrow Ag + IO_3^{-}$	0,354
	$Ag_2MoO_4 + 2e^{-} \leftrightarrow 2Ag + MoO_4^{2-}$	0,4573
	$AgNO_2 + e^{-} \leftrightarrow Ag + 2NO_2^{-}$	0,564
	$Ag_2O + H_2O + 2e^{-} \leftrightarrow 2Ag + 2OH^{-}$	0,342
	$Ag_2O_3 + H_2O + 2e^{-} \leftrightarrow 2AgO + 2OH^{-}$	0,739
	$Ag^{3+} + 2e^{-} \leftrightarrow Ag^{+}$	1,9
	$Ag^{3+} + e^{-} \leftrightarrow Ag^{2+}$	1,8
	$Ag_2O_2 + 4H^{+} + e^{-} \leftrightarrow 2Ag + 2H_2O$	1,802
	$2AgO + H_2O + 2e^{-} \leftrightarrow Ag_2O + 2OH^{-}$	0,607
	$AgOCN + e^{-} \leftrightarrow Ag + OCN^{-}$	0,41
	$Ag_2S + 2e^{-} \leftrightarrow 2Ag + S^{2-}$	–0,691
	$Ag_2S + 2H^{+} + 2e^{-} \leftrightarrow 2Ag + H_2S$	–0,0366
	$AgSCN + e^{-} \leftrightarrow Ag + SCN^{-}$	0,08951
	$Ag_2SeO_3 + 2e^{-} \leftrightarrow 2Ag + SeO_3^{2-}$	0,3629
	$Ag_2SO_4 + 2e^{-} \leftrightarrow 2Ag + SO_4^{2-}$	0,654
	$Ag_2WO_4 + 2e^{-} \leftrightarrow 2Ag + WO_4^{2-}$	0,4660
Таллий	$Tl^{+} + e^{-} \leftrightarrow Tl$	–0,336
	$Tl^{+} + e^{-} \leftrightarrow Tl; Hg$	–0,3338
	$Tl^{3+} + 2e^{-} \leftrightarrow Tl^{+}$	1,252
	$Tl^{3+} + 3e^{-} \leftrightarrow Tl$	0,741

Продолжение табл. П11

Элемент	Электродный процесс	φ°, В
Таллий	$TlBr + e^- \leftrightarrow Tl + Br^-$	–0,658
	$TlCl + e^- \leftrightarrow Tl + Cl^-$	–0,5568
	$TlI + e^- \leftrightarrow Tl + I^-$	–0,752
	$Tl_2O_3 + 3H_2O + 4e^- \leftrightarrow 2Tl^+ + 6OH^-$	0,02
	$TlOH + e^- \leftrightarrow Tl + OH^-$	–0,34
	$Tl(OH)_3 + 2e^- \leftrightarrow TlOH + 2OH^-$	–0,05
	$Tl_2SO_4 + 2e^- \leftrightarrow Tl + SO_4^{2-}$	–0,4360
Титан	$Ti^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Ti$	–1,630
	$Ti^{3+} + e^- \leftrightarrow Ti^{2+}$	–0,9
	$TiO_2 + 4H^+ + 2e^- \leftrightarrow Ti^{2+} + 2H_2O$	–0,502
	$Ti^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Ti$	–1,37
	$TiOH^{3+} + H^+ + e^- \leftrightarrow Ti^{3+} + H_2O$	–0,055
Фосфор	$P_{(кр)} + 3H^+ + 3e^- \leftrightarrow (PH_3)$	–0,111
	$P_{(бел)} + 3H^+ + 3e^- \leftrightarrow (PH_3)$	–0,063
	$P + 3H_2O + 3e^- \leftrightarrow (PH_3) + 3OH^-$	–0,87
	$H_2PO_2^- + e^- \leftrightarrow P + 2OH^-$	–1,82
	$H_3PO_2 + H^+ + e^- \leftrightarrow P + 2H_2O$	–0,508
	$H_3PO_3 + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow H_3PO_2 + H_2O$	–0,499
	$H_3PO_3 + 3H^+ + 3e^- \leftrightarrow P + 3H_2O$	–0,454
	$HPO_3^{2-} + 2H_2O + 2e^- \leftrightarrow H_2PO_2^- + 3OH^-$	–1,65
	$HPO_3^{2-} + 2H_2O + 3e^- \leftrightarrow P + 5OH^-$	–1,71
	$H_3PO_4 + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow H_3PO_3 + H_2O$	–0,276
	$PO_4^{3-} + 2H_2O + 2e^- \leftrightarrow HPO_3^{2-} + 3OH^-$	–1,05
Хлор	$(Cl_2) + 2e^- \leftrightarrow 2Cl^-$	1,35827
	$HClO + H^+ + e^- \leftrightarrow ½Cl_2 + H_2O$	1,611
	$HClO + H^+ + 2e^- \leftrightarrow Cl^- + H_2O$	1,482
	$ClO^- + H_2O + 2e^- \leftrightarrow Cl^- + 2OH^-$	0,81
	$ClO_2 + H^+ + e^- \leftrightarrow HClO_2$	1,277
	$HClO_2 + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow HClO + H_2O$	1,645
	$HClO_2 + 3H^+ + 3e^- \leftrightarrow ½Cl_2 + 2H_2O$	1,628
	$HClO_2 + 3H^+ + 4e^- \leftrightarrow Cl^- + 2H_2O$	1,570
	$ClO_2^- + H_2O + 2e^- \leftrightarrow ClO^- + 2OH^-$	0,66
	$ClO_2^- + 2H_2O + 4e^- \leftrightarrow Cl^- + 4OH^-$	0,76

Окончание табл. П11

Элемент	Электродный процесс	φ°, В
Хлор	$\{ClO_2\}_{aq} + e^- \leftrightarrow ClO_2^-$	0,954
	$ClO_3^- + 2H^+ + e^- \leftrightarrow ClO_2 + H_2O$	1,152
	$ClO_3^- + 3H^+ + 2e^- \leftrightarrow HClO_2 + H_2O$	1,214
	$ClO_3^- + 6H^+ + 5e^- \leftrightarrow ½Cl_2 + 3H_2O$	1,47
	$ClO_3^- + 6H^+ + 6e^- \leftrightarrow Cl^- + 3H_2O$	1,451
	$ClO_3^- + H_2O + 2e^- \leftrightarrow ClO_2^- + 2OH^-$	0,33
	$ClO_3^- + 3H_2O + 6e^- \leftrightarrow Cl^- + 6OH^-$	0,62
	$ClO_4^- + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow ClO_3^- + H_2O$	1,189
	$ClO_4^- + 8H^+ + 7e^- \leftrightarrow ½Cl_2 + 4H_2O$	1,39
	$ClO_4^- + 8H^+ + 8e^- \leftrightarrow Cl^- + 4H_2O$	1,389
	$ClO_4^- + H_2O + 2e^- \leftrightarrow ClO_3^- + 2OH^-$	0,36
Хром	$Cr^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Cr$	–0,913
	$Cr^{3+} + e^- \leftrightarrow Cr^{2+}$	–0,407
	$Cr^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Cr$	–0,744
	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \leftrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,232
	$CrO_2^- + 2H_2O + 3e^- \leftrightarrow Cr + 4OH^-$	–1,2
	$HCrO_4^- + 7H^+ + 3e^- \leftrightarrow Cr^{3+} + 4H_2O$	1,350
	$CrO_2 + 4H^+ + e^- \leftrightarrow Cr^{3+} + 2H_2O$	1,48
	$Cr^{5+} + e^- \leftrightarrow Cr^{4+}$	1,34
	$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e^- \leftrightarrow Cr(OH)_3 + 5OH^-$	–0,13
	$Cr(OH)_3 + 3e^- \leftrightarrow Cr + 3OH^-$	–1,48
Церий	$Ce^{4+} + e^- \leftrightarrow Ce^{3+}$	1,44
	$Ce^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Ce$	–2,483
Цинк	$Zn^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Zn$	–0,7618
	$Zn^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Zn; Hg$	–0,7628
	$ZnO_2^{2-} + 2H_2O + 2e^- \leftrightarrow Zn + 4OH^-$	–1,215
	$ZnOH^+ + H^+ + 2e^- \leftrightarrow Zn + H_2O$	–0,497
	$Zn(OH)_4^{2-} + 2e^- \leftrightarrow Zn + 4OH^-$	–1,199
	$Zn(OH)_2 + 2e^- \leftrightarrow Zn + 2OH^-$	–1,249
	$ZnO + H_2O + 2e^- \leftrightarrow Zn + 2OH^-$	–1,260

ИСТОЧНИКИ ИНФОРМАЦИИ

1. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия: учеб. пособие / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Соврем. шк., 2007. – 832 с.

2. Волков, А. И. Большой химический справочник / А. И. Волков, И. М. Жарский. – Минск: Соврем. шк., 2005. – 608 с.

3. Жарский, И. М. Теоретические основы химии: Сборник задач: учеб. пособие / И. М. Жарский, А. Л. Кузьменко, С. Е. Орехова. – Минск: Аверсэв, 2004. – 397 с.

4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1993. – 592 с.

5. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 1981. – 679 с.

6. Волков, А. И. Программированный контроль текущих знаний по общей химии / А. И. Волков, И. М. Жарский, О. Н. Комшилова. – Минск: Университетское, 2005. – 240 с.

7. Волков, А. И. Химическая связь и строение молекул: учеб. пособие для студентов химических специальностей / А. И. Волков, И. М. Жарский, А. А. Черник. – Минск: БГТУ, 2005. – 66 с.

8. Коровин, Н. В. Общая химия: учебник / Н. В. Коровин. – 4-е изд. – М.: Высш. шк., 1998. – 558 с.

9. Угай, Я. А. Неорганическая химия: учебник для вузов / Я. А. Угай. – М.: Высш. шк., 1989. – 463 с.

10. Теоретические основы химии / А. И. Горбунов [и др.]. – М.: МГТУ им. Баумана, 2001. – 720 с.

11. Воробьев, А. Ф. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов. В 2 т. Т. 1. Теоретические основы химии / А. Ф. Воробьев. – М.: ИКЦ «Академкнига», 2004. – 373 с.

12. Суворов, А. В. Общая химия / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. – СПб.: Химия, 1994. – 624 с.

13. Шапкина, В. Я. Сборник задач и упражнений по общей химии: учеб. пособие / В. Я. Шапкина, Г. П. Щетинина, Н. В. Петроченкова. – Владивосток: МГУ им. адм. Г. И. Невельского, 2008. – 121 с.

14. Калюкова, Е. Н. Свойства неметаллов и их соединений: учеб. пособие / Е. Н. Калюкова. – Ульяновск: УлГТУ, 2002. – 112 с.

15. Степин, Б. Д. Неорганическая химия / Б. Д. Степин, А. А. Цветков. – М.: Химия, 1993. – 592 с.

16. Петров, М. М. Неорганическая химия / М. М. Петров, Л. А. Михилев, Ю. Н. Кукушкин. – Л.: Химия, 1976. – 480 с.

17. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов / Ю. А. Ершов [и др.]. – М.: Высш. шк., 1986. – 336 с.

18. Ардашникова, Е. И. Сборник задач по неорганической химии: учеб. пособие / Е. И. Ардашникова, Г. Н. Мазо, М. Е. Тамм; под ред. Ю. Д. Третьякова. – М.: Академия, 2008. – 208 с.

19. Лебедева, М. И. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие / М. И. Лебедева, И. А. Анкудова. – Тамбов: Изд-во Тамбов. гос. техн. ун-та, 2007. – 188 с.

20. Коровин, Н. В. Лабораторные работы по химии / Н. В. Коровин, Э. И. Мингулина, Н. Г. Рыжова. – М.: Высш. шк., 1986. – 239 с.

21. Практикум по неорганической химии / под ред. В. И. Спицина. – М.: Изд-во Москов. ун-та, 1984. – 288 с.

22. Практикум по общей и неорганической химии / под ред. Н. Н. Павлова, С. В. Петрова. – М.: Высш. шк., 1986. – 296 с.

23. Платонов, Ф. П. Практикум по неорганической химии / Ф. П. Платонов, З. Е. Дейкина. – М.: Высш. шк., 1985. – 255 с.

24. Николаева, Р. Б. Неорганическая химия: учеб. пособие. В 2 ч. Ч. 2. Химия элементов и их соединений / Р. Б. Николаева, С. В. Сайкова. – 3-е изд. – Красноярск: СФУ, 2007. – 118 с.

25. Николаева, Р. Б. Практикум по неорганической химии: учеб. пособие. В 2 ч. Ч. 2 / Р. Б. Николаева, С. В. Сайкова, А. С. Казаченко. – 3-е изд. – Красноярск: СФУ, 2007 – 120 с.

26. Задачи и вопросы по общей и неорганической химии с ответами и решениями / Ю. М. Коренев [и др.]. – М.: Мир, 2004. – 368 с.

Web-страницы:

<http://www.twirpx.com/files/natural/chemistry>

<http://petrsu.karelia.ru/Chairs/Inorg_chem/elektro.rtf>

<http://window.edu.ru/window>

<http://www.chem.msu.su/rus/library/welcome.html>

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие..... 3
Тема 1. Атомно-молекулярное учение..... 5
Тема 2. Строение атома и
Периодический закон Д. И. Менделеева..... 16
Тема 3. Химическая связь и строение молекул..... 23
Тема 4. Основные классы неорганических соединений 30
Тема 5. Основные типы химических реакций.
Окислительно-восстановительные реакции 41
Тема 6. Термохимия и химическая термодинамика.
Химическая кинетика и равновесие 50
Тема 7. Растворы 60
Тема 8. Водные растворы электролитов.
Химическое равновесие в растворах электролитов..... 77
Тема 9. Гидролиз и амфотерные свойства соединений 83
Тема 10. Электрохимические процессы 88
Тема 11. Определение качественного состава.
химических соединений 117
Тема 12. Основы количественного анализа..... 132
Контрольные задания..... 133
Таблица вариантов контрольных заданий..... 177
Приложение 182
Источники информации 205

Учебное издание

Жарский Иван Михайлович
Волков Анатолий Иванович
Комшилова Ольга Николаевна

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

Учебно-методическое пособие

Редактор *Е. С. Ватеичкина*
Компьютерная верстка *Д. В. Чернушевич*

Подписано в печать 14.12.2010. Формат $60\times84^{1}/_{16}$.
Бумага офсетная. Гарнитура Таймс. Печать офсетная.
Усл. печ. л. 12,1. Уч.-изд. л. 12,5.
Тираж 300 экз. Заказ .

Отпечатано в Центре издательско-полиграфических
и информационных технологий учреждения образования
«Белорусский государственный технологический университет».
220006. Минск, Свердлова, 13а.
ЛИ № 02330/0549423 от 08.04.2009.
ЛП № 02330/0150477 от 16.01.2009.