

НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
АГРОНОМИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие
для студентов заочной формы обучения
инженерных направлений

Новосибирск 2020

УДК 54 (075)

ББК 24, я 73

X 465

Кафедра химии

Составители: *Н. П. Полякова*, ст. преподаватель

Ю. В. Соловьева, канд. хим. наук, доц.

Ю. И. Коваль, канд. биол. наук, доц.

А. К. Дмитриенко, преподаватель

Рецензент доцент кафедры химии НГПУ, канд. хим. наук

А. С. Хомченко

Химия: учебно-методическое пособие для студентов заочной формы обучения инженерных направлений / Новосибирский государственный аграрный университет; Агрономический факультет; составители: Н. П. Полякова, Ю. В. Соловьева, Ю. И. Коваль, А. К. Дмитриенко. – Новосибирск: ИЦ НГАУ «Золотой колос», 2020. – 136 с.

Учебно-методическое пособие содержит теоретические основы дисциплины по основным темам курса, решение типовых задач и варианты заданий для выполнения контрольной работы.

Предназначено для студентов заочной формы обучения по направлениям подготовки: 23.03.03 – Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов; 35.03.06 – Агроинженерия; Квалификация – бакалавр.

Утверждено и рекомендовано к изданию учебно-методическим советом агрономического факультета (протокол № 3 от 13 марта 2020 г.).

© Новосибирский государственный
аграрный университет, 2020

ВВЕДЕНИЕ

Курс «Химия» складывается из лекций, лабораторно-практических занятий и самостоятельной работы.

Изучение химии направлено на расширение кругозора и формирование научного мировоззрения студентов. Кроме того, знание химии необходимо для последующего усвоения ряда общетехнических и специальных дисциплин, а также для понимания возможностей, предоставляемых химией при решении конкретных технических задач.

В процессе изучения химии студенты получают современное научное представление о веществе как одном из видов материи, о механизмах и способах превращения одних веществ в другие. При этом они должны прочно усвоить основные химические понятия, законы и теории, овладеть методологией химических расчетов.

Каждый студент выполняет вариант заданий, обозначенный двумя последними цифрами номера студенческого билета. Например, если номер студенческого билета 435682, то вариант контрольных работ будет 82 (прил. 1).

При оформлении контрольной работы необходимо придерживаться следующих правил:

- контрольная работа должна быть выполнена в учебной тетради, на обложке которой необходимо указать ФИО, номер группы, номер варианта;

- работа должна быть написана ручкой разборчиво, без сокращений, на каждой странице следует оставлять поля для замечаний преподавателя;

- к каждой задаче следует записать условие, а затем дать краткий, но исчерпывающий ответ. Каждое задание необходимо начинать с новой страницы. При решении задач нужно приводить весь ход решения и математические преобразования.

К сдаче зачета допускаются студенты, которые выполнили контрольную работу.

Настоящее учебно-методическое пособие по дисциплине «Химия» разработано для студентов заочной формы обучения в соответствии с государственными стандартами высшего образования и учебными планами по направлениям подготовки: 23.03.03 – Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов; 35.03.06 – Агроинженерия.

Учебно-методическое пособие предназначено для самостоятельного изучения основных тем курса химии и выполнения контрольной работы.

Структура методического пособия включает в себя теоретический материал, примеры решения типовых задач и варианты контрольных заданий.

В приложениях приведены основные физические и химические величины, а также перечень химических понятий, необходимых для изучения основ химии.

Критерии выставления итоговой оценки:

Зачтено – выполнено 60 %

Незачтено – менее 60 %

Раздел 1. ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ

ПРЕДМЕТ И ЗАДАЧИ ХИМИИ В ИЗУЧЕНИИ ПРИРОДЫ И РАЗВИТИИ ТЕХНИКИ

Химия является одной из естественных наук.

Весь окружающий нас мир представляет собой движущуюся материю в ее бесконечно разнообразных формах и проявлениях.

Вещество – это вид материи, состоящей из дискретных частиц, имеющих массу покоя.

Химия изучает качественный и количественный состав вещества. Качественный состав показывает, из каких химических элементов состоит данное вещество, количественный состав, указывает, в каких количественных соотношениях находятся составляющие его элементы. Выяснение качественного и количественного состава вещества называется *химическим анализом*.

Задачей химии является изучение *строения вещества*, т.е. выяснение, из каких частиц состоит данное вещество, с помощью каких сил связаны между собой эти частицы и как они расположены в пространстве.

Химия изучает также *физические и химические свойства веществ*. К физическим свойствам относятся внешний вид вещества, его температуры плавления и кипения, способность проводить тепло и электрический ток, агрегатное состояние (твердое, жидкое, газообразное).

Химические свойства вещества характеризуют его способность превращаться в другие вещества. Такие превращения называются химическими реакциями. Химика интересует, какие вещества и в каком количестве образуются в результате реакции, с какой скоростью протекает реакция и т.д.

Важной задачей химии является разработка методов получения веществ, обладающих необходимыми свойствами, т.е. методов *синтеза* химических веществ. В процессе синтеза получается обычно смесь нескольких веществ. Выделение из смеси нужного вещества в чистом виде – одна из важных задач, решаемых химией.

Итак, *химия занимается изучением состава, строения и превращения веществ, разработкой методов их получения и очистки.*

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Приступая к изучению этого материала, следует указать, что мы будем пользоваться Международной системой единиц СИ (ГОСТ-61) и шкалой относительных атомных масс.

Международная система (СИ) состоит из шести единиц: метр (м) – длина; килограмм (кг) – масса; секунда (с) – время; ампер (А) – сила тока; кельвин (К) – термодинамическая температура; кандела (кд) – сила света. Система (СИ) предполагает использование основных или дольных единиц. Например: м, см; кг, г; м³, дм³ и т.д.

Атом – наименьшая частица химического элемента, проявляющая его химические свойства.

Как известно, атом состоит из положительно заряженного ядра и электронной оболочки. Главной характеристикой атома является заряд ядра (*Z*). *Каждому химическому элементу соответствует совокупность атомов с определенным зарядом ядра, численно равным порядковому номеру элемента в периодической системе.*

Связываясь друг с другом, атомы одного или разных химических элементов образуют более сложные частицы – *молекулы*.

Молекула – наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.

Простое вещество – состоит из атомов одного химического элемента.

Простые вещества могут иметь:

1) атомное строение: металлы (Na, Fe, Al, Cr и т.д.), некоторые неметаллы (B, C, Si и т.д.), инертные газы;

2) молекулярное строение: газы (H_2 , O_2 , N_2 , O_3 и т.д.) и галогены (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2).

Сложное вещество – состоит из атомов разных элементов (CaO , HCl , $NaOH$, $Ca_3(PO_4)_2$ и т.д.). Все многообразие химических веществ (твердых, жидких, газообразных) обусловлено различными сочетаниями атомов и молекул между собой.

Абсолютные массы атомов и молекул $m_0(x)$ очень малы, однако современные методы исследования позволяют их определять с большой точностью. Так, масса атома углерода $m_0(C) = 1,993 \cdot 10^{-23}$ г, а масса молекулы воды $m_0(H_2O) = 2,990 \cdot 10^{-23}$ г. Пользоваться такими величинами в расчетах неудобно. Поэтому в химии применяют не абсолютные значения масс, а относительные.

Относительные атомные и молекулярные массы

В основе шкалы относительных атомных масс лежит $\frac{1}{12}$ часть массы атома углерода ^{12}C . Эту единицу называют атомной единицей массы (а.е.м.).

Относительная атомная масса элемента $A_r(x)$ – это число, показывающее, во сколько раз средняя масса его атома природного изотопного состава m_0 больше $\frac{1}{12}$ массы атома углерода ^{12}C :

$$A_r(X) = \frac{m_0(\text{атома } X)}{\frac{1}{12} m_0(^{12}C)}.$$

Относительная атомная масса – величина безразмерная. Значения $A_r(x)$ элементов приведены в пери-

одической системе химических элементов Д.И. Менделеева. Например: $A_r(\text{H}) = 1,008$; $A_r(\text{Al}) = 26,981$; $A_r(\text{Cu}) = 63,546$.

Относительная атомная масса – одна из основных характеристик химического элемента. Она служит основой для стехиометрических расчетов по химическим формулам и уравнениям, вычисления относительных молекулярных масс веществ. В расчетах обычно используются целочисленные значения относительных атомных масс, кроме $A_r(\text{Cl}) = 35,5$. Так, $A_r(\text{H}) = 1$; $A_r(\text{Al}) = 27$; $A_r(\text{Cu}) = 64$.

Относительная молекулярная масса $M_r(x)$ – это число, показывающее, во сколько раз средняя масса молекулы природного изотопного состава (m_0) больше $\frac{1}{12}$ массы атома углерода ^{12}C :

$$M_r(X) = \frac{m_o(\text{молекулы } X)}{\frac{1}{12} m_o(^{12}\text{C})}.$$

Например, относительная молекулярная масса воды равна:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m_o(\text{H}_2\text{O})}{\frac{1}{12} m_o(^{12}\text{C})} = 18,$$

где $M_r(X)$ – величина безразмерная.

Относительная молекулярная масса вещества равна сумме произведений относительных атомных масс атомов на их число в составе молекулы:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18;$$

$$M_r(\text{Cl}_2) = 2A_r(\text{Cl}) = 2 \cdot 35,5 = 71.$$

$M_r(x)$ является одной из основных характеристик вещества.

Количество вещества. Молярная масса

Важным понятием химии является количество вещества.

Количество вещества – физическая величина, определяемая числом его структурных единиц – атомов, молекул, ионов. Количество вещества обозначается $n(X)$. За единицу измерения количества вещества принят моль.

Моль – это количество вещества, в котором содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц.

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ называется постоянной Авогадро и показывает число структурных единиц в моль любого вещества.

При применении понятия «моль» следует указывать, к каким структурным единицам оно относится. Например: моль атомов H, моль молекул H_2 , моль ионов водорода H^+ , т.е. $n(H)$, $n(H_2)$, $n(H^+)$.

Отношение числа частиц $N(X)$ в системе к постоянной Авогадро N_A определяет количество вещества:

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A} [\text{моль}].$$

Отсюда, зная количество вещества, можно определить число частиц в системе

$$N(X) = n(X) \cdot N_A.$$

Величина, связывающая массу и количество вещества – молярная масса $M(X)$. Она равна отношению массы (г) вещества к его количеству (моль):

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

т. е. масса 1 моль вещества.

Размерность молярной массы: г/моль.

Численное значение $M(X)$, выраженное в г/моль, совпадает со значением относительной атомной массы (для простых веществ атомного строения) или со значением относительной молекулярной массы. Например:

$$\begin{array}{ll} A_r(\text{C}) = 12; & M(\text{C}) = 12 \text{ г/моль}; \\ A_r(\text{Fe}) = 56; & M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}; \\ M_r(\text{O}_2) = 32; & M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}; \\ M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98; & M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}. \end{array}$$

Молярную массу вещества легко вычислить, если известна масса его молекулы в граммах. Например:

$$\begin{aligned} m_o(\text{H}_2\text{O}) &= 2,990 \cdot 10^{-23} \text{ г, тогда} \\ M(\text{H}_2\text{O}) &= m_o(\text{H}_2\text{O}) \cdot N_A = \\ &= 2,990 \cdot 10^{-23} \text{ г} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 18 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

И наоборот, используя молярную массу вещества и N_A , можно определить массу молекулы в граммах (абсолютную массу). Так,

$$\begin{aligned} M_r(\text{CO}_2) &= A_r(\text{C}) + 2A_r(\text{O}) = 1 \cdot 12 + 2 \cdot 16 = 44; \\ M(\text{CO}_2) &= 44 \text{ г/моль, откуда:} \\ m_o(\text{CO}_2) &= \frac{M(\text{CO}_2)}{N_A} = \frac{44 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 7,34 \cdot 10^{-23} \text{ г}. \end{aligned}$$

Из сказанного следует вторая формула расчета количества вещества:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} [\text{моль}].$$

Основные стехиометрические законы

Закон сохранения массы вещества

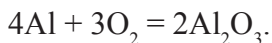
Закон сохранения массы вещества был открыт М. В. Ломоносовым в 1748 г. и экспериментально обоснован в 1756 г. В 1789 г. этот закон независимо от Ломоносова сформулировал французский химик А. Лавуазье.

В настоящее время закон сохранения массы вещества формулируется следующим образом.

Общая масса продуктов реакции равна общей массе веществ, вступающих в реакцию.

То есть при химической реакции *число атомов каждого химического элемента до и после реакции остается неизменным*. Исходя из этого закона, можно составлять уравнения химических реакций и по ним производить количественные расчеты.

Так, при взаимодействии алюминия с кислородом уравнение реакции будет выглядеть:



Из 4 моль алюминия и 3 моль кислорода образуется 2 моль оксида алюминия.

Рассчитываем массы данных количеств веществ:

$$m(\text{Al}) = 26 \text{ г/моль} \cdot 4 \text{ моль} = 104 \text{ г};$$

$$m(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль} \cdot 3 \text{ моль} = 96 \text{ г};$$

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 200 \text{ г}.$$

Таким образом: масса исходных веществ – 200 г и масса продукта реакции – 200 г.

Закон постоянства состава

Этот закон был установлен Ж. Прустом (1799 г.).

Химическое соединение независимо от способа его получения имеет постоянный состав.

Дальнейшее развитие химии показало, что наряду с *соединениями постоянного состава* (получившими названия *далтони́дов*), существуют *соединения переменного состава* – *бертоллиды*. К первым относятся все соединения, имеющие молекулярную структуру независимо от агрегатного состояния. Бертоллиды распространены среди оксидов, сульфидов, нитридов и других бинарных соединений в твердом состоянии. Так, состав оксида титана (IV) в за-

висимости от условий получения (температуры, давления кислорода) изменяется от $\text{TiO}_{1,9}$ до $\text{TiO}_{2,0}$.

Закон Авогадро

В 1811 г. итальянский физик и химик А. Авогадро сформулировал закон, носящий его имя.

В равных объемах различных газов, измеренных при одинаковой температуре и давлении, содержится одинаковое число молекул.

Из закона Авогадро вытекает *важное следствие*: 1 моль любого газа при нормальных условиях ($T = 273 \text{ K}$, $P = 101325 \text{ Па}$) занимает объем $22,4 \text{ дм}^3$. Этот объем называется *молярным*, обозначается $V_M = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$.

Из закона Авогадро и его следствия получаем третью формулу для расчета количества вещества газа при н. у.:

$$n(X) = \frac{V(X)}{V_M} [\text{моль}].$$

Или суммарно имеем:

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A} = \frac{m(X)}{M(X)} = \frac{V(\text{газа})}{V_M}.$$

Это выражение позволяет через количество вещества $n(X)$ вычислять любую из трех величин.

При выполнении расчетов следует помнить, что молярную массу газа при нормальных условиях можно определить, используя его относительную плотность по второму газу, взятому для сравнения. Так, относительная плотность некоторого газа (X) по водороду имеет выражение:

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M(X)}{M(\text{H}_2)}, \text{ откуда}$$

$$M(X) = D_{\text{H}_2} \cdot M(\text{H}_2).$$

Если взять для сравнения кислород или воздух, то $M(X) = D_{O_2} \cdot M(O_2)$ или $M(X) = D_{\text{возд}} \cdot M_{\text{возд}}$ и т.д. Не забывай-те, что средняя молярная масса воздуха равна 29 г/моль.

Эквивалент. Закон эквивалентов

Понятие «эквивалент» является одним из основных понятий химии. На нем базируется закон эквивалентов. Этот закон широко применяется в различных химических расчетах, особенно в аналитической химии.

Эквивалентом вещества называется его реальная частица (атом, молекула) или условная частица (доля атома, доля молекулы), которая эквивалентна одному катиону водорода в кислотно-основных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных.

Для определения эквивалентов веществ важное значение имеет фактор эквивалентности $f_{\text{экв}}(X)$. *Фактор эквивалентности* – это число, показывающее, какая доля реальной частицы является эквивалентом. Численные значения $f_{\text{экв}}$ различных веществ можно рассчитывать следующим образом:

$$\begin{aligned} f_{\text{экв}}(\text{элемента}) &= \frac{1}{\text{валентность}}; & f_{\text{экв}}(\text{кислоты}) &= \frac{1}{\text{основность}}; \\ f_{\text{экв}}(\text{основания}) &= \frac{1}{\text{кислотность}}; & f_{\text{экв}}(\text{соли}) &= \frac{1}{\text{валентность} \cdot \text{число атомов металла}}; \\ f_{\text{экв}} \left(\begin{array}{l} \text{окислителя или} \\ \text{восстановителя} \end{array} \right) &= \frac{1}{\text{число принятых или отданных электронов}}. \end{aligned}$$

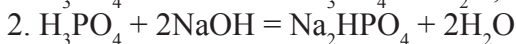
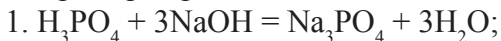
При использовании понятия «эквивалент» необходимо указывать, к какой конкретной реакции или группе реакций оно относится, поскольку *эквивалент для многих веществ не является постоянным.*

За единицу количества вещества, в котором частицами являются эквиваленты $n_{\text{экв}}(X)$, принят моль. Молярная масса эквивалентов вещества (X) обозначается $M_{\text{экв}}(X)$ и вы-

ражается в г/моль. $M_{\text{экв}}(X)$ равна произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества $M(X)$:

$$M_{\text{экв}}(X) = f_{\text{экв}}(X) \cdot M(X).$$

Например, в реакциях:



молярная масса эквивалентов ортофосфорной кислоты имеет различные значения.

В реакции (1) основность H_3PO_4 равна трем – в реакции нейтрализации прореагировало 3 иона водорода.

$$\text{Следовательно, } f_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{\text{основность}} = \frac{1}{3},$$

$$\text{а } M_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = f_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/3 \cdot 98 \text{ г/моль} = 32,7 \text{ г-экв/моль}.$$

В реакции (2) основность кислоты H_3PO_4 равна двум – в реакции нейтрализации прореагировало 2 иона водорода.

$$\text{Поэтому } f_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{2}, \text{ тогда}$$

$$M_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 98 \text{ г/моль} = 49 \text{ г-экв/моль}.$$

Закон эквивалентов

Массы взаимодействующих веществ пропорциональны их молярным массам эквивалентов.

Если $m(X_1)$ и $m(X_2)$ – массы вступивших в реакцию веществ, $M_{\text{экв}}(X_1)$ и $M_{\text{экв}}(X_2)$ – молярные массы эквивалентов этих веществ, то математическое выражение закона эквивалентов имеет вид:

$$m(X_1) : m(X_2) = M_{\text{экв}}(X_1) : M_{\text{экв}}(X_2).$$

Закон эквивалентов справедлив для веществ молекулярного строения.

Решение типовых задач

Пример 1. Вычислите объем 68 г аммиака при нормальных условиях.

<p><i>Дано:</i> $m(\text{NH}_3) = 68 \text{ г}$ н.у.</p>	<p><i>Решение:</i> Определяем молярную массу аммиака, она численно совпадает с его относительной молекулярной массой: $M_r(\text{NH}_3) = A_r(\text{N}) + 3A_r(\text{H}) =$ $14 + 3 \cdot 1 = 17;$ $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}.$</p>
$V(\text{NH}_3) - ?$	

Количество вещества аммиака рассчитываем по формуле

$$n(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)},$$

где $n(\text{NH}_3)$ – количество вещества аммиака, моль;

$m(\text{NH}_3)$ – масса аммиака, г;

$M(\text{NH}_3)$ – молярная масса аммиака, г/моль.

$$n(\text{NH}_3) = \frac{68}{17} = 4 (\text{моль}).$$

Используя молярный объем газа при нормальных условиях, $V_M = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$, определяем объем аммиака:

$$V(\text{NH}_3) = V_M \cdot n(\text{NH}_3)$$

$$V(\text{NH}_3) = 22,4 \cdot 4 = 89,6 (\text{дм}^3).$$

Пример 2. Какой объем займут 27 г оксида углерода (IV) при температуре 27 °С и давлении 104 кПа?

<p><i>Дано:</i> $m(\text{CO}_2) = 27 \text{ г}$ $t = 27 \text{ °С}$ $P = 104 \text{ кПа} =$ $= 104 \cdot 10^3 \text{ Па}$</p>	<p><i>Решение:</i> Для определения объема данной массы газа применяем уравнение Менделеева – Клапейрона:</p>
$V(\text{CO}_2) - ?$	$PV = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} \cdot R \cdot T,$

где P – давление газа, Па;

V – объем газа, м³;

$m(\text{CO}_2)$ – масса газа, г;

R – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/моль·К;

T – абсолютная температура, К;

$M(\text{CO}_2)$ – молярная масса газа, г/моль.

Определяем молярную массу газа и абсолютную температуру:

$$M_r(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + 2A_r(\text{O}) = 12 + 2 \cdot 16 = 44;$$

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль};$$

$$T = t + 273 = 27 + 273 = 300 \text{ К}.$$

Из уравнения Менделеева – Клапейрона выражаем объем газа и выполняем расчет:

$$V = \frac{m(\text{CO}_2) \cdot R \cdot T}{P \cdot M(\text{CO}_2)} = \frac{27 \cdot 8,314 \cdot 300}{104 \cdot 10^3 \cdot 44} = 1,472 \cdot 10^{-2} \text{ (м}^3\text{)}.$$

Пример 3. Определите для ортофосфорной кислоты: молярную массу, фактор эквивалентности, молярную массу эквивалентов и массу одной молекулы в граммах.

Решение:

Молярная масса эквивалентов вещества определяется как произведение фактора эквивалентности на его молярную массу:

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{B}) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{B}) \cdot M(\text{B}).$$

Численные значения фактора эквивалентности для веществ разных классов неорганических соединений можно определить по формуле

$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{B}) = 1/z,$$

где z – число эквивалентности. При этом:

z (кислоты) – основность кислоты в данной реакции;

z (основания) – кислотность основания в данной реакции;
 z (соли) – произведение валентности металла на число его атомов.

Рассчитываем для трехосновной ортофосфорной кислоты:

$$M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3A_r(\text{H}) + A_r(\text{P}) + 4A_r(\text{O}) = \\ = 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98;$$

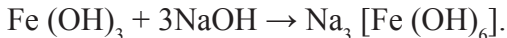
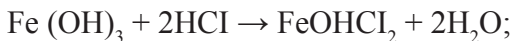
$$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль};$$

$$f_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/3;$$

$$M_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/3 \cdot 98 \text{ г/моль} = 32,7 \text{ г-экв/моль};$$

$$m_0(\text{молекулы } \text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{N_A} = \frac{98}{6,02 \cdot 10^{23}} = 16,3 \cdot 10^{-23} \text{ г}.$$

Пример 4. Для гидроксида железа (III) определите в указанных реакциях молярную массу, факторы эквивалентности, молярные массы эквивалентов.



Решение:

В первой реакции амфотерный гидроксид проявляет свойства двухкислотного основания, поэтому $f_{\text{экв}} \text{Fe}(\text{OH})_3 = 1/\text{кислотность} = 1/2$.

$$M_r\text{Fe}(\text{OH})_3 = A_r(\text{Fe}) + 3(A_r(\text{O}) + A_r(\text{H})) = \\ = 56 + 3 \cdot (16 + 1) = 107;$$

$$M \text{Fe}(\text{OH})_3 = 107 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{экв}} \text{Fe}(\text{OH})_3 = 1/2 \cdot 107 \text{ г/моль} = 53,5 \text{ г-экв/моль}.$$

А во второй реакции – трехосновной кислотой, поэтому:

$$f_{\text{экв}} \text{Fe}(\text{OH})_3 = 1/\text{основность} = 1/3;$$

$$M_{\text{экв}} \text{Fe}(\text{OH})_3 = 1/3 \cdot 107 \text{ г/моль} = 35,7 \text{ г-экв/моль}.$$

Основные классы неорганических соединений

Оксиды

Оксидами называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2 .

Общая формула оксидов: $\text{Э}_m\text{O}_n$, где: Э – элемент, m и n – количество атомов данного элемента и кислорода. В оксидах кислород присоединяется только к атомам других элементов (Na-O-Na , Mg=O , O=C=O , O=Al-O-Al=O и др.)

За небольшим исключением (He , Ne и Ar), большинство известных химических элементов образуют соединения с кислородом, т.е. образуют оксиды, которые в обычных условиях бывают в твердом, реже – жидком и газообразном состояниях.

Классификация и номенклатура оксидов

По химическим свойствам все оксиды подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие.

Несолеобразующие оксиды, как видно из их названия, не способны взаимодействовать с кислотами или основаниями с образованиями солей. К ним относятся N_2O , NO , CO и некоторые другие оксиды.

Солеобразующие оксиды, в свою очередь, подразделяются на основные, кислотные и амфотерные.

Основными называют оксиды, взаимодействующие с кислотами (или с кислотными оксидами) с образованием солей. Основными могут быть оксиды только типичных металлов: Na_2O , K_2O , CaO , SrO и др. Присоединяя (непосредственно или косвенно) воду, основные оксиды образуют основания.

Кислотными называют оксиды, взаимодействующие с основаниями (или с основными оксидами) с образованием

солей. Присоединяя (непосредственно или косвенно) воду, кислотные оксиды образуют кислоты. Кислотные оксиды образуют неметаллы: SO_2 , SO_3 , P_2O_5 , N_2O_5 , CO_2 , а также некоторые металлы, находящиеся в высокой степени окисления (+5 и выше), например CrO_3 , Mn_2O_7 . Оксид кремния (IV) SiO_2 – тоже кислотный оксид, хотя он не взаимодействует с водой, ему соответствует кремниевая кислота H_2SiO_2 , которую можно получить из SiO_2 косвенным путем. Один из способов получения кислотных оксидов – отнятие воды от соответствующих кислот, поэтому кислотные оксиды иногда называют ангидридами кислот.

Амфотерными называются оксиды, образующие соли при взаимодействии как с кислотами (кислотными оксидами), так и с основаниями (основными оксидами). Амфотерными, в большинстве своем, являются оксиды металлов со степенями окисления +3, +4, значительно реже со степенью окисления +2. Амфотерные оксиды сочетают в себе свойства и основных, и кислотных оксидов, а соответствующие им гидроксиды также являются амфотерными. Следует отметить, что все амфотерные оксиды в воде практически нерастворимы, поэтому их можно получить только косвенным путем. Наиболее известными амфотерными оксидами являются: ZnO , BeO , SnO , PbO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 и др.

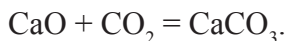
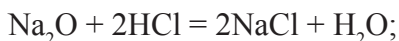
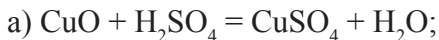
Среди соединений элементов с кислородом существуют вещества, которые к оксидам можно отнести только по составу, а по строению и свойствам – к солям. К таким веществам относятся пероксиды металлов, в которых степень окисления кислорода равна –1, в отличие от оксидов, в пероксидах атомы кислорода непосредственно соединяются друг с другом.

По своей природе пероксиды представляют собой соли очень слабой кислоты – пероксида (перекиси) водорода H_2O_2 .

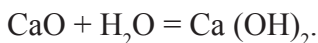
Химические свойства и способы получения оксидов

Деление солеобразующих оксидов на основные, кислотные и амфотерные обусловлено различием в их химических свойствах.

1. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами (а) и кислотными оксидами (б):

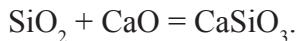
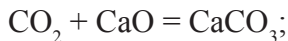
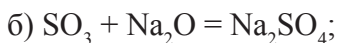
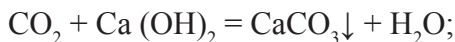
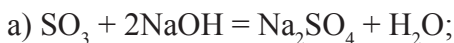


2. Основные оксиды, образованные щелочными и щелочноземельными металлами, при взаимодействии с водой образуют растворимые основания – щелочи:

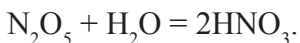
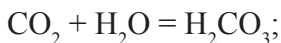
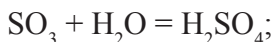


Взаимодействие сопровождается выделением большого количества тепла.

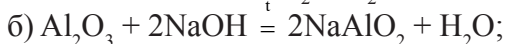
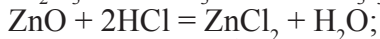
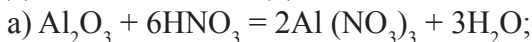
3. Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями (а) и основными оксидами (б):



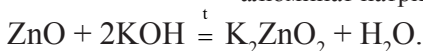
4. Все кислотные оксиды, кроме оксида кремния (IV) SiO_2 , взаимодействуют с водой с образованием кислот:



5. Амфотерные оксиды, сочетая в себе свойства основных и кислотных оксидов, взаимодействуют и с кислотами (а), и со щелочами (б):

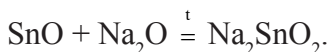
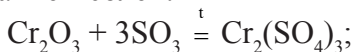


алюминат натрия



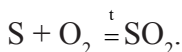
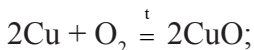
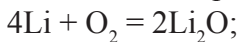
цинкат калия

6. Амфотерные оксиды при нагревании могут взаимодействовать с кислотными и основными оксидами с образованием солей:

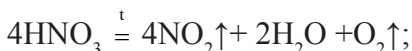
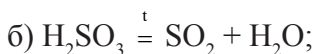
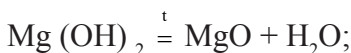
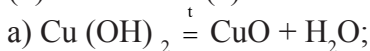


Основных способов получения оксидов несколько.

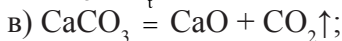
1. Окисление простого вещества кислородом:



2. Разложение оснований (а), кислородсодержащих кислот (б) и их солей (в):

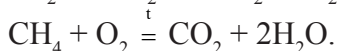
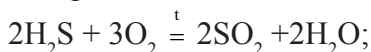


некоторые кислоты разлагаются даже при низких температурах:

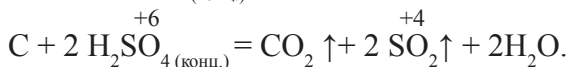
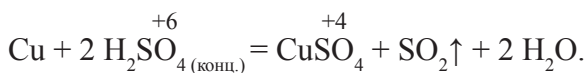




3. Горение сложных веществ:



4. Взаимодействие кислот, обладающих окислительными свойствами, с металлами и неметаллами. Например, концентрированная серная кислота при действии восстановителей образует оксиды, в которых сера проявляет более низкую степень окисления, чем в кислоте:



Основания

Общая формула оснований – $\text{Me}(\text{OH})_n$. При графическом изображении формул оснований следует помнить, что атом кислорода одной валентной связью соединен с атомом водорода, а другой – с атомом металла (или группой атомов NH_4).

Классификация и номенклатура оснований

По агрегатному состоянию все основания представляют собой твердые вещества различного цвета: основания, образованные щелочными и щелочноземельными металлами, – белые; гидроксиды многих d-металлов окрашены ($\text{Cu}(\text{OH})_2$ – голубой, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – бурый, $\text{Ni}(\text{OH})_2$ – зеленый).

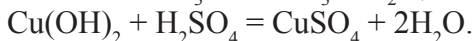
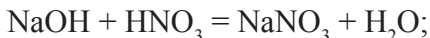
По растворимости в воде все основания делятся на растворимые и нерастворимые. К растворимым в воде основаниям относятся гидроксид аммония (NH_4OH) и гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов, их называют щелочами. Среди щелочей хуже других растворяются в воде

LiOH и $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Гидроксиды остальных металлов практически нерастворимы в воде: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и др.

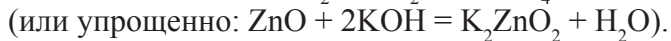
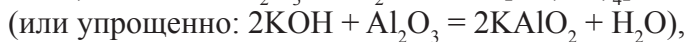
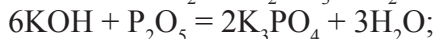
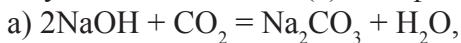
Названия оснований, согласно международной номенклатуре, составляются из слова «гидроксид» и названия металла в родительном падеже. Например: NaOH – гидроксид натрия; $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – гидроксид бария; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гидроксид кальция. Если металл имеет переменную валентность, он может образовывать несколько оснований. В названии каждого из них указывается римскими цифрами в скобках валентность металла. Например: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II); $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III).

Химические свойства и способы получения оснований

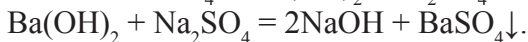
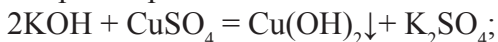
1. Общим свойством растворимых и нерастворимых оснований является их способность взаимодействовать с кислотами с образованием соответствующей соли и воды – реакция нейтрализации:



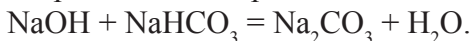
2. Растворимые в воде основания – щелочи – взаимодействуют с кислотными (а) и амфотерными (б) оксидами:



3. Растворы щелочей вступают в обменные реакции с растворами солей при условии, что одним из продуктов реакции будет являться либо нерастворимое основание, либо нерастворимая соль:



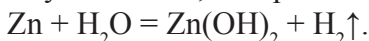
4. Растворы щелочей взаимодействуют с кислыми солями с образованием нормальных солей и воды:



5. Растворы щелочей растворяют металлы, оксиды и гидроксиды которых проявляют амфотерные свойства. Металлы, образующие амфотерные соединения (Al, Zn, Be и др.), являются активными металлами, но с водой не реагируют, т.к. при обычных условиях на их поверхности образуется тонкая пленка оксида данного металла, предохраняющая его от взаимодействия, однако в растворе щелочи эта пленка растворяется:



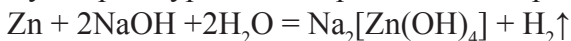
Металл, освобожденный от защитной пленки, взаимодействует с водой, содержащейся в щелочном растворе:



Образующийся при этом амфотерный гидроксид растворяется в щелочи:

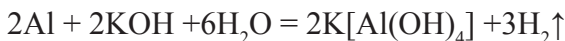


Суммарное уравнение протекающих процессов:



(или упрощенно: $\text{Zn} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\uparrow$).

Аналогично для алюминия:

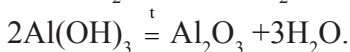
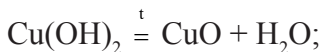


(или упрощенно: $2\text{Al} + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KAlO}_2 + 3\text{H}_2\uparrow$).

6. В растворах щелочей некоторые неметаллы диспропорционируют, т.е. проявляют и окислительные, и восстановительные свойства:



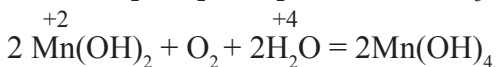
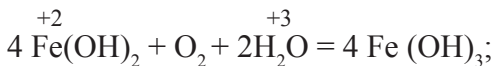
7. Нерастворимые основания подвергаются термической дегидратации:



Гидроксиды некоторых металлов разлагаются при обычной температуре:

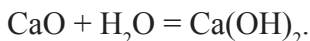
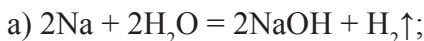


8. Гидроксиды, в которых d-металлы имеют низкие степени окисления, способны окисляться кислородом воздуха:



Основных способов получения оснований несколько.

1. Растворимые в воде основания, т.е. щелочи, получают при взаимодействии щелочных или щелочноземельных металлов (а) или их оксидов (б) с водой:

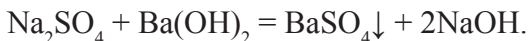


2. Щелочи можно получить электролизом растворов солей, образованных щелочными или щелочноземельными металлами и бескислородными кислотами:

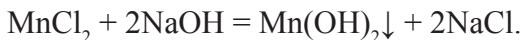
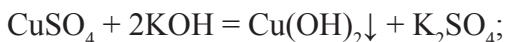
электролиз



3. Действием щелочи на растворимую соль можно получить новую соль и новую щелочь:



4. Нерастворимые в воде основания получают, проводя обменные реакции между растворами соответствующих солей и щелочами:



Кислоты

Классификация и номенклатура кислот

Общая формула кислот: H_xAc , где Ac – кислотный остаток (от английского слова *acid* – кислота); x – число атомов водорода, равное валентности кислотного остатка и определяющее основность кислоты.

Например: HNO_3 – одноосновная кислота,

H_2SO_4 – двухосновная кислота,

H_3PO_4 – трехосновная кислота.

По агрегатному состоянию большинство кислот являются жидкостями (HNO_3 , H_2SO_4 , $HClO_4$ и др.). Некоторые кислоты представляют собой растворы газов в воде (HCl , H_2S , H_2CO_3 , H_2SO_3 и др.). Кислоты H_3PO_4 (ортофосфорная), H_3BO_3 (борная), HIO_4 (йодная) – твердые вещества.

По растворимости в воде почти все кислоты относятся к хорошо растворимым веществам, которые смешиваются с водой в любых соотношениях (не растворима в воде кремниевая кислота H_2SiO_3).

Молекулы кислот, которые являются гидратами кислотных оксидов, содержат атомы кислорода и поэтому относятся к типу кислородсодержащих кислот (HNO_3 , H_2SO_4 , H_2CO_3 и др.). Они называются также оксокислотами. Кислоты, которые не являются гидратами кислотных оксидов и не содержат в своем составе атомов кислорода, относятся к бескислородным кислотам. Они представляют собой водные растворы газообразных водородных соединений некоторых неметаллов, например: HCl , H_2S и др.

Названия *бескислородных кислот* составляют, добавляя к корню русского названия кислотообразующего элемента (или к названию группы атомов, например CN^- – циан) суффикс *-о-* и окончание *-водород-*: HCl – хлороводород, H_2Se – селеноводород, H_2S – сероводород, HCN – циановодород. Водные растворы этих кислот назы-

вают соответственно хлороводородная, селеноводородная, сероводородная и циановодородная кислота. Для некоторых бескислородных кислот широко используются тривиальные названия: HF – плавиковая; HCN – синильная; HCl – соляная.

Названия кислотных остатков всех бескислородных кислот имеют одинаковые окончания *-ид*.

Названия *кислородсодержащих кислот* также образуются от русского названия соответствующего элемента с суффиксом *-н-*, *-ов-* и редко *-ев-* и окончанием *-ая*, если кислотообразующий элемент находится в максимальной степени окисления, соответствующей номеру группы, с добавлением слова «кислота». Например:

HNO_3 – азотная кислота;

H_2CrO_4 – хромовая кислота;

H_2SO_4 – серная кислота;

H_2MoO_4 – молибденовая кислота;

H_2CO_3 – угольная кислота;

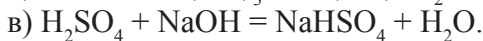
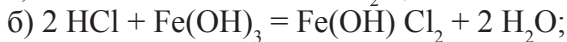
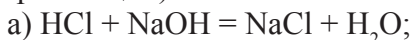
H_2SiO_2 – кремниевая кислота.

Названия кислотных остатков образуются обычно из латинских названий кислотообразующих элементов с добавлением окончаний *-ат* (для кислотных остатков с большей валентностью элемента) или *-ит* (с меньшей валентностью). При образовании одним элементом более двух кислородсодержащих кислот названия их кислотных остатков включают префиксы *пер-* (для кислотных остатков с наибольшей валентностью элемента) и *гипо-* (с наименьшей валентностью) (прил. 2).

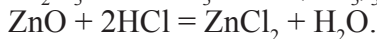
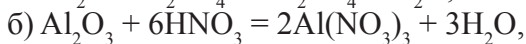
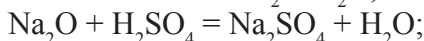
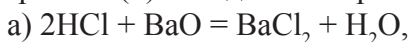
Химические свойства и способы получения кислот

Наличие в водных растворах кислот ионов водорода H^+ (точнее ионов гидроксония H_3O^+) обуславливает общие для всех кислот *химические свойства*.

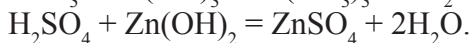
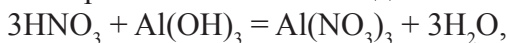
1. Кислоты взаимодействуют с любыми основаниями (растворимыми и нерастворимыми) с образованием соли средней (а), основной (б) или кислой (в) и воды (реакция нейтрализации):



2. Кислоты вступают в реакцию с основными (а) и амфотерными (б) оксидами с образованием соли и воды:

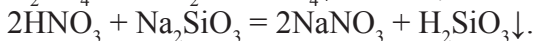
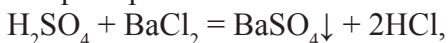


3. Кислоты взаимодействуют с амфотерными гидроксидами с образованием соли и воды:



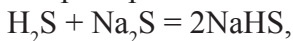
4. Кислоты взаимодействуют с нормальными и основными солями. При взаимодействии кислот с нормальной солью, образованной другой кислотой, образуется новая соль и новая кислота. Реакция происходит только в том случае, если в результате получается нерастворимая соль или если образующаяся кислота более слабая, чем кислота, вступающая в реакцию.

Например:



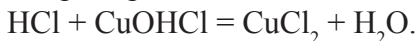
При взаимодействии многоосновной кислоты с нормальной солью, образованной этой же кислотой, образуется только один продукт – кислая соль.

Например:



При взаимодействии кислоты с основной солью этой же кислоты образуется нормальная соль и вода.

Например:



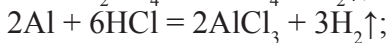
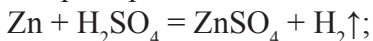
При взаимодействии кислоты с основной солью другой кислоты образуются две нормальные соли и вода.

Например:



5. Кислоты взаимодействуют с металлами, в результате чего образуется соль и выделяется водород. Чтобы определить, вступает ли данный металл в реакцию с кислотой, нужно знать активность металла. Вступающий в реакцию металл должен быть активнее водорода, только в этом случае он вытеснит его из кислоты. Активность металла определяется его положением в электрохимическом ряду напряжений металлов: Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Pt, Au. Все металлы, стоящие после водорода, имеют малую активность и ионы водорода из кислот не восстанавливают.

Например:



Все сказанное выше не относится к кислотам, в которых анионы обладают более сильными окислительными свойствами, чем ионы водорода. К таким кислотам относятся: концентрированная серная кислота H₂SO₄, концентрированная и разбавленная азотная кислота HNO₃. При взаимодействии их с металлами водород не выделяется.

Способов *получения кислот* несколько.

1. Бескислородные кислоты можно получить синтезом из соответствующих простых веществ-неметаллов и водо-

рода и последующим растворением образующихся газообразных водородных соединений в воде. Таким способом можно получить кислоты HCl , HI , HBr , HF , H_2S .

Например:

$\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$, раствор в воде – йодоводородная кислота;

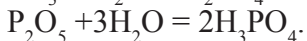
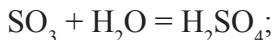
$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$, раствор в воде – хлороводородная кислота.

2. Бескислородные кислоты также можно получить взаимодействием солей бескислородных кислот с более сильными кислотами.

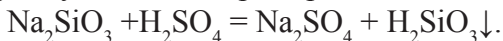
Например:

$\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$, раствор H_2S в воде – сероводородная кислота.

3. Кислородсодержащие кислоты получают взаимодействием кислотных оксидов (кроме SiO_2) с водой:



4. Если кислотные оксиды нерастворимы в воде, то соответствующие им кислоты получают косвенным путем: действием другой кислоты (чаще всего серной) на соответствующую соль. Например:



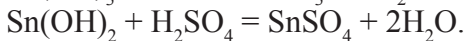
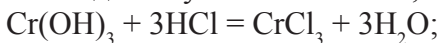
Амфотерные гидроксиды

К амфотерным гидроксидам относятся $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и др.

По агрегатному состоянию амфотерные гидроксиды представляют собой твердые вещества. Эти соединения плохо растворимы в воде и обладают характерным для каждого из них цветом, например $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и $\text{Al}(\text{OH})_3$ – белого цвета, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – зеленого, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – бурого и т. д.

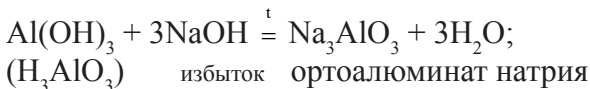
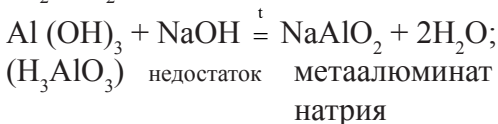
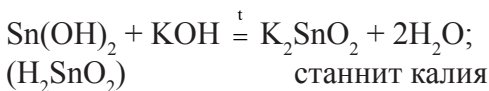
Химические свойства и способы получения амфотерных гидроксидов

1. Проявляя основные свойства, амфотерные гидроксиды взаимодействуют с кислотами, например:

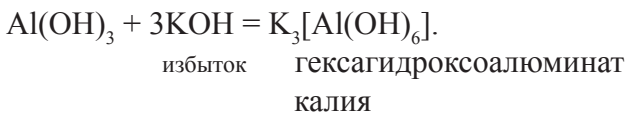
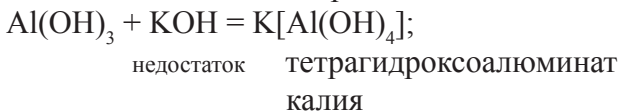
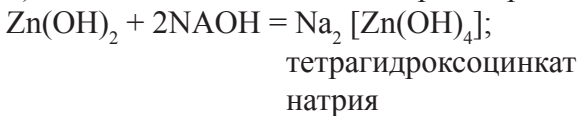


2. Проявляя кислотные свойства, амфотерные гидроксиды взаимодействуют со щелочами:

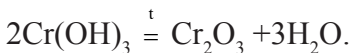
а) сплавление твердых амфотерных гидроксидов с твердыми щелочами:



б) взаимодействие с водными растворами щелочей:



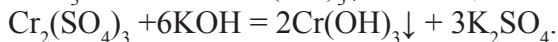
3. Как и нерастворимые основания, амфотерные гидроксиды разлагаются при нагревании на оксид и воду, например:



Амфотерные гидроксиды получают так же, как и слабые нерастворимые в воде основания, т.е. взаимодействием

соли соответствующего металла со щелочью, но при этом используют строго эквивалентное количество щелочи, т.к. в избытке щелочи образующиеся осадки амфотерных гидроксидов растворяются.

Например:



Соли

К солям относятся вещества, диссоциирующие в растворах с образованием положительно заряженных ионов, отличных от ионов водорода, и отрицательно заряженных ионов, отличных от гидроксид-ионов. Соли можно рассматривать как продукты замещения атомов водорода в кислоте атомами металлов (или группами атомов, например группой атомов NH_4) или как продукты замещения гидроксидных групп в молекуле основания кислотными остатками.

Классификация и номенклатура солей

В зависимости от состава различают соли: средние (или нормальные), кислые, основные, смешанные, двойные, комплексные.

Средние (или нормальные) соли можно рассматривать как продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металлов (или группой атомов NH_4) либо как продукты полного замещения гидроксидных групп в молекуле основания кислотными остатками.

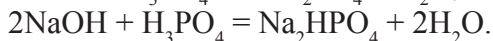
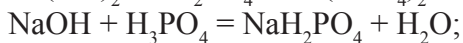
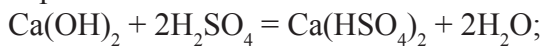
Названия средних (или нормальных) солей по международной номенклатуре образуются из названия кислотного остатка и названия металла (или группы атомов NH_4 ; в род. падеже). Если в состав соли входит металл, имеющий переменную валентность, то она указывается в названии римскими цифрами (в скобках). Например: NaCl – хлорид

натрия, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ – нитрат железа (III), FeSO_4 – сульфат железа (II), K_2SO_3 – сульфит калия, NH_4Cl – хлорид аммония, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ – фосфат аммония (см. прил. 2).

Согласно русской номенклатуре, названия солей образуются от названия кислоты с окончанием *-кислый* и названия металла. Например, Na_2SO_4 – сернокислый натрий. Если металл имеет переменную степень окисления, то для солей с высшей степенью окисления металла прибавляют слово «окисное (ая)», а для солей с низшей степенью окисления – слово «закисное (ая)». Например: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сернокислое железо окисное; FeSO_4 – сернокислое железо закисное.

Названия средних солей бескислородных кислот составляют от названий неметалла с окончанием *-истый* и металла. Например: KCl – хлористый калий. Соли металлов с переменной степенью окисления различают по окончанию прилагательного.

Кислые соли можно рассматривать как продукты неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла (или группой атомов NH_4), например:



По международной номенклатуре названия кислых солей образуются по тем же общим правилам, что и названия средних солей, но с добавлением к кислотному остатку приставки *гидро-*, указывающей на наличие незамещенных атомов водорода, число которых обозначают греческими числительными (*ди-*, *три-*, *тетра-* и т.д.), например: NaHCO_3 – гидрокарбонат натрия, K_2HPO_4 – гидрофосфат калия, KH_2PO_4 – дигидрофосфат калия, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – дигидрофосфат кальция.

Генетическая связь между важнейшими классами неорганических веществ

Связь между классами неорганических соединений, которая основана на получении веществ одного класса из веществ другого класса, называется генетической (рис. 1).

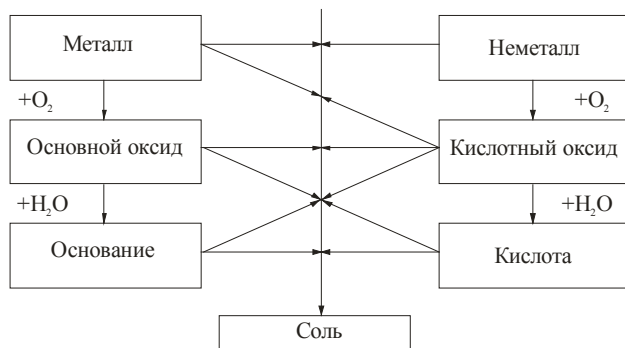


Рис. 1. Генетическая связь между важнейшими классами неорганических веществ

Сходящиеся стрелки в этой схеме показывают образование солей при взаимодействии тех веществ, от которых они направлены. Данная схема иллюстрирует принципиально возможные, типичные превращения, характерные для большинства представителей данного класса неорганических веществ.

Раздел 2. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРЕВРАЩЕНИЙ

ТЕРМОДИНАМИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Закономерности превращений энергии в химических процессах исследует химическая термодинамика. Она изучает движущие силы химических реакций, их направление и возможности реального осуществления в данных условиях, а также их энергетические характеристики.

Термодинамика основана на строгих понятиях: «система», «состояние системы», «функции состояния системы».

Состояние системы характеризуется термодинамическими параметрами: давлением (p), температурой (T), концентрацией (C). При изменении параметров меняется состояние системы.

Термодинамические свойства системы можно выразить с помощью нескольких функций состояния: внутренняя энергия (U), энтальпия (H), энтропия (S), энергия Гиббса (G), называемых *характеристическими*.

Внутренняя энергия (U) включает все виды энергии системы: энергию движения молекул, атомов, ядер и других частиц, а также их потенциальную энергию.

Энтальпией называют функцию состояния, увеличение которой равно теплоте, полученной системой в изобарном процессе:

$$Q_p = H \text{ продуктов} - H \text{ реагентов} = \Delta H.$$

Уравнения реакции, для которых указываются соответствующие изменения энтальпии, называются *термохимическими*.

Химические реакции, при протекании которых происходит уменьшение энтальпии системы ($\Delta H_r < 0$) и во внешнюю среду выделяется теплота, называются экзотермическими.

Реакции, в результате которых энтальпия возрастает ($\Delta H_r > 0$) и система поглощает теплоту Q_p извне, называются эндотермическими.

Энтропия является мерой неупорядоченности состояния системы. На основе этой величины можно прогнозировать направление самопроизвольного протекания процессов. Любой самопроизвольный процесс может протекать в изолированной системе лишь в том случае, когда он характеризуется увеличением энтропии; в равновесии энтропия системы постоянна: $\Delta S \geq 0$. Изменение энтропии системы в результате протекания реакции (ΔS_r) равно сумме энтропий продуктов реакции за вычетом энтропий исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов.

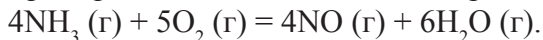
Энтальпийный и энтропийный факторы, характеризующие две противоположные тенденции процессов, взятые по отдельности, не могут быть критериями самопроизвольного течения химических реакций. Для изобарно-изотермических процессов их объединяет функция, называемая *энергией Гиббса*:

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

Энергия Гиббса служит критерием самопроизвольного протекания химической реакции. Химическая реакция принципиально возможна, если энергия Гиббса уменьшается, т.е. $\Delta G < 0$. Химическая реакция не может протекать самопроизвольно, если энергия Гиббса возрастает, т.е. $\Delta G > 0$. Если $\Delta G = 0$, то реакция может протекать как в прямом, так и в обратном направлениях, т.е. реакция обратима.

Решение типовых задач

Пример 1. Вычислите энтальпию реакции:



Решение:

Используя уравнение ΔH реакции = Σ продуктов – Σ реагентов:

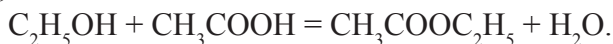
$$\Delta H_{\text{р}}^0 = 6\Delta H^0(\text{H}_2\text{O}) + 4\Delta H^0(\text{NO}) - 4\Delta H^0(\text{NH}_3).$$

Пользуясь таблицей (прил. 3), находим ΔH^0 и подставляем:

$$\Delta H_{\text{р}}^0 = 6 \cdot (-242) + 4 \cdot 90 - 4 \cdot (-46) = -908 \text{ кДж}.$$

$\Delta H_{\text{р}}^0 < 0$, реакция экзотермическая.

Пример 2. Определите тепловой эффект реакции, считая, что все вещества находятся в жидком состоянии:



Решение:

Для органических веществ определены ΔH^0 . Энтальпия реакции:

$$\Delta H_{\text{р}}^0 = \Delta H^0(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) + \Delta H^0(\text{CH}_3\text{COOH}) - \Delta H^0(\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5) - \Delta H^0(\text{H}_2\text{O}).$$

Пользуясь таблицей (см. прил. 3), находим ΔH^0 и подставляем:

$$\Delta H_{\text{р}}^0 = -1367 - 874 + 2254 = 13 \text{ кДж}.$$

$\Delta H_{\text{р}}^0 > 0$, реакция эндотермическая.

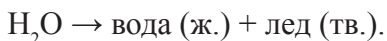
СКОРОСТЬ РЕАКЦИЙ И МЕТОДЫ ЕЕ РЕГУЛИРОВАНИЯ.

ХИМИЧЕСКОЕ И ФАЗОВОЕ РАВНОВЕСИЕ

Химическая кинетика – наука, изучающая скорость и механизмы протекания химических реакций.

Система – это вещество или совокупность веществ, ограниченных одним объемом.

Фаза – совокупность всех однородных частей системы, обладающих одинаковым химическим составом и отделенных от остальных частей системы поверхностью раздела.

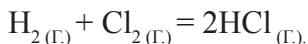


Каждое твердое вещество образует одну фазу.

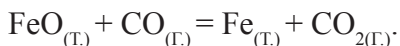
Гомогенная система – состоит из одной фазы.

Гетерогенная система – состоит из нескольких фаз, ограниченных друг от друга поверхностью раздела.

Реакции, протекающие в однофазной системе, называются *гомогенными*.



Реакции, протекающие в многофазных системах, называются *гетерогенными*. Они протекают на границе раздела фаз.



Скорость химической реакции – изменение концентрации реагирующих веществ (С) или продуктов реакции в единицу времени (τ):

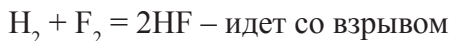
$$v = \Delta C / \Delta \tau, \text{ или } v = \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1}.$$

Для гомогенных реакций: $C = \frac{n}{V}$ [моль/л],
где n – число молей;
 V – объём.

$$v_{\text{ГОМОГ.}} = \frac{\Delta n}{\Delta \tau \cdot V} \text{ [моль/л} \cdot \text{с]}.$$

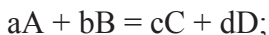
На скорость гомогенных реакций влияет:

1. Природа реагирующих веществ:



2. Концентрация реагирующих веществ.

В 1864 г. Н.Н. Бекетов сформулировал, а в 1867 г. подтвердили норвежские ученые К. Гульдберг и П. Вааге *закон действующих масс*: скорость химической реакции при $T, P = \text{const}$ прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.



$$v = k [C_A]^a [C_B]^b,$$

где a, b – стехиометрические коэффициенты,

k – константа скорости реакции,

если $C_A = C_B = 1$ моль/л, то $v = k$.

Константа скорости реакции k не зависит от концентрации реагирующих веществ, а зависит от их природы и температуры реакции.

Концентрации твердых веществ не входят в уравнения закона действующих масс ($C_{\text{ТВ}} = \text{const}$).

Закону действующих масс подчиняются реакции, идущие только в одну стадию.

В 1889 г. шведский ученый С. Аррениус экспериментально вывел уравнение зависимости константы скорости реакции k от температуры:

$$k = A \cdot e^{-E_a/RT},$$

где A – множитель, учитывающий вероятность столкновения молекул;

e – основание натурального логарифма;

R – газовая постоянная ($R = 8,31$ Дж/моль·К);

T – температура, К;

E_a – энергия активации.

Энергия активации E_a – это минимальный избыток энергии у молекул, достаточный для того, чтобы при их стол-

кновении произошло взаимодействие, отнесенное к одному молю реагирующих веществ.

3. Температура.

Количественную зависимость установил нидерландский ученый Я. Х. Вант-Гофф.

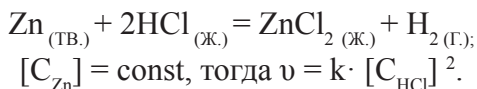
Правило Вант-Гоффа: при повышении температуры на каждые 10 °С скорость реакции увеличивается примерно в 2–4 раза.

$$V_{T_2} = V_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \quad \text{или} \quad \frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

где γ – температурный коэффициент, показывающий, во сколько раз увеличивается скорость химической реакции при повышении температуры на каждые 10 °С.

Скорость гетерогенных реакций зависит от:

- 1) природы реагирующих веществ;
- 2) величины поверхности раздела фаз;
- 3) диффузии жидкого или газообразного вещества к поверхности твердой фазы;
- 4) концентрации жидкого или газообразного вещества.



Химические реакции, которые при $T, P = \text{const}$ протекают как в прямом, так и в обратном направлениях, называются *обратимыми*:



$$\vec{v}_{\text{прямой}} = k_1 \cdot [\text{A}]^m \cdot [\text{B}]^n;$$

$$\overset{\leftarrow}{v}_{\text{обратной}} = k_2 \cdot [\text{C}]^p \cdot [\text{D}]^q.$$

Концентрации веществ, при которых устанавливается равновесие, называются *равновесными*, при этом

$$\vec{v}_{\text{прямой}} = \overset{\leftarrow}{v}_{\text{обратной}}, \text{ тогда:}$$

$$k_1 \cdot [A]^m \cdot [B]^n = k_2 \cdot [C]^p \cdot [D]^q, \text{ тогда}$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^p [D]^q}{[A]^m [B]^n} = k_p,$$

где k_p – это константа равновесия, она не зависит от концентрации реагирующих веществ, а зависит от их природы и температуры.

В 1884 г. А. Ле-Шателье было изучено направление смещения равновесия.

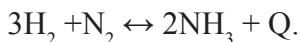
Принцип Ле-Шателье: если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказывается внешнее воздействие, то равновесие сместится в сторону уменьшения этого воздействия.

Следствия:

1. При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции (т.е. идущей с поглощением тепла).

2. При увеличении давления равновесие смещается в сторону меньшего объема (в сторону образования меньшего числа молей).

3. При увеличении концентрации одного из веществ равновесие смещается в сторону расходования этого вещества.



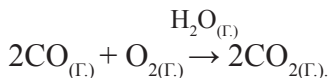
Для увеличения выхода аммиака необходимо увеличить давление и понизить температуру.

Процесс изменения скорости реакции под воздействием катализаторов называется катализом.

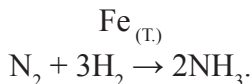
Катализаторами называются вещества, которые изменяют скорость химических реакций, но сами не испытывают химических превращений и остаются в том же количестве.

Каталитическими реакциями называются реакции, в которых скорость химической реакции изменяется за счет введения катализаторов.

Катализ гомогенный – катализатор и реагирующие вещества находятся в одном фазовом состоянии:

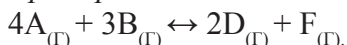


Катализ гетерогенный – катализатор и реагирующие вещества находятся в разных фазовых состояниях:



Решение типовых задач

Пример 1. Реакция идет по уравнению:



Исходные концентрации реагентов были: $C_{\text{исх}}(\text{A}) = 2$ моль/л, $C_{\text{исх}}(\text{B}) = 1,5$ моль/л. Равновесие в системе наступает, когда израсходуется 60% вещества А. Определите:

- константу равновесия процесса;
- как и во сколько раз изменится начальная скорость прямой реакции к моменту наступления равновесия;
- как изменятся скорости прямой и обратной реакций при уменьшении давления в 2 раза и куда при этом сместится равновесие.

Решение:

а)

$$K_c = \frac{[\text{D}]^2 \cdot [\text{F}]}{[\text{A}]^4 \cdot [\text{B}]^3},$$

находим равновесные концентрации участников реакции:

$$C_{\text{изр}}(\text{A}) = 0,6 \cdot 2 = 1,2 \text{ моль/л};$$

$$[\text{A}] = C_{\text{исх}}(\text{A}) - C_{\text{изр}}(\text{A}) = 2 - 0,6 \cdot 2 = 0,8 \text{ моль/л};$$

$$[\text{B}] = C_{\text{исх}}(\text{B}) - C_{\text{изр}}(\text{B});$$

по уравнению реакции

$$\text{на } 4C_{\text{изр}}(\text{A}) \text{ надо } 3C_{\text{изр}}(\text{B})$$

$$C_{\text{изр}}(\text{B}) = 3/4 C_{\text{изр}}(\text{A}).$$

$$[\text{B}] = 1,5 - 3/4 (0,6 \cdot 2) = 1,5 - 0,9 = 0,6 \text{ моль/л.}$$

Из четырех $C_{\text{изр}}(\text{A})$ получается два $[\text{D}]$,

$$\text{поэтому } [\text{D}] = 0,5 \cdot C_{\text{изр}}(\text{A}) = 0,5 \cdot 1,2 = 0,6 \text{ моль/л.}$$

$$[\text{F}] = 0,5 \cdot [\text{D}] = 0,5 \cdot 0,6 = 0,3 \text{ моль/л.}$$

Зная равновесные концентрации $[\text{A}] = 0,8$; $[\text{B}] = 0,6$; $[\text{D}] = 0,6$; $[\text{F}] = 0,3$, находим величину константы равновесия:

$$K_c = \frac{[\text{D}]^2 \cdot [\text{F}]}{[\text{A}]^4 \cdot [\text{B}]^3} = \frac{(0,6)^2 \cdot 0,3}{(0,8)^4 \cdot (0,6)^3} = 1,22$$

б) Находим начальную скорость прямой реакции по закону действующих масс

$$V = k C_A^4 \cdot C_B^3 :$$

$$V_{\text{нач}} = k (C_A^{\text{исх}})^4 \cdot (C_B^{\text{исх}})^3 = k (2)^4 \cdot (1,5)^3 = 64k.$$

Находим скорость этой реакции в состоянии равновесия:

$$V_{(\text{p})} = k [\text{A}]^4 \cdot [\text{B}]^3 = k (0,8)^4 \cdot (0,6)^3 = 0,8856 k.,$$

$$\frac{V_{\text{нач}}}{V_{\text{p}}} = \frac{64k}{0,8856k} = 72 \text{ раза.}$$

в) Уменьшение давления для газов означает уменьшение их концентраций, следовательно

$$V_{\text{пр}} = k (0,5 [\text{A}])^4 \cdot (0,5 [\text{B}])^3 = (0,5)^7 k [\text{A}]^4 \cdot [\text{B}]^3 = 1/128 V,$$

где $V_{\text{пр}}$ – скорость прямой реакции,

$$V_{\text{обр}} = k (0,5 [\text{D}])^2 \cdot 0,5 [\text{F}] = (0,5)^3 k [\text{D}]^2 \cdot [\text{F}] = 1/8 V,$$

где $V_{\text{обр}}$ – скорость обратной реакции.

Равновесие в системе сдвигается влево – в сторону большего объема, т.к. уменьшение давления аналогично увеличению объема.

Ответ:

$$\text{а) } K_p = 1,22;$$

б) скорость прямой реакции в состоянии равновесия в 72 раза меньше, чем в начальный момент времени;

в) при уменьшении давления в 2 раза скорость прямой реакции уменьшается в 128 раз, а скорость обратной – в 8 раз.

Пример 2. Реакция при 20 °С идет со скоростью $V_{(20)} = 2,4 \text{ к}$, а при 80 °С – со скоростью $V_{(80)} = 1240 \text{ к}$.

Определите:

а) температурный коэффициент скорости реакции (γ);

б) за какое время пройдет эта реакция при 20 °С и 50 °С, если при 80 °С она проходит за $\tau_{(80)} = 10 \text{ с}$.

Решение:

а) в соответствии с правилом Вант-Гоффа $\frac{V_2}{V_1} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}$,

$$\frac{V_{80}}{V_{20}} = \gamma^{\frac{80-20}{10}} = \gamma^6 = \frac{1240}{2,4} = 518; \quad \gamma^6 = 518,$$

в логарифмической форме

$$61g(\gamma) = \lg 518 = 2,714;$$

$$\lg(\gamma) = 0,45.$$

По таблице антилогарифмов находим $\gamma = 2,83$.

б) так как время протекания реакции обратно пропорционально скорости, то при 20 °С реакция будет идти в $(1240 : 2,4) 518$ раз дольше, чем при 80 °С, т.е. $\tau_{20} = 518$, $\tau_{80} = 518 \cdot 10 = 5180 \text{ с} = 1 \text{ ч } 26 \text{ мин } 20 \text{ с}$.

$$\frac{\tau_{50}}{\tau_{80}} = \frac{V_{80}}{V_{20}} = (2,83) = \frac{80-50}{10} = 2,83^3 = 22,7 \text{ [раза]};$$

$$\tau_{50} = 22,7x, \quad t_{80} = 22,7 \cdot 10 = 227 \text{ с} = 3 \text{ мин } 47 \text{ с}.$$

Ответ:

а) $\gamma = 2,83$;

б) эта реакция, протекающая при 80 °С за 10 с, при 50 °С будет идти 3 мин 47 с, а при 20 °С – 1 ч 26 мин 20 с.

КОНЦЕНТРАЦИЯ И СВОЙСТВА РАЗБАВЛЕННЫХ РАСТВОРОВ

Раствор – это многокомпонентная гомогенная система, в состав которой входят растворитель и растворенное вещество.

Классификация растворов:

- 1) по агрегатному состоянию (жидкие, газовые, твердые);
- 2) по количеству растворенного вещества (концентрированные, разбавленные);
- 3) по насыщению растворенным веществом (насыщенные, ненасыщенные, перенасыщенные).

Концентрацией раствора называется количество вещества, содержащееся в единице массы или объема раствора. Концентрации выражаются многими способами. Наиболее часто пользуются следующими:

1. *Массовая доля вещества* (процентная) выражается числом граммов растворенного вещества, содержащегося в 100 г раствора:

$$\omega (\%) = \frac{m_{\text{вещ-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \%,$$

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{растворителя}} + m_{\text{в-ва}}.$$

2. *Молярная* концентрация выражается числом молей растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора:

$$C_M = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot V_{\text{р-ра}}} \text{ [моль/л]}.$$

3. *Моляльная* концентрация выражается числом моль растворенного вещества в 1 кг растворителя:

$$C_m = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot m_{\text{р-ля}}} \text{ [моль/кг]}.$$

4. *Молярная* концентрация эквивалента выражается числом моль эквивалентов вещества в 1 л раствора:

$$C_H = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{экв. в-ва}} \cdot V_{\text{р-ра}}} \text{ [моль-экв/л]}.$$

5. *Титр* выражается числом граммов растворенного вещества в 1 мл раствора:

$$T = \frac{m_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}} \text{ [г/мл]}.$$

При решении задач на концентрации растворов иногда необходимо переводить единицы массы раствора в объемные, и наоборот. Для этого надо помнить формулу плотности раствора:

$$m = \rho \cdot V,$$

где m – масса раствора, г;

ρ – плотность раствора, г/мл;

V – объем раствора, мл.

К *коллигативным свойствам* растворов относятся свойства, которые зависят от концентрации и практически не зависят от природы растворенных веществ: понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором и понижение температуры замерзания, повышение температуры кипения и осмотическое давление.

Согласно *закону Рауля*, понижение давления насыщенного пара растворителя A над раствором Δp_A пропорционально молярной доле растворенного нелетучего вещества χ_B :

$$p_A^0 - p_A = \Delta p_A = p_A^0 \chi_B,$$

где p_A^0 , p_A – давление насыщенного пара растворителя соответственно над чистым растворителем и над раствором;

Δp_A – разность между давлением насыщенного пара над раствором (p_A) и растворителем (p_A^0).

Следствия закона Рауля:

1. Температура кипения раствора выше температуры кипения растворителя. Разность температур кипения раствора t_1 и чистого растворителя t_0 ($\Delta t_{\text{кип}} = t_1 - t_0$) называется *повышением температуры кипения раствора*. Повышение температуры кипения $\Delta t_{\text{кип}}$ пропорционально моляльной концентрации раствора:

$$\Delta t_{\text{кип}} = K_{\text{э}} C_{\text{м}},$$

где $K_{\text{э}}$ – эбулиоскопическая постоянная растворителя;

t_1 – температура кипения раствора;

t_0 – температура кипения чистого растворителя;

$C_{\text{м}}$ – моляльная концентрация;

$m_{\text{в}}$ – масса вещества;

$M_{\text{в}}$ – молярная масса вещества, г/моль;

$m_{\text{р-ля}}$ – масса растворителя, кг.

2. Температура замерзания (кристаллизации) раствора ниже температуры замерзания чистого растворителя. Разность температур плавления чистого растворителя t_0 и начала замерзания раствора t_1 ($\Delta t_{\text{зам}} = t_0 - t_1$) называется *понижением температуры замерзания раствора*. Понижение температуры замерзания $\Delta T_{\text{зам}}$ пропорционально моляльной концентрации раствора:

$$\Delta t_{\text{зам}} = K_{\text{к}} C_{\text{м}},$$

где $K_{\text{к}}$ – криоскопическая постоянная;

t_1 – температура замерзания раствора;

t_0 – температура замерзания чистого растворителя.

Самопроизвольный переход растворителя через полупроницаемую мембрану, разделяющую раствор и растворитель или два раствора с различной концентрацией растворенного вещества, называется осмосом. Осмос обусловлен диффузией молекул растворителя через полупроницаемую перегородку, которая пропускает только молекулы растворителя.

Количественно осмос характеризуется *осмотическим давлением*, равным силе, приходящейся на единицу площади поверхности и заставляющей молекулы растворителя проникать через полупроницаемую перегородку:

$$\pi = CRT,$$

где π – осмотическое давление;

C – молярная концентрация раствора;

R – универсальная газовая постоянная;

T – абсолютная температура.

Растворы с одинаковым осмотическим давлением называют *изотоническими*. Если осмотическое давление выше внутриклеточного, то оно называется *гипертоническим*, если ниже – *гипотоническим*.

Решение типовых задач

Пример 1. Сколько граммов NaOH необходимо для приготовления 3 л 10%-го раствора?

Решение:

По таблице плотности растворов найдем плотность 10%-го раствора NaOH ($\rho = 1,115$ г/мл). Вычислим массу 3 л раствора:

$$m = \rho \cdot V = 3000 \text{ мл} \cdot 1,115 \text{ г/мл} = 3345 \text{ г.}$$

100 г раствора содержится в 10 г NaOH,

3345 г раствора содержится в x г NaOH,

$$x = 334,5 \text{ (г).}$$

Следовательно, для приготовления 3 л 10%-го раствора необходимо 334,5 г NaOH.

Пример 2. Сколько граммов KOH нужно взять для приготовления 500 мл 0,1 М раствора?

Решение:

1 моль KOH имеет массу 56 г, соответственно, 0,1 моля составляет 5,6 г.

Следовательно, 1000 мл 0,1 М раствора – 5,6 г КОН,
500 мл 0,1 М раствора – 2,8 г КОН.

Для приготовления 500 мл 0,1 М раствора нужно взять 2,8 г КОН, поместить в мерную колбу и довести объем до 500 мл.

Нормальные растворы удобно использовать для осуществления реакций между растворенными веществами. Обуславливается это тем, что растворы одинаковой нормальности взаимодействуют равными объемами, т.к. последние содержат эквивалентные количества реагирующих веществ. Если концентрации растворов не равны, их расходуемые объемы обратно пропорциональны концентрациям реагирующих веществ. Указанную зависимость можно выразить пропорцией:

$$V_1 \cdot N_1 = V_2 \cdot N_2,$$

где V_1 и V_2 – объемы растворов, мл,

N_1 и N_2 – нормальные концентрации, моль-эк/л.

Пример 3. Определите нормальность раствора H_2SO_4 , 15 мл которого реагируют без остатка с 30 мл 0,5 н раствора $BaCl_2$.

Решение:

Обозначим нормальность H_2SO_4 через N ,

тогда $15 \cdot N_{(H_2SO_4)} = 30 \cdot 0,5$,

$$N(H_2SO_4) = \frac{30 \cdot 0,5}{15} = 1 \text{ (моль-эк/л)}.$$

Раствор серной кислоты однонормальный.

По известной эквивалентной концентрации раствора можно определить титр.

$$T = \frac{N \cdot \mathcal{E}}{1000}.$$

Титр 1 н раствора H_2SO_4 равен $T = \frac{1 \cdot 49}{1000} = 0,049$ г/мл, следовательно, в 1 мл 1 н раствора 0,049 г H_2SO_4 .

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. ИОННО-МОЛЕКУЛЯРНЫЕ УРАВНЕНИЯ. ГИДРОЛИЗ

Электролит – химическое вещество, при растворении которого в растворе появляются ионы.

Процесс распада электролитов на ионы в растворе называется *электролитической диссоциацией*.

Электролитическая диссоциация состоит из 3 этапов: сольватации, ионизации и диссоциации.

Стадии электролитической диссоциации:

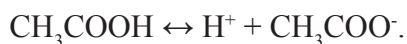
1. Разрыв химических связей в растворяемом веществе под действием растворителя. Эндотермический процесс идет с поглощением тепла $\Delta H > 0$.

2. Образование гидратированных ионов. Экзотермический процесс идет с выделением тепла $\Delta H < 0$.

Электролиты подразделяются на сильные и слабые. Сильные электролиты в растворе практически полностью диссоциируют на ионы:



Слабые электролиты диссоциируют в незначительной степени, т.е. диссоциация слабого электролита представляет обратимый процесс:



Количественные характеристики электролитической диссоциации:

1. *Степень диссоциации* α (% или доли единицы) – величина, которая показывает, какая часть из общего числа растворенных молекул распалась на ионы.

$$\alpha = \frac{N^I}{N} \cdot 100\%,$$

где N^I – число молекул, распавшихся на ионы;

N – общее число растворенных молекул.

2. Константа диссоциации K_d определяется активностями катионов $a(K^+)$, анионов $a(A^-)$ и недиссоциированных молекул $a(KA)$ следующим образом:

$$K_d = \frac{a(A^-) \cdot a(K^+)}{a(KA)}.$$

Значение K_d зависит от природы растворённого вещества и растворителя, а также от температуры и может быть определено несколькими экспериментальными методами.

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ С ТОЧКИ ЗРЕНИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ

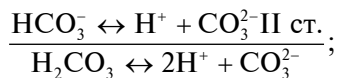
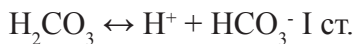
Кислотами называются вещества, диссоциирующие в водных растворах с образованием катионов водорода и анионов кислотных остатков.



Одноосновные кислоты диссоциируют одноступенчато:



Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато. Число ступеней диссоциации n равно основности кислоты, т.е. количеству ионов водорода.



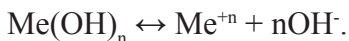
$$K_{дI} = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4,5 \cdot 10^{-7};$$

$$K_{дII} = \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = 4,8 \cdot 10^{-11};$$

$$K_{\text{дл}} > K_{\text{дп}}$$

$$K_{\text{д}} = K_{\text{дл}} \cdot K_{\text{дп}} = \frac{[\text{H}^+]^2 \cdot [\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}.$$

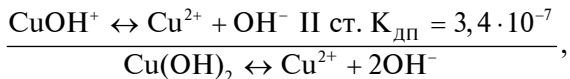
Основания (основные гидроксиды) – это электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид анионов – гидроксид-ионы OH^- . Общая формула оснований – $\text{M}(\text{OH})_n$.



Однокислотные основания диссоциируют одноступенчато:



Многокислотные основания диссоциируют ступенчато, количество ступеней n равно кислотности основания, т.е. количеству групп OH^- .



$$K_{\text{дл}} > K_{\text{дп}}.$$

Амфотерные электролиты:

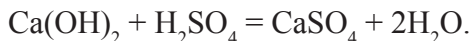


Амфотерные электролиты: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$ и др.

Соли – это продукты взаимодействия кислоты с основанием.

Типы солей:

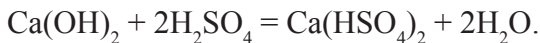
1. Соли средние, или нормальные (при эквивалентных соотношениях кислоты и основания):



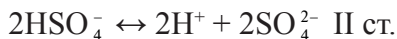
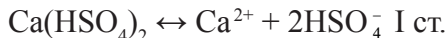
Средние, или нормальные, соли диссоциируют одноступенчато:



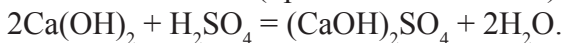
2. Кислые соли (при избытке кислоты):



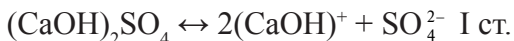
Кислые соли диссоциируют ступенчато:



3. Основные соли (при избытке щелочи):



Основные соли диссоциируют ступенчато:



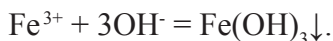
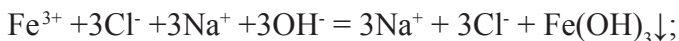
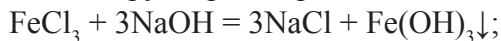
Реакции в растворах электролитов, протекающие без изменения зарядов ионов, называются *реакциями ионного обмена*.



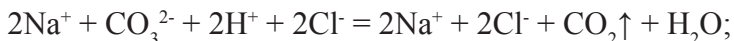
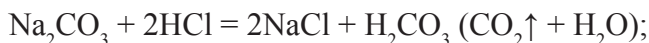
Уравнения химических реакций записываются в молекулярном, полном ионно-молекулярном и сокращенном ионно-молекулярном видах.

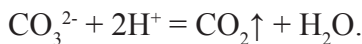
Условия необратимого протекания химических реакций:

1. Образование труднорастворимых веществ (осадка):

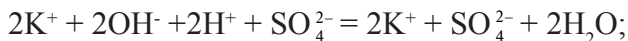
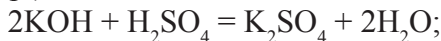


2. Образование легколетучих веществ (газа):

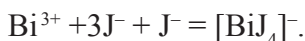
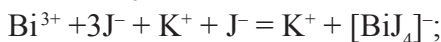
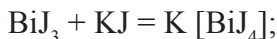




3. Образование слабого электролита (H_2O , NH_4OH , CH_3COOH и др.):



4. Образование комплексного иона:

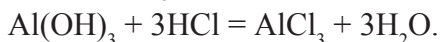
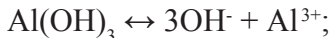


Решение типовых задач

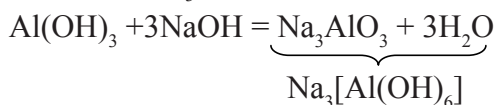
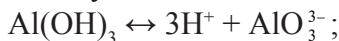
Пример 1. Запишите уравнения электролитической диссоциации $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Решение:

Диссоциация по типу основания:



диссоциация по типу кислоты:



Вода является слабым электролитом, диссоциирующим согласно уравнению



Константа диссоциации воды очень мала:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ (22 } ^\circ\text{C)}.$$

Принимая концентрацию воды $[H_2O]$ величиной практически постоянной, можно записать так:

$$K [H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-] = 1,8 \cdot 10^{-16}.$$

Концентрация воды равна $\frac{1000}{18} = 55,56$ (моль/л).

Отсюда $[OH^-] \cdot [H^+] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-14} = K_{H_2O}$.

Произведение концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов называется ионным произведением воды. В нейтральной среде $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-7}$ моль/литр, в кислой – $[H^+] > [OH^-]$, а в щелочной – $[H^+] < [OH^-]$.

При этом в любых средах произведение концентрации водородных и гидроксильных ионов при данной температуре (22 °С) остается постоянным и равным 10^{-14} моль/литр.

Для количественной характеристики среды (кислой, щелочной) обычно приводят не концентрацию водородных ионов, а применяют условный показатель, обозначаемый через рН и называемый водородным показателем.

Он представляет собой отрицательный логарифм концентрации водородных ионов $pH = -\lg[H^+]$. Тогда рН различных растворов будет иметь следующие значения: кислый $pH < 7$, щелочной $pH > 7$, нейтральный $pH = 7$.

Пример 2. $[H^+] = 10^{-4}$ моль/литр. Вычислите $[OH^-]$.

Решение:

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10} \text{ моль/л.}$$

Пример 3. Вычислите рН 0,01 н раствора КОН (степень диссоциации принять за 100 %).

Решение:



$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \text{ г-ион/л;}$$

$$pH = -\lg [H^+] = -\lg [10^{-12}] = 12, \text{ среда щелочная.}$$

Гидролизом солей называется взаимодействие ионов растворенной соли с ионами воды, сопровождающееся изменением pH раствора. При гидролизе соли смещается ионное равновесие диссоциации воды. В результате растворы большинства солей имеют кислую или щелочную реакцию.

Гидролизу подвергаются соли, образованные:

а) сильным основанием и слабой кислотой (Na_2CO_3 , K_2S , K_2SO_3 и др.);

б) слабым основанием и сильной кислотой (NH_4Cl , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ и др.);

в) слабым основанием и слабой кислотой ($(\text{NH}_4)_2\text{S}$, $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ и др.).

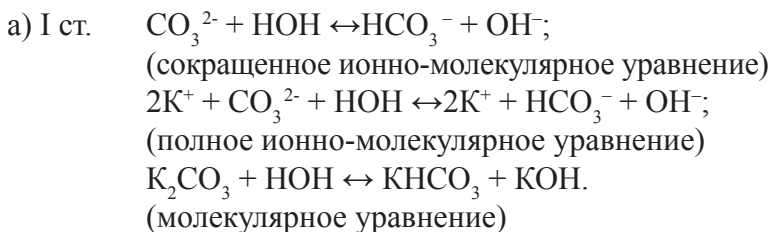
Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются (K_2SO_4 , NaNO_3 , NaCl , KNO_3).

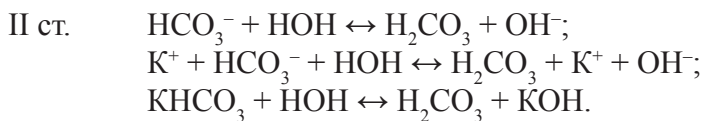
Уравнения гидролиза солей пишутся аналогично другим ионным уравнениям: малодиссоциирующие (в том числе и вода), малорастворимые, а также газообразные вещества записываются в виде молекул, сильные электролиты – в виде ионов.

Уравнения гидролиза солей многоосновных кислот и многокислотных оснований записываются по ступеням аналогично ступенчатой диссоциации.

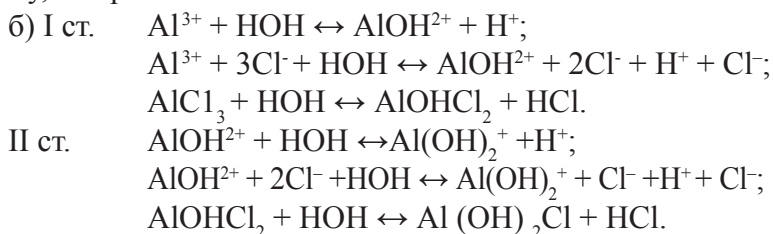
Пример 4. Составьте ионно-молекулярное и молекулярные уравнения гидролиза солей: а) K_2CO_3 ; б) AlCl_3 ; в) $\text{NH}_4(\text{CH}_3\text{COO})$; г) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.

Решение:



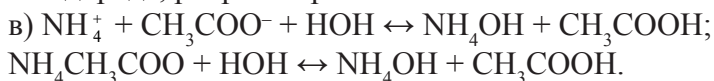


Гидролиз данной соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, сводится к гидролизу аниона слабой кислоты, а накопление ионов гидроксила приводит к тому, что pH становится больше 7.



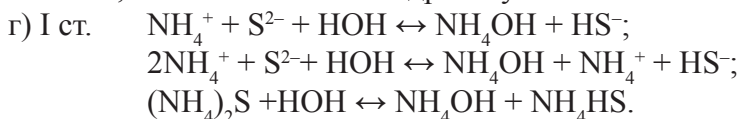
По III ступени с образованием $\text{Al}(\text{OH})_3$ гидролиз этой соли не идет вследствие накопления ионов водорода, способствующих протеканию процесса справа налево (идет растворение $\text{Al}(\text{OH})_3$ в кислоте). В данном случае гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, сводится к образованию катиона слабого основания.

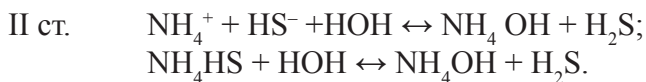
При этом образуется основная соль и накапливаются ионы водорода, pH раствора становится меньше 7.



В данном случае в результате гидролиза соли образуется слабая кислота (CH_3COOH) и слабое основание (NH_4OH). Накопления $[\text{H}^+]$ или $[\text{OH}^-]$ не происходит. Константы диссоциаций образующихся кислоты и основания очень близки по величине к 7.

Соли, образованные очень слабой кислотой и слабым основанием, почти полностью гидролизуются.





ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

Предметом изучения коллоидной химии являются *высокодисперсные микрогетерогенные системы*, состоящие из дисперсной фазы, равномерно распределенной в твердой, жидкой или газообразной дисперсионной среде. Дисперсная фаза обладает высокой дисперсностью, чем мельче частицы, тем выше степень дисперсности.

Степень дисперсности – это величина, обратная размеру (диаметру) дисперсной частицы. Она определяется по формуле

$$D = 1/a,$$

где D – степень дисперсности, м^{-1} ;

a – диаметр частицы.

Классификацию дисперсных систем проводят на основании различных признаков: размера частиц, агрегатного состояния дисперсной фазы и дисперсионной среды, характеристик взаимодействия частиц.

По *степени дисперсности* системы подразделяют на три типа:

1. Молекулярные или ионные растворы: $a < 10^{-9}$ м.

Частицы этих систем представляют собой молекулы или ионы, а сами системы являются истинными растворами, обладающими и кинетической, и термодинамической устойчивостью.

2. Коллоидные системы: $a = 10^{-7} - 10^{-9}$ м.

Это системы с хорошо развитой поверхностью раздела между фазами. Их частицы не оседают под действием силы тяжести, проходят через бумажные фильтры, но задерживаются растительными и животными мембранами. Благода-

ря малому размеру частиц и их непрерывному движению, эти системы кинетически устойчивы. Важной особенностью коллоидных систем является их высокая агрегативная устойчивость, которая проявляется в способности системы сохранять постоянной во времени степень дисперсности. Этот тип устойчивости связан с наличием на поверхности частиц двойного ионного и адсорбционно-сольватного слоев. Первый из них обуславливает электростатическое отталкивание одноименно заряженных частиц, а второй препятствует соприкосновению частиц и их слипанию.

Однако, являясь высокодисперсными гетерогенными системами с высокоразвитой поверхностью раздела фаз, они обладают избытком поверхностной энергии, что объясняет их термодинамическую неустойчивость. Коллоидные системы прозрачны, рассеивают свет (опалесцируют).

3. Грубодисперсные системы: $a > 10^{-7}$ м.

Эти системы кинетически неустойчивы, под действием силы тяжести расслаиваются на две фазы. К таким системам относят: а) суспензии – взвеси глины, крахмала, муки, дрожжей в воде, холодное молоко; б) эмульсии – масло в воде, вода в нефти; в) пены – пивная, мыльная, противопожарная; г) дымы; д) пыли – сахарная, мучная, цементная и др.

Классификация дисперсных систем по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды

Агрегатное состояние дисперсной фазы	Агрегатное состояние дисперсионной среды	Условное обозначение	Примеры дисперсных систем
1	2	3	4
Твердая	Газообразная	Т/Г аэрозоли	Сахарная и мучная пыль, табачный дым, цементная пыль
	Жидкая	Т/Ж эмульсии	Холодное молоко, коллоидные растворы металлов
	Твердая	Т/Т твердые растворы	Сплавы металлов, искусственные драгоценные камни, цветные стекла

1	2	3	4
Жидкая	Газообразная	Ж/Г аэрозоли	Аэрозоли: туман, облака, бытовая химия
	Жидкая	Ж/Ж эмульсии	Горячее молоко, крема, мази
	Твердая	Ж/Т	Опал, жемчуг и другие минералы
Газ	Жидкая	Г/Ж пены	Муссы для волос, пиво
	Твердая	Г/Т	Пенопласт, пемза, активированный уголь

Таким образом, коллоидные системы, называемые иначе золями, занимают промежуточное положение между истинными растворами и грубыми дисперсиями.

По *агрегатному состоянию* дисперсной фазы и дисперсионной среды можно выделить следующие типы дисперсных систем (табл.).

По *кинетическим свойствам* дисперсной фазы дисперсные системы подразделяют на два класса:

1) *свободнодисперсные* – системы, в которых частицы дисперсной фазы не связаны между собой и могут свободно перемещаться (лиозоли, суспензии, эмульсии);

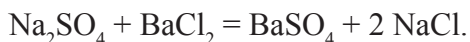
2) *связанодисперсные* – системы, в которых одна из фаз закреплена и не может перемещаться свободно (гели, студни, пены).

По *характеру взаимодействия частиц дисперсной фазы и дисперсионной среды* коллоидные системы делят на две группы: *лиофильные* и *лиофобные*. *Лиофобными* называют коллоидные системы, у которых дисперсная фаза слабо взаимодействует с дисперсионной средой. К ним относятся золи сульфидов мышьяка, сурьмы, кадмия, золи благородных металлов. *Лиофильными* называют коллоидные системы, в которых дисперсная фаза активно взаимодействует с дисперсионной средой. *Лиофильные* коллоиды

образуются при самопроизвольном растворении веществ в соответствующих растворителях. К ним относятся водные растворы белков, целлюлозы, крахмала, растворы каучуков в жидких углеводородах.

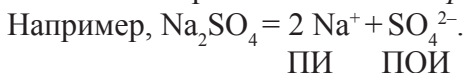
Коллоидные системы, в которых дисперсной фазой является нерастворимое вещество, а дисперсионной средой – жидкость, называют *золями*. Структурной единицей дисперсной фазы является *мицелла* – частица, состав которой зависит от условий получения золя.

В качестве примера рассмотрим строение коллоидных частиц (мицелл) сульфата бария, полученного в реакции обмена между сульфатом калия и хлоридом бария:



Для получения устойчивого золя необходимо, чтобы один из электролитов Na_2SO_4 или BaCl_2 присутствовал в избытке в качестве стабилизатора. В этих условиях нерастворимое вещество не выпадает в осадок, а переходит в коллоидное состояние – образуется золь. *Нерастворимое вещество*, образовавшееся в результате реакции, называют *зародышем*, или *агрегатом*, и обозначают $m \text{BaSO}_4$. Коэффициент m указывает число частиц вещества.

Написав уравнение диссоциации вещества, взятого в избытке, определяют природу *потенциалопределяющих ионов* (ПОИ), которые адсорбируются непосредственно на зародыше согласно правилу Пескова – Фаянса: на твердой поверхности преимущественно адсорбируются ионы, имеющие общую с данной поверхностью атомную группировку. Другой ион электролита называют *противоионом* (ПИ).



Потенциалопределяющие ионы, которые адсорбируются на зародыше, обозначаются $n \text{SO}_4^{2-}$. Зародыш с потенциалопределяющими ионами образуют ядро мицеллы. Часть

чения золя. Ядро вместе с противоионами адсорбционного слоя образуют коллоидную частицу или гранулу. В отличие от электронейтральной мицеллы, коллоидная частица имеет заряд.

Под устойчивостью дисперсной системы понимают постоянство во времени ее состояния и основных свойств: дисперсности, равномерного распределения частиц дисперсной фазы в объеме дисперсионной среды и характера взаимодействия между частицами. Н. П. Песков ввел понятие о двух видах устойчивости дисперсных систем: *седиментационной* (кинетической) и *агрегативной*. Седиментационная устойчивость позволяет сохранять равномерное распределение частиц в объеме. Основными условиями этой устойчивости являются высокая дисперсность и участие частиц дисперсной фазы в броуновском движении. Агрегативная устойчивость дисперсных систем – это способность сохранять во времени степень дисперсности. Причиной этого типа устойчивости является наличие одинакового заряда коллоидных частиц.

Вопросы устойчивости дисперсных систем занимают важное место в коллоидной химии. Обладая большой суммарной площадью поверхности раздела фаз, дисперсные системы имеют избыток свободной поверхностной энергии

$$G = \sigma \cdot S,$$

где σ – поверхностное натяжение;

S – суммарная площадь поверхности раздела фаз.

Вследствие этого коллоидные системы термодинамически неустойчивы и стремятся перейти в более устойчивое состояние с меньшим значением G . Это возможно либо за счет уменьшения σ , либо уменьшения S (укрупнения частиц). Процесс объединения частиц дисперсной фазы в более крупные агрегаты, сопровождающийся вы-

падением осадка труднорастворимого вещества, называют *коагуляцией*.

Коагуляция протекает самопроизвольно, т.к. ведет к уменьшению суммарной поверхности и, следовательно, снижению поверхностной энергии. Факторами, вызывающими коагуляцию, могут быть: изменение температуры, действие света, различных излучений, механическое воздействие. Однако наиболее важным фактором является действие электролитов. Электролиты, добавленные к золям, быстро и резко влияют на величину ϕ и ζ -потенциалов, вызывая сжатие ДЭС.

Закономерности влияния электролитов на процессы коагуляции установлены Шульце и Гарди и известны как правило Шульце – Гарди: коагулирующим действием обладает тот ион электролита, который имеет заряд, противоположный заряду гранулы; коагулирующее действие тем сильнее, чем выше заряд иона-коагулятора.

Минимальная концентрация электролита, при которой данный электролит вызывает коагуляцию, называется *порогом коагуляции*.

Его рассчитывают:

$$C_k = (C_{\text{эк}} \cdot V) \text{ электролита} / (V \text{ золя} + V \text{ электролита}) \text{ [моль/л]},$$

где $C_{\text{эк}}$ – молярная концентрация эквивалентов электролита;

V золя – объем золя (л);

V электролита – объем электролита (л).

Величина, обратная порогу коагуляции, называется коагулирующей способностью:

$$V_k = 1 / C_k \text{ [л/моль]}.$$

Коагулирующая способность равна объему золя в литрах, скоагулированного одним молем электролита.

Отношение порогов коагуляции для ионов разных зарядов было найдено теоретически Б. В. Дерягиным и Л. Д. Ландау и названо законом шестой степени. Согласно закону Де-

рягина – Ландау, соотношение порогов коагуляции одно-, двух- и трехзарядных ионов имеет вид:

$$C_{\kappa}^{\text{I}} : C_{\kappa}^{\text{II}} : C_{\kappa}^{\text{III}} = (1/1)^6 = (1/2)^6 = (1/3)^6 = 730:11:1.$$

Правило Шульце – Гарди на основании опытных данных дает для тех же ионов соотношение 500: 25: 1.

Таким образом, с увеличением зарядов ионов-коагуляторов порог коагуляции уменьшается, а коагулирующая способность возрастает.

СТРОЕНИЕ АТОМА

Атом – наименьшая частица химического элемента – носитель всех его химических свойств. Он состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженной электронной оболочки.

Ядро имеет диаметр приблизительно 10^{-12} см, составляет основу атома и определяет индивидуальность элементов. В нем сосредоточено около 99,9% массы атома. Согласно протонно-нейтронной теории, атомное ядро состоит (исключение ${}^1_1\text{H}$) из протонов и нейтронов, которые могут взаимно превращаться друг в друга (нуклоны).

Протон (${}^1_1\text{p}$) – элементарная частица с массой покоя 1,00728 и положительным зарядом, по абсолютной величине равным заряду электрона (${}^1_1\text{p} = {}^1_1\text{H}^0 - \bar{e} = \text{H}^+$).

Нейтрон (${}^1_0\text{n}$) – электрически нейтральная элементарная частица с массой, несколько превышающей массу покоя протона.

Основные характеристики ядра

Заряд ядра атома (Z) определяется числом протонов в ядре и совпадает по величине с порядковым номером химического элемента в периодической системе.

Массовое число (A) – это сумма числа протонов (Z) и числа нейтронов (N), содержащихся в ядре атома: $A = Z + N$.

Разновидности атомов одного химического элемента, содержащие различное число нейтронов в ядре (или обладающие разными массовыми числами), называются *изотопами*.

Как правило, каждый химический элемент в Земной коре представляет собой совокупность нескольких изото-

пов. Именно этим объясняется значительное отклонение от носительных атомных масс многих элементов от целочисленных величин. Так, хлор имеет два изотопа: $^{35}_{17}\text{Cl}$ и $^{37}_{17}\text{Cl}$. Атомы первого содержат в ядре $17\text{ }^1_1\text{p}$ и $18\text{ }^1_0\text{n}$, а второго – $17\text{ }^1_1\text{p}$ и $20\text{ }^1_0\text{n}$, $A_r(\text{Cl}) = 35,453$.

В настоящее время существует кварковая гипотеза, согласно которой протоны и нейтроны, в свою очередь, состоят из кварков. Эта теория находится в стадии разработки.

При всех химических превращениях ядра атомов элементов, входящих в состав реагирующих веществ, не изменяются. Изменение при этом претерпевают электронные оболочки атомов.

Электронная оболочка атомов состоит из элементарных частиц электронов.

Электрон (e) – это частица, обладающая элементарным отрицательным электрическим зарядом и массой покоя, равной $\frac{1}{1840}$ массы протона.

Поскольку атом является системой электронейтральной, число протонов в ядре атома совпадает с числом электронов в оболочке.

Как показала квантовая механика, электрон наряду со *свойствами вещества (частицы)* обладает и *свойствами электромагнитного поля (волны)*. То есть электрону, как и любому микрообъекту, присуща двойственная корпускулярно-волновая природа. Поэтому движение электрона в атоме носит вероятностно-волновой характер.

Электронная орбиталь – это область около ядерного пространства атома, в которой пребывание электрона наиболее вероятно (ЭО).

ЭО характеризуется тремя параметрами, получившими название *квантовых чисел* (n, l, m_l).

Квантовые числа

1. *Главное квантовое число n* определяет общую энергию электрона на энергетическом уровне и размеры ЭО. Принимает значения натурального ряда чисел:

$$n = 1, 2, 3, 4 \dots \infty.$$

Совокупность электронов в атоме с одинаковым значением главного квантового числа образует электронный слой: $n = 1$ (K); $n = 2$ (L); $n = 3$ (M); $n = 4$ (N) и т.д.

2. *Орбитальное (побочное) квантовое число l* характеризует пространственную форму орбитали и зависит от n . Оно принимает целочисленные значения от 0 до $(n - 1)$:

$$l = 0, 1, 2, 3 \dots (n - 1).$$

Для $n = 1, l = 0$; для $n = 2, l = 0, 1$; для $n = 3, l = 0, 1, 2$; для $n = 4, l = 0, 1, 2, 3$.

Число подуровней на каждом энергетическом уровне равно его главному квантовому числу.

ЭО, для которых $l = 0$, называют s-орбиталями, $l = 1$ – p-орбиталями, $l = 2$ – d-орбиталями и $l = 3$ – f-орбиталями. s-орбитали соответствует форма шара; p-орбитали – симметричной объемной восьмерки; d-орбитали – двух пересекающихся объемных восьмерок. Форма f-орбитали еще более усложнена*.

3. *Магнитное квантовое число m_l* определяет магнитный момент и ориентацию ЭО в пространстве, зависит от l .

Магнитное квантовое число принимает значения от $-l$ через 0 до $+l$. Так, если $l = 2$, то $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$, т.е. имеет пять значений. Число значений m_l при данном орбитальном квантовом числе l , равное $(2l + 1)$, определяет число возможных ориентаций ЭО в пространстве и число

* Формы p- и d- электронных орбиталей и возможные ориентации в пространстве приведены на рис. 2.

орбиталей на подуровне: s – одна ЭО, p – три ЭО, d – пять ЭО, f – семь ЭО.

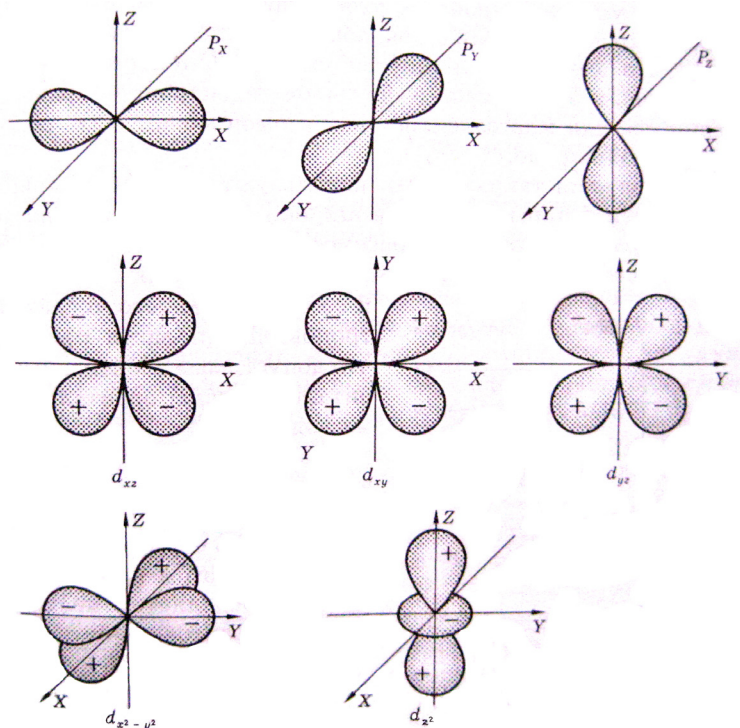


Рис. 2. Форма и ориентация в пространстве p- и d- электронных орбиталей

4. Для характеристики «спина» электрона, его собственного или внутреннего момента количества движения микро-частицы введено *спиновое квантовое число* m_s .

Оно принимает два значения: $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$.

Многоэлектронные атомы

Заполнение ЭО в атомах элементов происходит в соответствии с принципом Паули, принципом наименьшей энергии, правилом Хунда.

Принцип Паули сформулирован в 1924 г. (Германия): в атоме не может быть двух электронов, имеющих одинаковый набор всех четырех квантовых чисел.

Так как ЭО характеризуется тремя квантовыми числами n, l, m_l , то на орбитали могут находиться только два электрона с антипараллельными спинами (различающиеся значениями спинового квантового числа). Если ЭО изобразить в виде квантовой ячейки, а электроны – в виде стрелок, то получим: $\boxed{\uparrow\downarrow}$

Согласно принципу Паули, максимальное число электронов на подуровне составляет

$$2(2l + 1): s - 2\bar{e}; p - 6\bar{e}; d - 10\bar{e}; f - 18\bar{e},$$

а на уровне – $2n^2$.

Принцип наименьшей энергии: заполнение подуровней в многоэлектронном атоме происходит в порядке последовательного увеличения их энергии, что соответствует наименьшей энергии электрона и атома в целом.

Детализирует принцип наименьшей энергии **правило Клечковского**, 1951 г. (Россия): заполнение подуровней происходит в порядке последовательного увеличения суммы главного и орбитального квантовых чисел ($n + l$), в случае равенства этих сумм сначала заполняется подуровень с меньшим n и большим l .

То есть энергетические подуровни атомов элементов в периодической системе заполняются в следующей последовательности (цифра – значение n , буква – значение l):

$$1s \quad 2s2p \quad 3s3p \quad 4s3d4p \quad 5s4d5p \quad 6s4f5d6p \quad 7s5f6d$$

Проверим порядок заполнения подуровней $4s$ и $3d$ на соответствие правилу Клечковского:

$$\begin{array}{ll} 4s\text{-подуровень} & 3d\text{-подуровень} \\ (n + l) = 4+0 = 4 < & (n + l) = 3+2 = 5. \end{array}$$

Следовательно, сначала заполняется 4s-подуровень, а затем – 3d.

Правило Хунда, 1927 г. (Германия): *в пределах подуровня электроны стремятся занять максимальное число орбиталей, т.е. располагаются так, чтобы их суммарный спин был максимальным.*

Схематически распределение электронов по ЭО p-подуровня будет следующим:

$$\begin{array}{c} \text{p} \quad \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \\ \Sigma m_s = +\frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = +\frac{3}{2}. \end{array}$$

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Структура периодической системы

Результатом многовековой научной работы ученых разных стран явилось открытие в марте 1869 г. русским химиком Д. И. Менделеевым периодического закона.

Современная формулировка периодического закона: *свойства химических элементов, а также форма и свойства образуемых ими соединений, находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер атомов химических элементов.*

В качестве математического выражения периодического закона сам Менделеев предложил систему химических элементов. Существует много вариантов изображения периодической системы. Остановимся кратко на рассмотрении популярной в нашей стране короткой формы периодической системы.

Основным принципом построения периодической системы является разделение всех химических элементов на группы и периоды. Она состоит из 8 групп и 7 периодов.

Период – это горизонтальный ряд элементов, в атомах которых происходит заполнение одинакового числа электронных слоев, начинающийся щелочным металлом и заканчивающийся инертным газом.

Особый случай составляет первый период. При этом номер периода совпадает со значением n внешнего энергетического уровня. Первый, второй и третий периоды называют *малыми*, а остальные – *большими*. Большие периоды подразделяются на ряды, а малые – совпадают с соответствующими рядами.

Группой называют вертикальный ряд элементов, имеющих одинаковое число валентных электронов.

Каждая группа подразделяется на подгруппы – *главную* и *побочную*. Главные подгруппы составляют элементы малых периодов и четных рядов больших периодов, а побочные подгруппы – элементы нечетных рядов больших периодов. Главные подгруппы обозначаются буквой А (IA, IIA, IIIA...), а побочные – буквой В (IIB, VIB...).

Электронные формулы

Строение электронных оболочек атомов тесно связано с Периодической системой элементов Д. И. Менделеева.

Номер периода определяет количество энергетических уровней: электронная оболочка атомов элементов 2-го периода имеет 2 энергетических уровня, 3-го периода – 3, 4-го периода – 4 и т.д. Всего 7 энергетических уровней и, соответственно, 7 периодов.

Длина периодов определяется максимальной емкостью подуровней. В 1-м периоде (1s) – 2 элемента; во 2-м (2s2p) и 3-м (3s3p) – 8 элементов; в 4-м (4s3d4p) и 5-м (5s4d5p) – 18 элементов; в 6-м (6s4f5d6p) – 32 элемента; 7-й период не завершен.

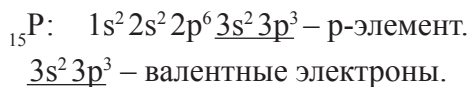
В зависимости от того, на какой энергетический подуровень в атоме поступает последний электрон, элементы делятся на s-, p-, d- и f-элементы.

При этом s-элементы составляют I и II главные подгруппы периодической системы (а также H и He); p-элементы – III, IV, V, VI, VII, VIII главные подгруппы; d-элементы – побочные подгруппы периодической системы; а f-элементы (лантаноиды и актиноиды) вынесены за ее пределы.

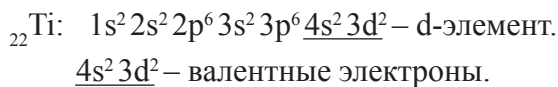
У s-элементов валентными являются s-электроны внешнего слоя, у p-элементов – s- и p-электроны внешнего слоя, а у d-элементов – s-электроны внешнего слоя и d-электроны предвнешнего.

На основании изложенного можно представить распределение электронов по уровням и подуровням в атомах любых элементов. Для изображения атомных электронных структур обычно используют *электронные формулы*.

Для их составления следует знать положение элемента в периодической системе (порядковый номер, номер периода, группу и подгруппу). Например, электронная формула *фосфора* будет составлятьс^я следующим образом: фосфор имеет порядковый номер 15, находится в 3-м периоде и VA подгруппе, т.е. 15 электронов фосфора располагаются на 3 энергетических уровнях, фосфор является p-элементом и имеет 5 электронов на внешнем уровне.



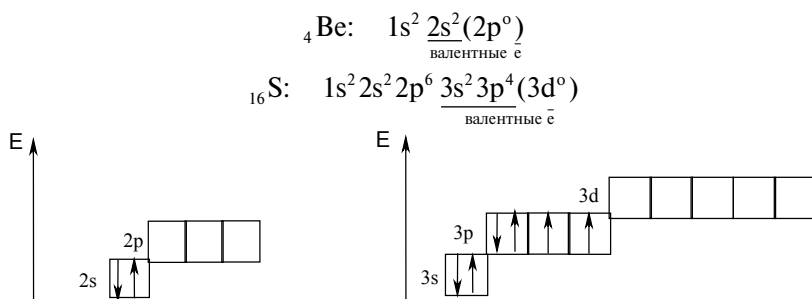
Для атома Ti: порядковый номер 22, 4-й период, IVB подгруппа, т.е. 22 электрона располагаются на 4 энергетических уровнях, Ti – d-элемент, имеет 4 валентных электрона.



Электронно-графические формулы

Электронно-графические формулы составляются только для валентного уровня в соответствии с *принципами Паули* и *наименьшей энергии*, а также с *правилом Хунда*.

При этом орбитали условно изображаются в виде квадратных ячеек (квадратов), а электроны – в виде стрелок, имеющих взаимно противоположные направления. Например, электронные и электронно-графические формулы бериллия и серы имеют вид:



Свойства химических элементов и периодический закон

Причиной периодического изменения свойств химических элементов является периодическая повторяемость валентных электронных структур атомов элементов на различных энергетических уровнях. Например: все атомы элементов IА подгруппы (H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) имеют на внешнем энергетическом уровне по 1 s-электрону (ns^1), атомы элементов IIА подгруппы – по 2 s-электрона (ns^2), VIIА подгруппы – по 2 s-электрона и по 5 p-электронов (ns^2np^5) и т.д.

Важнейшими периодически изменяющимися свойствами свободных атомов являются радиусы атомов, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность, а так-

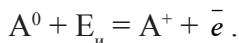
же степени окисления, металлические и неметаллические свойства элементов, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства их соединений.

Радиусы атомов. Изолированный атом не имеет строго определенного размера из-за волновых свойств электронов. Для приближенной оценки размеров атомов используют так называемые *эффективные радиусы* ($r_{\text{эфф.}}$). Это радиусы, которые имеют атомы, входя в состав простых веществ.

Эффективные атомные радиусы элементов в периодах уменьшаются от щелочного металла к инертному газу. В главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента эффективные радиусы заметно увеличиваются.

Химическая природа элемента обуславливается способностью его атома *терять* (металлические свойства) или *приобретать электроны* (неметаллические свойства). Эта способность может быть количественно оценена энергией ионизации атома и его сродством к электрону.

Энергия ионизации $E_{\text{и}}$ – это энергия, необходимая для отрыва одного электрона от нейтрального атома в основном состоянии:



Эту энергию обычно относят к 1 моль атомов и выражают в кДж/моль.

Сродство к электрону $E_{\text{сэ}}$ – это энергетический эффект процесса присоединения электрона к нейтральному атому с превращением его в отрицательно заряженный ион:



Наиболее полную характеристику химически связанных атомов дает величина, называемая *электроотрицательностью* (ЭО).

Электроотрицательность – это свойство связанного атома оттягивать на себя общую электронную плотность.

Согласно Полингу, ЭО может быть выражена как полу-сумма его энергии ионизации и сродства к электрону:

$$\text{ЭО} = \frac{E_{\text{и}} + E_{\text{сэ}}}{2}.$$

Чем больше эта величина, тем в большей степени элемент проявляет неметаллические свойства. Наибольшей ЭО обладает фтор (4,0), наименьшей – Cs, Fr (0,7). Значение ЭО металлов $\approx 1,8$ и меньше.

В пределах главных подгрупп сверху вниз энергия ионизации, сродство к электрону и ЭО уменьшаются. Следовательно, в главных подгруппах с ростом заряда ядра увеличиваются металлические свойства элементов, основные свойства оксидов и гидроксидов, восстановительные свойства соответствующих соединений.

В периодах слева направо энергия ионизации, сродство к электрону и ЭО увеличиваются. Это свидетельствует о постепенном (с ростом заряда ядра) уменьшении металлических и нарастании неметаллических свойств.

Самый активный неметалл фтор является наиболее сильным окислителем, самые активные металлы Rb, Cs, Fr – наиболее сильными восстановителями, а их гидроксиды – самыми сильными основаниями.

Номер группы, в которой находится элемент, равен высшей степени окисления его атома. Такая степень окисления может проявляться не у всех элементов данной группы (кислород, фтор). Для некоторых элементов (Cu, Ag, Au) известны соединения, где они проявляют степень окисления большую, чем номер группы.

Для неметаллов низшая степень окисления соответствует числу электронов, которые атому необходимо присоединить для образования устойчивой 8-электронной конфигурации. Так, для р-элементов неметаллов VII, VI, V и IV групп она равна соответственно 1, 2, 3, 4.

Форму и свойства соединений, образуемых данным элементом, определяет степень окисления его атомов. Так, например, формулы селеноводорода H_2Se и теллуридоворода H_2Te аналогичны известной формуле сероводорода H_2S .

Свойства оксидов и гидроксидов зависят от степени окисления образующих их элементов. *Если данный элемент проявляет переменную степень окисления (d-элементы 4-го периода высших групп) и образует несколько оксидов и гидроксидов, то с увеличением степени окисления свойства последних меняются от основных через амфотерные к кислотным.* Например: хром в степени окисления +2 образует основные оксид и гидроксид – CrO , $\text{Cr}(\text{OH})_2$, в степени окисления +3 – амфотерные Cr_2O_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, а в степени окисления +6 – кислотные CrO_3 , H_2CrO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

В подгруппах s- и p-элементов при переходе сверху вниз основные свойства гидроксидов увеличиваются, а кислотные – уменьшаются. Например, основание $\text{Ba}(\text{OH})_2$ более сильное, чем $\text{Mg}(\text{OH})_2$, а кислота H_2SO_3 более сильная, чем H_2SeO_3 .

Решение типовых задач

Пример 1. Напишите электронную формулу атома гелия.

Решение:

Главное квантовое число $n = 1$, орбитальное число $l = n - 1 = 0$, что отвечает s-состоянию. Таким образом, электронная формула атома гелия (He) $1s^2$, где индекс 2 указывает на число электронов, находящихся на $1s$ -орбитали.

Пример 2. Напишите электронную формулу иона Mg^{2+} .

Решение:

Атом магния имеет электронную формулу $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, отдавая 2 электрона с подуровня $3s^2$, атом магния превращается в ион $\text{Mg}^0 - 2e \rightarrow \text{Mg}^{2+}$.

Электронная формула иона Mg^{2+} $1s^2 2s^2 2p^6$.

Пример 3. Напишите электронную формулу атома железа. Как распределяются в нем электроны d-подуровня, какова высшая валентность железа?

Решение:

В зависимости от значения n электроны в атоме железа по слоям К, L, М, N распределяются так: 2, 8, 14, 2 (заряд ядра атома равен 26). Электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$. Энергетически наиболее выгодное распределение d-электронов:



При возбуждении $4s^2$ -подуровня один s-электрон переходит на 4p-подуровень, общее число неспаренных электронов равно 6, что и соответствует высшей валентности железа.

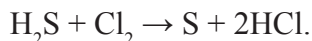
ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительные реакции – это химические реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, реализующихся путём перераспределения электронов между атомом-окислителем и атомом-восстановителем.

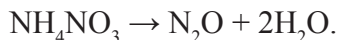
В процессе окислительно-восстановительной реакции восстановитель отдаёт электроны, *т.е. окисляется*; окислитель присоединяет электроны, *т.е. восстанавливается*. Причём любая окислительно-восстановительная реакция представляет собой единство двух противоположных превращений – окисления и восстановления, происходящих одновременно и без отрыва одного от другого.

Виды окислительно-восстановительных реакций:

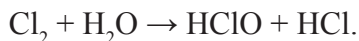
1. Межмолекулярные – реакции, в которых окисляющиеся и восстанавливающиеся атомы находятся в молекулах разных веществ, например:



2. Внутримолекулярные – реакции, в которых окисляющиеся и восстанавливающиеся атомы находятся в молекулах одного и того же вещества, например:



3. Диспропорционирование – реакции, в которых атомы с промежуточной степенью окисления превращаются в эквимольную смесь атомов с более высокой и более низкой степенями окисления:



4. Компропорционирование – в исходных веществах разная степень окисления одного и того же элемента, в продуктах – промежуточная:



Степень окисления элемента в соединении определяют в соответствии со следующими правилами:

1) степень окисления элемента в простом веществе равна нулю;

2) алгебраическая сумма всех степеней окисления атомов в молекуле равна нулю;

3) алгебраическая сумма всех степеней окисления атомов в сложном ионе, а также степень окисления элемента в простом одноатомном ионе равна заряду иона;

4) отрицательную степень окисления проявляют в соединении атомы элемента, имеющего наибольшую электроотрицательность;

5) максимально возможная (положительная) степень окисления элемента соответствует номеру группы, в которой расположен элемент в периодической таблице Д. И. Менделеева.

Метод электронного баланса обычно используют для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих между газами, твердыми веществами и в расплавах.

Последовательность операций следующая:

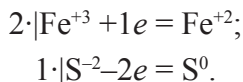
1. Записывают формулы реагентов и продуктов реакции в молекулярном виде:



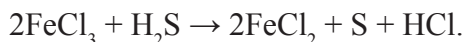
2. Определяют степени окисления атомов, меняющих ее в процессе реакции:



3. По изменению степеней окисления устанавливают число электронов, отдаваемых восстановителем, и число электронов, принимаемых окислителем, и составляют электронный баланс с учетом принципа равенства числа отдаваемых и принимаемых электронов:



4. Множители электронного баланса записывают в уравнение окислительно-восстановительной реакции как основные стехиометрические коэффициенты:

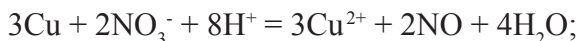
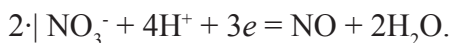
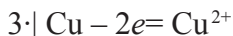
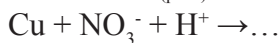


5. Подбирают стехиометрические коэффициенты остальных участников реакции:



При составлении уравнений следует учитывать, что окислитель (или восстановитель) может расходоваться не только в основной окислительно-восстановительной реакции, но и при связывании образующихся продуктов реакции, т.е. выступать в роли среды и солеобразователя.

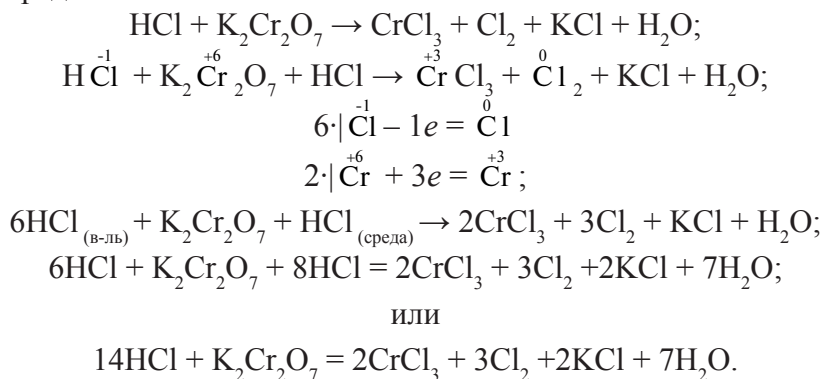
Пример 1. Окислитель является реакционной средой:



или



Пример 2. Восстановитель является реакционной средой:



При расчете количественных, массовых и объемных соотношений участников окислительно-восстановительных реакций используют основные стехиометрические законы химии и, в частности, закон эквивалентов, учитывая, что число эквивалентности окислителя равно числу электронов, которые принимает одна формульная единица окислителя, а число эквивалентности восстановителя равно числу электронов, которые отдает одна формульная единица восстановителя.

ХИМИЧЕСКИЕ ИСТОЧНИКИ ТОКА

Электродами называют проводники, имеющие электронную проводимость (металлы, графит) и находящиеся в контакте с ионным проводником (раствором или расплавом электролита).

Ионно-металлические электроды

Ионно-металлический электрод – это металл, погруженный в раствор, содержащий собственные катионы (Me^{z+}). Схема ионно-металлического электрода: $\text{Me}^0 | \text{Me}^{z+} \text{C}(\text{Me}^{z+})$, где вертикальная черта обозначает поверхность раздела фаз

металл-раствор; $C(\text{Me}^{z+})$ – молярная концентрация катионов металла в растворе, моль/л.

При погружении металла в раствор катионы поверхностного слоя металла взаимодействуют с ориентированными у поверхности металла полярными молекулами воды. В результате взаимодействия происходит окисление металла, и его гидратированные ионы переходят в раствор, а электроны остаются в металле: $\text{Me} - z\bar{e} \rightarrow \text{Me}^{z+}$.

Этому равновесию соответствует равновесный потенциал ионно-металлического электрода $\varphi(\text{Me})$, величина которого зависит от свойств металла $\varphi^0(\text{Me})$, молярной концентрации его ионов в растворе и температуры (T , К). Эта зависимость выражается уравнением Нернста и при $T = 298 \text{ К}$ имеет вид:

$$\varphi(\text{Me}) = \varphi^0(\text{Me}) + (0,059/z) \cdot \lg C(\text{Me}^{z+}), \text{ В (вольт)},$$

где $\varphi^0(\text{Me})$ – стандартный потенциал ионно-металлического электрода в растворе с концентрацией катионов металла (Me^{2+}), равной 1 моль/л и $T = 298 \text{ К}$, $\varphi^0(\text{Me})$ характеризует окислительно-восстановительные свойства металла;

z – число электронов, принимающих участие в электродной реакции.

Газовые электроды

Состоят из металлического проводника (чаще всего платины), контактирующего одновременно с газом и электролитом. Металлический проводник не принимает участия в электродной реакции, а служит для передачи электронов к ионам в растворе, и наоборот.

Водородный электрод – это инертный металл (чаще всего платинированная платина), соприкасающийся с ним электролит с определенным рН и газообразный водород

(H₂), омывающий металл в виде пузырьков. На границе раздела фаз Pt, H₂ | раствор в зависимости от рН раствора устанавливается равновесие:

а) в кислой среде (рН < 7):

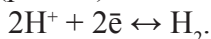


Схема водородного электрода Pt, H₂ | H⁺.

б) в щелочной и нейтральной средах (рН ≥ 7):



Величина потенциала водородного электрода φ(H₂) зависит от рН раствора и при T = 289 К φ(H₂) = -0,059 рН.

Кислородный электрод – это металл, соприкасающийся с ним электролит с определенным рН и газообразный кислород, омывающий металл в виде пузырьков. На границе раздела фаз Pt, O₂ | раствор в зависимости от рН устанавливается равновесие:

а) в кислой среде (рН < 7):

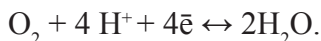


Схема кислородного электрода: Pt, O₂ | H⁺;

б) в щелочной и нейтральной средах (рН ≥ 7):

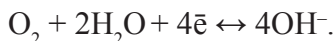


Схема кислородного электрода: Pt, O₂ | OH⁻.

Величина потенциала кислородного электрода φ(O₂) при T = 289 К и максимальной растворимости кислорода в воде при этой температуре, равной C(O₂) = 2,6 · 10⁻⁴ М, рассчитывается по уравнению

$$\varphi(\text{O}_2) = 1,213 - 0,059 \text{ рН}.$$

Гальванический элемент – химический источник тока, в котором электрическая энергия вырабатывается за счет изменения свободной энергии химической реакции, протекающей в нем. Два металла, погруженные в растворы их солей, соединенные между собой проводником, образуют

гальванический элемент. Схематически такой элемент изображается так:



где две вертикальные черты обозначают границу раздела между электролитами. Если $\varphi_1 (\text{Me}_1) < \varphi_2 (\text{Me}_2)$, то при соединении Me_1 и Me_2 между собой металлическим проводником электроны по этому проводнику самопроизвольно перейдут от электрода с меньшим потенциалом (Me_1) к электроду с большим потенциалом (Me_2). За счет этого перехода произойдет процесс окисления Me_1 с переходом в раствор катионов Me_1^{z+} и процесс восстановления катионов из раствора на Me_2 .

Процесс окисления называется *анодным*, а электрод, на котором он происходит, – анодом (А); процесс восстановления называется *катодным*, а электрод, на котором он происходит, – катодом (К).

Процессы, протекающие в гальваническом элементе, записываются следующим образом:

анодный процесс: $\text{Me}_1 - Z\bar{e} \rightarrow \text{Me}_1^{z+}$ (окисление);

катодный процесс: $\text{Me}_2^{z+} + Z\bar{e} \rightarrow \text{Me}_2$ (восстановление).

Токообразующая реакция: $\text{Me}_1 + \text{Me}_2^{z+} \leftrightarrow \text{Me}_1^{z+} + \text{Me}_2$.

Токообразующая реакция получается суммированием катодного и анодного процессов с учетом того, что число электронов в этих процессах должно быть одинаково. Причиной возникновения электрического тока в гальваническом элементе является разность потенциалов электродов, за счет которой совершается электрическая работа (W_3):

$$W_3 = z \cdot F \cdot E_{\text{г.э.}},$$

где F – число Фарадея, $F = 96500$ Кл;

z – число электронов;

$E_{\text{Г.Э.}}$ – электродвижущая сила гальванического элемента (ЭДС), В.

ЭДС элемента – максимальная разность потенциалов, которая может быть получена при работе гальванического элемента:

$$E_{\text{Г.Э.}} = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}},$$

где $\varphi_{\text{к}}$, $\varphi_{\text{а}}$ – равновесные потенциалы катода и анода гальванического элемента, В.

С другой стороны, максимальная полезная работа ($W_{\text{х.р.}}$), которую совершает система при постоянном давлении, равна изменению энергии Гиббса токообразующей реакции:

$$W_{\text{х.р.}} = \Delta G^0 (\text{Me}_1^{Z+}) - \Delta G^0 (\text{Me}_2^{Z+}) \text{ [Дж]},$$

где $\Delta G^0 (\text{Me}_1^{Z+})$, $\Delta G^0 (\text{Me}_2^{Z+})$ – стандартная энергия Гиббса образования соответствующих ионов, Дж/моль (значения ΔG^0 приводятся в термодинамических справочниках).

$$\text{Так как } W_{\text{э}} = W_{\text{х.р.}}, \text{ то } E_{\text{Г.Э.}} = -\Delta G^0 / z \cdot F.$$

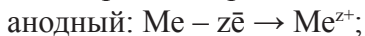
Термодинамическое условие работы гальванического элемента:

$$E_{\text{Г.Э.}} > 0 \text{ или } \varphi_{\text{к}} > \varphi_{\text{а}}.$$

Концентрационный гальванический элемент (ГЭ) состоит из электродов одного и того же металла, погруженных в растворы солей этого металла разной концентрации. Схема концентрационного ГЭ:



Если $\text{C}_1(\text{Me}^{Z+}) < \text{C}_2(\text{Me}^{Z+})$, то, согласно уравнению Нернста, $\varphi_1 < \varphi_2$ и электрод 1 будет анодом, а электрод 2 – катодом. Электродные процессы:



$$E_{\text{Г.Э.}} = \varphi_{\text{р}}(\text{Me}) = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}} = (0,059/z) \cdot \lg [\text{C}_{\text{к}}(\text{Me}^{Z+}) / \text{C}_{\text{а}}(\text{Me}^{Z+})].$$

Концентрационный ГЭ работает до тех пор, пока концентрации металлов у катода и анода не сравняются.

ЭЛЕКТРОЛИЗ

Электролиз – это совокупность процессов, проходящих на электродах при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита.

Электролиты – проводники второго рода.

При электролизе *катод* служит восстановителем (отдает электроны катионам), а анод – *окислителем* (принимает электроны от анионов).

Сущность электролиза состоит в осуществлении за счет электрической энергии химических реакций – восстановления на катоде (К) и окисления на аноде (А). Эти процессы называются процессами (реакциями) *электро-восстановления и электроокисления*. Восстановительное и окислительное действие электрического тока во много раз сильнее действия химических окислителей и восстановителей.

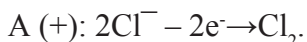
Различают электролиз расплавов и растворов электролитов.

Электролиз расплавов солей:

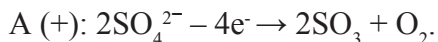
1. Все катионы металлов восстанавливаются на катоде:



2. Анионы бескислородных кислот окисляются на аноде:



3. Анионы кислородсодержащих кислот образуют соответствующий кислотный оксид и кислород:



Электролиз водных растворов электролитов. На ход процесса электролиза и характер конечных продуктов большое влияние оказывают

- природа растворителя,
- материал электродов,
- плотность тока на них и другие факторы.

В водных растворах электролитов, кроме гидратированных катионов и анионов, присутствуют молекулы воды, которые также могут подвергаться электрохимическому окислению и восстановлению.

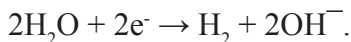
Какие именно электрохимические процессы будут протекать на электродах при электролизе, зависит от значения электродных потенциалов соответствующих электрохимических систем.

Катодные процессы. При прочих равных условиях ионы металлов восстанавливаются на катоде тем легче, чем менее активен металл, чем дальше вправо он расположен в ряду напряжений.

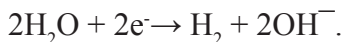
1. Катионы металлов, имеющие электродный потенциал более высокий, чем у ионов водорода H^+ (в ряду напряжений эти металлы стоят после H_2), при электролизе практически полностью восстанавливаются на катоде:



2. Катионы металлов, имеющие низкую величину электродного потенциала (от начала ряда напряжения по алюминий включительно), не восстанавливаются на катоде и остаются в растворе, на катоде идет процесс электрохимического восстановления водорода из молекул воды:



3. Катионы металлов, имеющие электродный потенциал ниже, чем у ионов водорода (H^+), но выше, чем у ионов алюминия (Al^{3+}), т.е. стоящих между $Zn^{2+} \rightarrow Me^{n+} \leftarrow H_2$, при электролизе восстанавливаются на катоде одновременно с водородом.



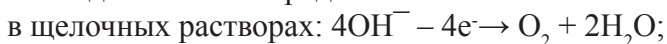
Таким образом, характер катодного процесса при электролизе водных растворов электролитов определяется, пре-

жде всего, положением соответствующего металла в ряду напряжения.

Анодные процессы. При электролизе веществ используются инертные, не изменяющиеся в процессе электролиза аноды (графитовые, платиновые) и растворимые аноды, окисляющиеся в процессе электролиза легче, чем анионы (из цинка, никеля, серебра, меди и других металлов).

1. Анионы бескислородных кислот (S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^-) при их достаточной концентрации легко окисляются до соответствующих простых веществ.

2. При электролизе водных растворов щелочей, кислородсодержащих кислот и их солей, а также плавиковой кислоты и фторидов происходит электрохимическое окисление воды с выделением кислорода:



КОРРОЗИЯ И ЗАЩИТА МЕТАЛЛОВ

Электрохимическая коррозия – самопроизвольный процесс разрушения металлов и сплавов в среде электролита, обусловленный возникновением внутри системы электрического тока.

Причинами электрохимической коррозии являются: энергетическая неоднородность металлов и наличие на их поверхности катодных и анодных участков, т.е. образование коррозионных микрогальванических элементов. При этом, как и в ГЭ, $\varphi_k > \varphi_a$.

Условием протекания электрохимической коррозии является наличие двух сопряженных процессов:

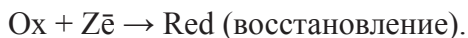
1. Анодного – переход металла с анодных участков поверхности в раствор в виде ионов:



Эквивалентное количество электронов остается в металле и переходит к катодным участкам поверхности; потенциал анодного процесса определяется стандартным электродным потенциалом корродирующего металла:

$$\varphi_A = \varphi^\circ(\text{Me}).$$

2. Катодного – связывание электронов, образующихся в анодном процессе, каким-либо веществом – окислителем (Ох), находящимся в среде электролитов:



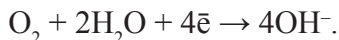
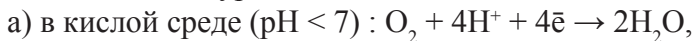
Процесс связывания электронов называется деполяризацией, а вещества-окислители – деполяризаторами. Деполяризация протекает на катодных участках поверхности. Потенциал катодного процесса определяется потенциалом окислителя (деполяризатора):

$$\varphi_K = \varphi(\text{Ox}).$$

Механизм коррозии

В воде и растворах, соприкасающихся с воздухом, основными деполяризаторами являются O_2 , ионы H^+ и вода. Деполяризатор определяет вид коррозии и катодного процесса. Различают следующие виды коррозии:

1. *Коррозия с кислородной деполяризацией* – это коррозия с участием кислорода. Катодный процесс в зависимости от pH описывается уравнениями:



Потенциал катодного процесса определяется потенциалом кислородного электрода: $\varphi_K = \varphi(\text{O}_2)$.

Схема коррозионного ГЭ:

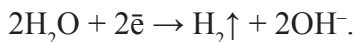


2. Коррозия с водородной деполяризацией сопровождается выделением водорода на катодных участках.

Катодный процесс описывается уравнениями:

а) в кислой среде ($\text{pH} < 7$) : $2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\uparrow$;

б) в щелочной и нейтральной средах ($\text{pH} \geq 7$):



Потенциал катодного процесса определяется потенциалом водородного электрода: $\varphi_{\text{к}} = \varphi(\text{H}_2)$.

Схема коррозионного ГЭ:



Электрохимическая коррозия возможна при условии, что электроны с анодных участков постоянно перетекают на катодные, а затем удаляются с них окислителем. Следовательно, термодинамическое условие протекания коррозии $\varphi_{\text{А}} < \varphi_{\text{К}}$ или $\varphi(\text{Me}) < \varphi(\text{Ox})$.

В присутствии кислорода возможны следующие виды коррозии:

1. Если $\varphi^\circ(\text{Me}) > \varphi(\text{O}_2)$ – коррозия металла невозможна.

2. Если $\varphi(\text{H}_2) < \varphi^\circ(\text{Me}) < \varphi^\circ(\text{O}_2)$ – возможна коррозия металла с кислородной деполяризацией.

3. Если $\varphi^\circ(\text{Me}) < \varphi(\text{H}_2)$ – возможна коррозия со смешанной кислородной и водородной деполяризацией, которая описывается вышеприведенными уравнениями.

Если кислород в системе отсутствует и нет других окислителей, то возможна коррозия с водородной деполяризацией при условии $\varphi^\circ(\text{Me}) < \varphi(\text{H}_2)$.

Основные методы защиты металлов от коррозии

Полностью предотвратить процессы коррозии металлов невозможно, однако существует ряд способов их защиты. Одним из основных является нанесение защитных покрытий, которые делятся на неметаллические неорганические

(оксидные, фосфатные, хроматные), неметаллические органические (лакокрасочные и полимерные) и металлические. Неметаллические покрытия защищают металлы от коррозии, изолируя их от контакта с внешней средой. Металлические покрытия по характеру защитного действия делятся на анодные и катодные.

Анодным называется покрытие, стандартный потенциал которого меньше, чем у защищаемого металла. При нарушении слоя анодного покрытия возникают коррозионные гальванические элементы, в которых металл покрытия играет роль анода и разрушается, а на защищаемом металле – катоде – восстанавливается окислитель. Например, покрытие железа цинком (оцинкованное железо).

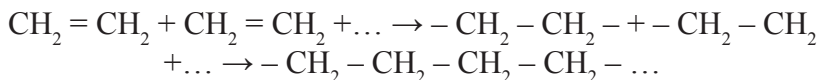
Катодным называется покрытие, стандартный потенциал которого больше, чем у защищаемого металла. При нарушении катодного покрытия образуется ГЭ, в котором металлическое покрытие будет катодом, а защищаемый металл – анодом. При разрушении слоя катодного покрытия разрушается изделие. Например, покрытие железа оловом (белая жечь).

Раздел 6. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

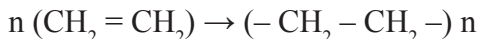
ПОЛИМЕРЫ

Полимеры получают реакциями полимеризации и поликонденсации.

Полимеризация – процесс последовательного соединения одинаковых молекул (мономеров) в более крупные. Например, из этилена образуется высокомолекулярное вещество – полиэтилен. Соединение молекул этилена происходит по месту разрыва двойной связи:



или сокращенно:



Продукт реакции полимеризации называется полимером, а исходное вещество, вступающее в реакцию полимеризации, называется мономером.

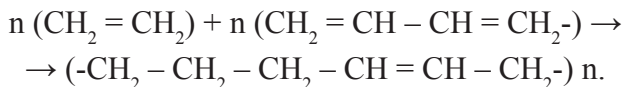
Полимер – вещество с очень большой молярной массой. Число, показывающее количество мономеров, образующих данную макромолекулу, называется степенью полимеризации. Полимеризация происходит без образования побочных продуктов. Полимеризация характерна для соединений с кратными (двойными, тройными) связями.

В реакции полимеризации могут участвовать различные мономеры. Такая полимеризация называется *сополимеризацией*.

Решение типовых задач

Пример 1. Составьте схему сополимеризации этилена и бутадиена.

Решение:

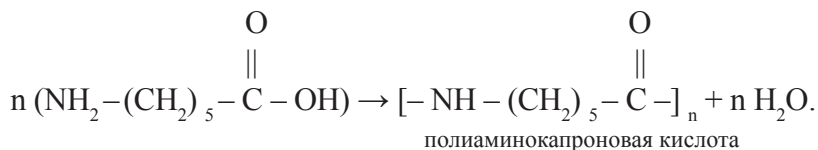


полиэтиленбутадиеновый каучук

Поликонденсация – процесс образования полимеров из низкомолекулярных соединений, содержащих две или несколько функциональных групп (спиртовой, альдегидной, кетонной, карбоксильной и др.), сопровождающийся выделением низкомолекулярных веществ, таких как вода, аммиак, галогеноводороды и др. Состав элементарного звена полимера отличается от состава исходного мономера.

Пример 2. Составьте схему поликонденсации аминокaproновой кислоты.

Решение:



КАЧЕСТВЕННЫЙ И КОЛИЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ

Качественный анализ – совокупность химических, физико-химических, физических методов, применяемых для обнаружения и идентификации элементов, ионов или соединений, входящих в анализируемое вещество или смесь веществ.

В зависимости от того, какое количество вещества используют при выполнении аналитических реакций, различают: макро-, полумикро-, микро- и ультрамикрометоды качественного анализа.

При макроанализе исследуют сравнительно большие количества вещества (0,5–1 г) или 20–50 мл растворов. Реакции проводят в обычных пробирках (емкостью 10–20 мл), химических стаканах.

При микроанализе обычно имеют дело с примерно в 100 раз меньшими количествами исследуемого вещества, т.е. с несколькими миллиграммами твердого вещества или с несколькими десятками долями миллилитра раствора. При этом пользуются высокочувствительными реакциями, позволяющими обнаружить присутствие отдельных составных частей даже при малом содержании их в исследуемом веществе.

Полумикроанализ занимает промежуточное положение между макро- и микроанализом. Количество исследуемого вещества составляет в этом методе приблизительно 50 мг твердого вещества или 1 мл раствора.

При ультрамикроманализе исследованию подвергают количества вещества меньше 1 мг.

В основе качественного анализа лежат аналитические реакции, с помощью которых обнаруживают составные части исследуемого объекта.

Аналитические реакции – это реакции, используемые для качественного и количественного анализа и сопровождающиеся аналитическим сигналом.

Аналитический сигнал – это внешний эффект, позволяющий судить об осуществлении химического процесса: выпадении или растворении осадка, изменении окраски раствора, выделении газа, тепла, *появлении запаха*, изменении электропроводности и т. д.

Происходящее химическое превращение называется аналитической реакцией, а вещество, его вызывающее, – реагентом.

Требования к аналитическим реакциям:

1. Реакция должна протекать быстро, практически мгновенно.
2. Реакция должна быть необратимой, т.е. протекать преимущественно в одном направлении.
3. Реакция должна быть по возможности специфической.
4. Реакция должна отличаться высокой чувствительностью.

Термины и понятия качественного анализа

1. *Аналитическая (качественная) реакция* – это реакция, которая сопровождается заметным внешним эффектом, позволяющим установить, что химический процесс происходит: с выделением или растворением осадка, изменением окраски анализируемого раствора, выделением газообразных веществ.

2. *Специфическая реакция* – это реакция, которая позволяет обнаружить ион в присутствии любых других ионов. Примером реакции с участием **специфического реагента** является выделение газообразного аммиака NH_3 при действии сильных оснований (KOH или NaOH) на вещество,

содержащее ион NH_4^+ . Ни один катион не помешает обнаружению иона NH_4^+ , потому что только он реагирует со щелочами с выделением NH_3 , который определяют по специфическому запаху:



Примером специфической реакции является также взаимодействие йода с крахмалом, при котором наблюдается фиолетовое окрашивание.

3. *Селективные (избирательные) реагенты* – реагенты, дающие сходный внешний эффект с несколькими ионами.

4. *Чувствительность реакции* – это свойство реакции обнаруживать минимальное количество вещества в минимальном объеме раствора. Количественно чувствительность реакций характеризуют двумя величинами: обнаруживаемым минимумом и минимальной концентрацией.

5. *Обнаруживаемый минимум* – наименьшая масса иона, которую удастся обнаружить данной реакцией, выражается в микрограммах ($1\text{мкг} = 10^{-6}\text{ г}$).

6. Минимальная концентрация показывает, при каком разбавлении раствора аналитическая реакция еще дает положительный результат.

7. *Групповой реактив* – реактив, действующий в одних и тех же условиях внешне одинаково на группу ионов и позволяющий выделить эту группу из сложной смеси.

8. *Мешающие ионы* – это ионы, присутствие которых в растворе не позволяет увидеть внешний эффект реакции от действия реактива на определенный ион.

9. *Удалить ион из раствора* – понизить концентрацию иона до минимального значения.

10. Проверить полноту осаждения после удаления иона из раствора – убедиться в отсутствии удаляемого иона путем повторного добавления реактива-осадителя.

Количественный анализ

Титриметрический (объемный) метод анализа

Задача объемного анализа – определение эквивалентной концентрации раствора одного вещества по известной эквивалентной концентрации раствора другого вещества, а также определение количественного содержания анализируемого вещества в растворе.

Объемный анализ основан на точном измерении объема раствора реактива, затраченного на реакцию с определяемым компонентом.

Титриметрическим анализом он называется потому, что в основе его проведения лежит титрование.

Титрование – это процесс постепенного приливания рабочего раствора – титранта – к раствору анализируемого вещества до достижения точки эквивалентности – конца реакции.

Титрант, титрованный раствор – это раствор с точно известной концентрацией.

Точка эквивалентности – момент окончания реакции, когда количество эквивалентов одного вещества становится равно количеству эквивалентов другого вещества:

$$n_{\text{экв 1}} = n_{\text{экв 2}}$$

При наступлении точки эквивалентности титрование прекращают, по объему титранта и его концентрации вычисляют концентрацию анализируемого вещества. Момент окончания титрования, т.е. точка эквивалентности, в разных методах объемного анализа устанавливается по-разному.

Условия для успешной реализации объемного анализа:

1. Растворенные вещества должны реагировать между собой с достаточно большой скоростью, и реакции должны быть необратимы (при реакциях, имеющих небольшую скорость, весьма трудно, а часто даже невозможно определить

конец титрования, вследствие чего раствор будет перетитрован).

2. Момент окончания реакции (точка эквивалентности) должен четко и хорошо определяться. В методе нейтрализации для фиксирования точки эквивалентности в раствор вводится индикатор.

3. Объем растворов реагирующих веществ должен быть измерен очень точно.

4. Концентрация одного из растворов должна быть известна (такой раствор называется рабочим раствором, или титрантом).

В основе всех количественных расчётов в титриметрических методах анализа лежит *закон эквивалентов*: вещества взаимодействуют между собой в количествах, пропорциональных их химическим эквивалентам (молярным массам их эквивалентов). Это означает: для того чтобы вещества реагировали между собой без остатка, их надо брать в эквивалентных количествах.

Суть закона эквивалентов: вещества реагируют между собой по числу эквивалентов 1 : 1

$$n_{\text{экв } 1} = n_{\text{экв } 2}$$

Закон эквивалентов для реагирующих растворов имеет вид:

$$C_{\text{экв } 1} \cdot V_1 = C_{\text{экв } 2} \cdot V_2,$$

где $C_{\text{экв } 1}$ и $C_{\text{экв } 2}$ – эквивалентная концентрация первого раствора, моль-экв /л;

V_1 и V_2 – объем первого раствора, л.

Таким образом, равенство $n_{\text{экв } 1} = n_{\text{экв } 2}$ называют точкой эквивалентности, или моментом окончания реакции. В точке эквивалентности число моль-экв анализируемого вещества равно числу моль-экв партнера по реакции.

Согласно ИЮПАК, *эквивалентом* называется реальная или условная частица, которая в кислотно-основной реак-

ции эквивалентна одному протону или в окислительно-восстановительной реакции – одному электрону.

Вычисления в объемном анализе

1. *Вычисления, связанные с приготовлением и разбавлением растворов.*

Существуют 5 способов выражения концентрации растворов: молярная (C_M), эквивалентная ($C_{\text{ЭКВ}}$), титр (Т), моляльная (C_m), процентная (С %), которые мы рассматривали ранее.

Так как в практике объемного анализа обычно используются эквивалентная концентрация и титр, то часто приходится проводить вычисления, связанные с переходом от одной концентрации к другой.

Пример 1. Вычислите молярную и эквивалентную концентрации 12%-го раствора серной кислоты плотностью 1,08 г/мл.

Решение:

а) по условию задачи имеем 12%-й раствор. Следовательно, 12 г H_2SO_4 содержится в 100 г раствора. Зная массу и плотность раствора, можно найти объем раствора по формуле

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{m}{\rho} = \frac{100}{1,08} = 92,59 \text{ мл};$$

б) далее составляем пропорцию:

12 г H_2SO_4 содержится в 92,59 мл раствора;

x г H_2SO_4 содержится в 1000 мл раствора;

$x = 12 \cdot 1000 : 92,59 = 129 \text{ г};$

в) зная, что в 1 л раствора содержится 129 г серной кислоты, легко можно определить молярную и эквивалентную концентрации:

$M(H_2SO_4) = 98 \text{ г/моль};$

$C_M = 129 : 98 = 1,3 \text{ моль/дм}^3;$

$M_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 : 2 = 49 \text{ г/моль-экв.};$

$C_{\text{экв}} = 129 : 49 = 2,6 \text{ моль/дм}^3.$

Пример 2. Сколько миллилитров 38,3%-го раствора соляной кислоты ($\rho = 1,19 \text{ г/мл}$) необходимо взять, чтобы приготовить 10 л 0,1 н раствора?

Решение:

а) сначала находим, сколько граммов HCl должен содержать приготовленный раствор.

Составим пропорцию:

0,1 моль-экв HCl содержится в 1 л раствора;

x моль-экв HCl содержится в 10 л раствора;

$x = 0,1 \cdot 10 : 1 = 1,3 \text{ моль-экв};$

$m_{\text{HCl}} = n_{\text{экв}} \cdot M_{\text{экв}} = 1 \cdot 36,5 \text{ г};$

$$M_{\text{экв}}(\text{HCl}) = \frac{M}{n\text{H}} = \frac{36,5}{1} = 36,5 \text{ г/моль-экв};$$

б) рассчитаем массу 38,3%-го раствора, содержащего 36,5 г HCl :

38,3 г HCl содержится в 100 г раствора,

36,5 г HCl содержится в y г раствора:

$y = 36,5 \cdot 100 : 38,3 = 92,2 \text{ г};$

в) зная массу 38,3%-го раствора и его плотность, найдем объем раствора по формуле

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{m}{\rho} = \frac{92,2}{1,19} = 77,5 \text{ мл.}$$

Следовательно, для приготовления 10 л 0,1 н раствора нужно взять 77,5 мл 38,3%-го раствора HCl , отмерив мерным цилиндром, и добавить воды до объема 10 л.

Пример 3. Сколько литров воды нужно добавить к 0,5 л 8,8 н раствора CuSO_4 , чтобы получить 0,2 н раствор?

Решение:

Задача решается по закону эквивалентов для реагирующих растворов:

$$C_{\text{экв}_1} \cdot V_1 = C_{\text{экв}_2} \cdot V_2;$$

$$V_2 = 0,5 \cdot 0,8 : 0,2 = 2 \text{ л};$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = V_2 - V_1 = 2 - 0,5 = 1,5 \text{ л}.$$

Пример 4. Найдите молярную концентрацию эквивалентов и титр 15%-го (по массе) раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,10 \text{ г/мл}$).

Решение:

Для расчета нормальности раствора найдем массу серной кислоты, содержащуюся в 1000 мл (т.е. в $1000 \cdot 1,1 = 1100 \text{ г}$) раствора:

$$y = 15 \cdot 1100 / 100 = 165 \text{ г}.$$

Молярная масса H_2SO_4 равна 98 г/моль. $Z = 2$ (т.к. 2H^+), следовательно, $M_{\text{экв}} = 98/2 = 49 \text{ г/моль}$.

$$\text{Тогда } C_{\text{экв}} = 165 / (49 \cdot 1) = 3,36 \text{ моль/л}.$$

$$T = m/V = 165/1000 = 0,165 \text{ г/мл}.$$

Ответ:

$$C_{\text{экв}} = 3,36 \text{ моль/л}, T = 0,165 \text{ г/мл}.$$

2. Расчеты, связанные с вычислением результатов титрования.

Пример 1. Сколько граммов карбоната натрия Na_2CO_3 было взято, если после растворения его в мерной колбе на 250 мл и доведения водой до метки взяли 25 мл пипеткой и на титрование этого количества раствора пошло 20,2 мл 0,101 н раствора соляной кислоты?

Решение:

По закону эквивалентов для реагирующих растворов находим эквивалентную концентрацию раствора карбоната натрия (объемы растворов необходимо перевести в литры):

$$C_{\text{экв}} \cdot V_1 = C_{\text{экв}} \cdot V_2;$$

$$C_{\text{экв}} (\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot 0,025 = 0,101 \cdot 0,0202;$$

$$C_{\text{экв}} (\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,0816 \text{ н}.$$

Зная эквивалентную концентрацию, можно рассчитать титр раствора по формуле

$$T = \frac{C_{\text{ЭКВ}} \cdot M_{\text{ЭКВ}}}{1000} = \frac{0,0816 \cdot 53}{1000} = 0,004325 \text{ г/мл.}$$

Массу карбоната натрия в 250 мл раствора можно найти из пропорции

0,004325 г Na_2CO_3 – в 1 мл раствора;

x г Na_2CO_3 – в 250 мл раствора.

$$x = 0,004325 \cdot 250 = 1,081 \text{ г.}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1,081 \text{ г.}$$

Пример 2. При титровании навески NaOH массой 0,1102 г (растворенной в произвольном количестве воды) израсходовано 24 мл раствора соляной кислоты. Рассчитайте $C_{\text{ЭКВ}}$ и титр HCl.

Решение:

Определим число моль-эквивалентов NaOH в навеске по формуле

$$n_{\text{ЭКВ}} = m/M_{\text{ЭКВ}} = 0,1102:40 = 0,002755 \text{ моль-ЭКВ,}$$

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль-ЭКВ.}$$

В точке эквивалентности (в момент окончания реакции)

$$n_{\text{ЭКВ} 1} = n_{\text{ЭКВ} 2}, \text{ т. е.}$$

$$0,002755 \text{ моль-ЭКВ (NaOH)} = 0,002755 \text{ моль-ЭКВ (HCl).}$$

Далее рассчитываем эквивалентную концентрацию и титр раствора соляной кислоты:

$$C_{\text{ЭКВ}} \cdot V = n_{\text{ЭКВ}};$$

$$C_{\text{ЭКВ}}(\text{HCl}) = \frac{n_{\text{ЭКВ}}(\text{HCl})}{V(\text{HCl})} = \frac{0,002755}{0,024} = 0,1148 \text{ моль-ЭКВ;}$$

$$T(\text{HCl}) = \frac{C_{\text{ЭКВ}} \cdot M_{\text{ЭКВ}}}{1000} = \frac{0,1148 \cdot 36,5}{1000} = 0,004133 \text{ г/мл.}$$

Пример 3. Сколько граммов гидроксида натрия было в растворе, если на нейтрализацию этого раствора израсходовано 10 мл соляной кислоты, эквивалентная концентрация которого 0,1024 н?

Решение:

Зная объем раствора соляной кислоты (10 мл = 0,01 л) и эквивалентную концентрацию этого раствора, рассчитываем, сколько моль-экв соляной кислоты вступило в реакцию:

$$n_{\text{экв}} = C_{\text{экв}} \cdot V;$$

$$n_{\text{экв}}(\text{HCl}) = 0,1024 \cdot 0,01 = 0,001024 \text{ моль-экв.}$$

В точке эквивалентности $n_{\text{экв } 1} = n_{\text{экв } 2}$
т. е. 0,001024 моль-экв (HCl) = 0,001024 моль-экв (NaOH).

Итак, в растворе было 0,001024 моль-экв NaOH. Чтобы определить массу NaOH в растворе, можно воспользоваться формулой $m = n_{\text{экв}} \cdot M_{\text{экв}}$:

$$m_{\text{NaOH}} = 0,001024 \cdot 40 = 0,04096 \text{ г};$$

$$M_{\text{экв}}(\text{NaOH}) = \frac{M}{n_{\text{ОН}}} = \frac{40}{1} = 40 \text{ г/моль-экв.}$$

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Раздел 1. ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ

Условие к задачам № 1–20:

А. Определите, к какому классу относятся соединения, назовите их. Укажите степени окисления.

1. BaO , H_2SO_4 , Na_2CO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$
2. CaO , NaOH , H_2S , CuSO_4
3. SiO_2 , HNO_3 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, Na_2SO_3
4. Cl_2O_7 , K_2CrO_4 , H_2SO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$
5. N_2O , HCl , NaH_2PO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$
6. SO_3 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NaOH , KCl
7. Al_2O_3 , $\text{Ni}(\text{OH})_2$, HCl , KHCO_3
8. ZnO , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, HNO_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$
9. B_2O_3 , HCl , CuOHCl , $\text{Ba}(\text{OH})_2$
10. H_2SO_4 , LiOH , CuS , SO_2
11. Na_2O , H_2SO_4 , MgCl_2 , KOH
12. P_2O_5 , HNO_2 , CaSO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$
13. Cl_2O_3 , H_3PO_4 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$
14. FeO , H_2SO_4 , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$
15. MnO_2 , H_3PO_4 , AgBr , $\text{Co}(\text{OH})_2$
16. Mn_2O_7 , HCl , NiSO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$
17. Fe_2O_3 , HF , BaSO_4 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$
18. P_2O_3 , HCl , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$
19. P_2O_5 , H_3PO_4 , NaJ , $\text{Ba}(\text{OH})_2$
20. CO_2 , HNO_2 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$

Б. Напишите эмпирические формулы соединений.

1. Нитрат лития, фосфат натрия, гидрокарбонат кальция.

2. Нитрат натрия, карбонат натрия, гидроксонитрат цинка.

3. Карбонат лития, сульфид кальция, дигидрофосфат калия.

4. Сульфат лития, хлорид натрия, гидроксосульфат меди (II).

5. Гидрокарбонат натрия, сульфат кальция, фосфат бария.

6. Хлорид бария (II), сульфит натрия, дигидроксонитрат хрома (III).

7. Силикат натрия, карбонат кальция, гидросульфид бария.

8. Гидросульфид натрия, нитрат магния, сульфат натрия.

9. Хромат калия, гидросульфит магния, хлорид алюминия.

10. Фторид бериллия, сульфат хрома, дигидроксосульфат алюминия.

11. Дихромат натрия, фосфат магния, гидроксосульфат цинка.

12. Нитрат алюминия, сульфат кобальта (II), гидроксохлорид хрома (III).

13. Фосфат кальция, нитрат серебра (I), гидросульфит магния.

14. Хлорид калия, нитрат кобальта (II), дигидрофосфат кальция.

15. Дигидроксосульфат железа (III), карбонат кадмия, хлорид бария.

16. Хромат серебра (I), гидросульфат олова (II), нитрит кальция.

17. Йодид серебра (I), сульфат бария, гидроксокарбонат меди (II).

18. Сульфат свинца (II), дигидрофосфат калия, сульфид алюминия.

19. Нитрат ртути (II), сульфат висмута (III), гидросульфид бария.

20. Дигидроксонитрат алюминия, бромид калия, фосфат кальция.

В. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

1. $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3$
2. $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$
3. $\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
4. $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$
5. $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$
6. $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
7. $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
8. $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
9. $\text{Mg} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgO}$
10. $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
11. $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
12. $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO}$
13. $\text{K} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3$
14. $\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$
15. $\text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO}$
16. $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$
17. $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$
18. $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
19. $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{FeCl}_3$
20. $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$

Г. Вычислите относительную молекулярную массу газа, заданный объём которого (V , дм^3) при нормальных условиях имеет соответствующую массу (m , г). Определите число молекул в данном объеме газа. Какова масса одной молекулы в граммах?

№ п/п	V , дм^3	m , г	№ п/п	V , дм^3	m , г
1	1,0	1,96	11	1,0	2,86
2	2,0	7,14	12	7,3	11,08
3	5,6	4,25	13	4,8	9,43
4	3,2	4,00	14	4,6	16,43
5	1,3	1,86	15	3,3	9,43
6	1,5	2,01	16	1,0	1,16
7	1,0	0,09	17	2,4	3,00
8	3,2	4,57	18	7,0	0,63
9	6,0	7,50	19	3,0	9,51
10	1,0	1,25	20	1,3	0,99

Условие к задачам № 21–40

Определите факторы эквивалентности и рассчитайте молярные массы эквивалентов подчеркнутых веществ в реакциях, протекающих по уравнениям а и б.

№ п/п	Уравнения реакций
21	а) $2\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ б) $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ в) $\underline{\text{S}} + 2\text{F}_2 = \text{SF}_4$
22	а) $\underline{\text{Al}}(\text{OH})_3 + 2\text{HCl} = \text{AlOHCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{\text{Al}}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ в) $2\underline{\text{Ba}} + \text{O}_2 = 2\text{BaO}$

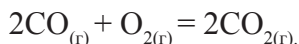
23	a) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ б) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ B) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$
24	a) $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} = \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$ б) $\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ B) $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
25	a) $\text{Sn(OH)}_2 + \text{HNO}_3 = \text{SnOHNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ б) $\text{Sn(OH)}_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Sn(NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ B) $2\text{C} + \text{O}_2 = 2\text{CO}$
26	a) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{HCl} = \text{CaOHCl} + \text{H}_2\text{O}$ б) $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ B) $\text{Sn} + \text{Cl}_2 = \text{SnCl}_2$
27	a) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Ca(OH)}_2 = (\text{CaOH})_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ б) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ B) $\text{S} + 3\text{F}_2 = \text{SF}_6$
28	a) $\text{Ba(OH)}_2 + \text{HCl} = \text{BaOHCl} + \text{H}_2\text{O}$ б) $\text{Ba(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ B) $\text{S} + \text{H}_2 = \text{H}_2\text{S}$
29	a) $\text{Al(OH)}_3 + 2\text{HCl} = \text{AlOHCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ б) $\text{Al(OH)}_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ B) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$
30	a) $\text{Fe(OH)}_3 + 2\text{HCl} = \text{FeOHCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ б) $\text{Fe(OH)}_3 + 3\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ B) $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$
31	a) $\text{Sn(OH)}_2 + \text{HCl} = \text{SnOHCl} + \text{H}_2\text{O}$ б) $\text{Sn(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{SnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ B) $4\text{B} + 3\text{O}_2 = 2\text{B}_2\text{O}_3$
32	a) $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ca(HSO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ б) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ B) $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$

33	a) $\underline{\text{H}_3\text{PO}_4} + 3\text{Fe}(\text{OH})_2 = (\text{FeOH})_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ б) $2\underline{\text{H}_3\text{PO}_4} + 3\text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ B) $\underline{\text{C}} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$
34	a) $\text{NaOH} + \underline{\text{H}_2\text{SO}_4} = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ б) $2\text{NaOH} + \underline{\text{H}_2\text{SO}_4} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ B) $\underline{\text{Cu}} + \text{Cl}_2 = \text{CuCl}_2$
35	a) $\underline{\text{Cr}(\text{OH})_3} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CrOH}\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ б) $2\underline{\text{Cr}(\text{OH})_3} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$ B) $\underline{\text{Sn}} + 2\text{HCl} = \text{SnCl}_2 + \text{H}_2$
36	a) $\underline{\text{H}_2\text{CrO}_4} + \text{KOH} = \text{KHCrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{\text{H}_2\text{CrO}_4} + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ B) $2\underline{\text{B}} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{BCl}_3$
37	a) $\underline{\text{Ba}(\text{OH})_2} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{BaHPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ б) $3\underline{\text{Ba}(\text{OH})_2} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ B) $2\underline{\text{P}} + 5\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_5$
38	a) $\underline{\text{Cu}(\text{OH})_2} + \text{HNO}_3 = \text{CuOHNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{\text{Cu}(\text{OH})_2} + 2\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ B) $\underline{\text{Si}} + 2\text{F}_2 = \text{SiF}_4$
39	a) $\underline{\text{H}_2\text{S}} + \text{NaOH} = \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{\text{H}_2\text{S}} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ B) $\underline{\text{Ba}} + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2$
40	a) $\underline{\text{Sr}(\text{OH})_2} + \text{HCl} = \text{SrOHCl} + \text{H}_2\text{O}$ б) $\underline{\text{Sr}(\text{OH})_2} + 2\text{HCl} = \text{SrCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ B) $\underline{\text{S}} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$

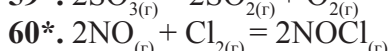
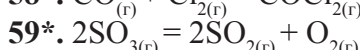
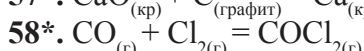
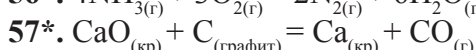
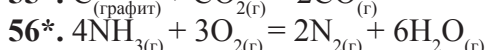
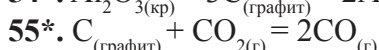
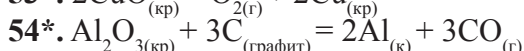
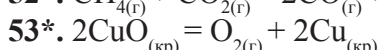
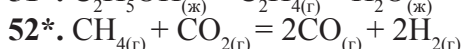
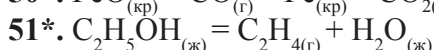
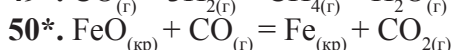
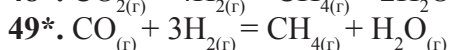
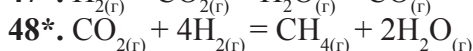
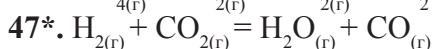
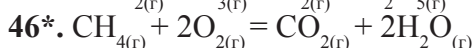
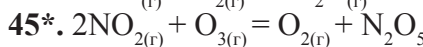
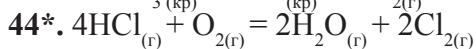
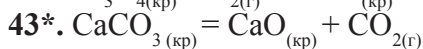
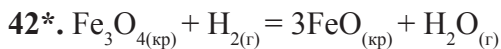
Раздел 2. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРЕВРАЩЕНИЙ

При решении задач следует использовать справочные значения термодинамических свойств веществ (см. прил. 3).

41. Исходя из стандартных энтальпий образования ($\Delta H^0_{f,298}$) и абсолютных стандартных энтропий (S^0_{298}) соответствующих веществ вычислите изменение энергии Гиббса реакции

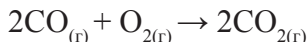


и определите направление процесса при стандартных условиях.

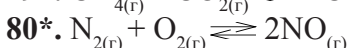
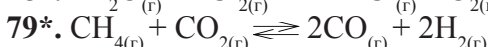
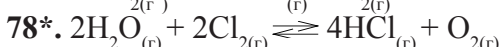
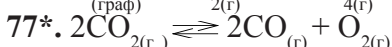
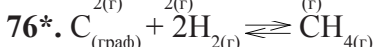
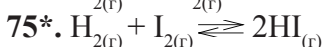
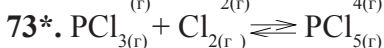
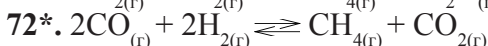
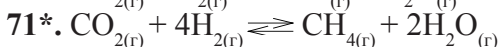
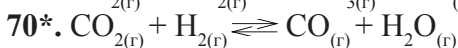
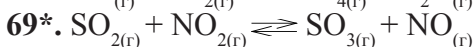
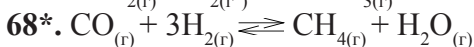
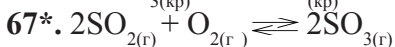
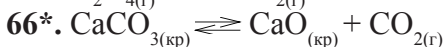
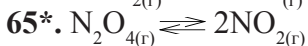
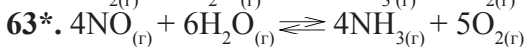
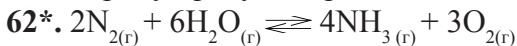


* См. условие задачи № 41.

61. Напишите выражение константы равновесия для системы



В соответствии с принципом Ле Шателье, определите, как необходимо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрации исходных веществ, чтобы сместить равновесие в сторону продуктов реакции.

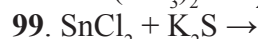
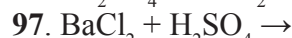
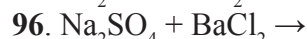
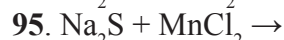
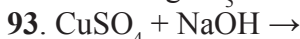
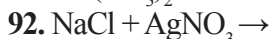
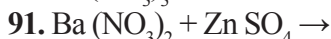
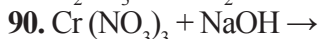
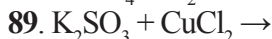
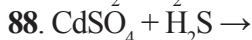
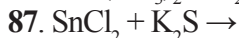
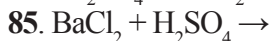
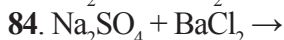
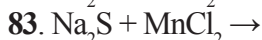
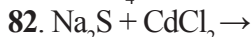
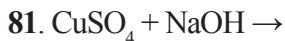


** См. условие задачи № 61.*

Раздел 3. РАСТВОРЫ. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

Условие к задачам № 81–100

А. Напишите строение мицеллы золя, образованного в результате взаимодействия указанных веществ (избытка одного, затем другого вещества). Назовите составляющие компоненты мицеллы, а также условия устойчивости и разрушения полученного золя. Укажите, к какому электроду будут перемещаться гранулы этого золя в электрическом поле.



Б. Рассчитайте молярную концентрацию, моляльность, молярную долю вещества (X) в водном растворе с массовой долей растворенного вещества ω (X) и плотностью раствора ρ .

№ п/п	Вещество (X)	ω (X),%	ρ , г/см ³
81	Ацетат натрия	10	1,049
82	Хлорид бария	8	1,072
83	Сульфат кадмия	4	1,038
84	Нитрат серебра (I)	20	1,194
85	Хлорид кальция	35	1,337
86	Хлорид аммония	20	1,057
87	Гидроксид аммония	18	0,929
88	Сульфат цинка	8	1,084
89	Хлорид алюминия	4	1,034
90	Карбонат калия	10	1,090
91	Гидроксид натрия	16	1,175
92	Сульфат меди (II)	18	1,206
93	Азотная кислота	4	1,010
94	Карбонат калия	18	1,169
95	Сульфат железа (II)	12	1,122
96	Нитрат натрия	14	1,097
97	Гидроксид калия	6	1,053
98	Нитрат аммония	28	1,119
99	Хлорид натрия	26	1,197
100	Нитрат натрия	8	1,053

Условие к задачам № 101–120

К водному раствору вещества X объемом V с массовой долей растворенного вещества ω (X) (плотность раствора ρ) прибавили воду объемом V (H_2O). Определите массовую долю и моляльность вещества X в этом растворе. Определите pH данного раствора.

№ п/п	Вещество X	V, см ³	ω (X), %	ρ , г/см ³	V (H_2O), см ³
101	Азотная кислота	100	40	1,247	300
102	Серная кислота	150	30	1,218	250
103	Гидроксид калия	50	35	1,341	300
104	Гидроксид натрия	200	26	1,285	100
105	Азотная кислота	150	35	1,214	200
106	Серная кислота	100	20	1,139	200
107	Гидроксид калия	100	40	1,396	250
108	Гидроксид натрия	150	30	1,318	250
109	Азотная кислота	200	30	1,180	150
110	Серная кислота	200	28	1,202	150
111	Гидроксид калия	150	26	1,246	200
112	Гидроксид натрия	200	20	1,219	150
113	Азотная кислота	50	26	1,154	200
114	Серная кислота	100	35	1,260	250
115	Гидроксид калия	200	20	1,186	100
116	Гидроксид натрия	50	40	1,430	150
117	Азотная кислота	100	20	1,115	200
118	Серная кислота	50	40	1,303	200
119	Гидроксид калия	150	30	1,288	300
120	Гидроксид натрия	200	35	1,320	150

Условие к задачам № 121–140

Напишите уравнения реакции (в молекулярной и ионно-молекулярной формах), протекающей в водном растворе между:

121. Гидроксидом калия и серной кислотой.
122. Нитратом серебра (I) и йодидом калия.
123. Гидроксидом калия и сульфатом меди (II).
124. Хлоридом бария и серной кислотой.
125. Сульфитом натрия и хлороводородной кислотой.
126. Нитратом кальция и карбонатом кальция.
127. Карбонатом натрия и хлороводородной кислотой.
128. Сульфатом калия и нитратом серебра (I).
129. Хлоридом хрома (III) и гидроксидом натрия.
130. Гидроксидом натрия и серной кислотой.
131. Нитратом свинца (II) и хлоридом натрия.
132. Хлоридом аммония и гидроксидом калия.
133. Сульфитом калия и серной кислотой.
134. Бромидом калия и нитратом серебра (I).
135. Гидроксидом калия и хлороводородной кислотой.
136. Сульфидом натрия и хлороводородной кислотой.
137. Ортофосфатом калия и нитратом кальция.
138. Нитратом свинца (II) и серной кислотой.
139. Гидроксидом калия и нитратом алюминия.
140. Хлоридом цинка и нитратом свинца (II).

Условие к задачам № 141–160

А. Укажите, какие соли подвергаются гидролизу. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза, определив pH среды растворов ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} = 7$).

141.	NaCN	CuCl ₂	KNO ₃	NH ₄ F
142.	NaNO ₂	KNO ₃	(NH ₄) ₂ S	Al(NO ₃) ₃
143.	KClO	Zn(NO ₃) ₂	Al ₂ S ₃	CrCl ₃
144.	ZnSO ₄	Na ₂ CO ₃	KCl	CH ₃ COONH ₄
145.	CuCl ₂	NaHCO ₃	NH ₄ Cl	K ₂ SO ₄
146.	Na ₂ SO ₄	CuSO ₄	Na ₂ S	Fe ₂ (CO ₃) ₃
147.	NaF	Cr ₂ (SO ₄) ₃	Al ₂ (CO ₃) ₃	KNO ₃
148.	Be(NO ₃) ₂	K ₂ S	Cr ₂ S ₃	LiCl
149.	LiNO ₃	Cu(NO ₃) ₂	Na ₃ PO ₄	CH ₃ COONH ₄
150.	NaF	Fe ₂ (SO ₄) ₃	Na ₂ SO ₄	Fe(NO ₃) ₃
151.	Na ₃ PO ₄	LiCl	Cu(NO ₂) ₂	Cu(NO ₃) ₂
152.	KClO	KBr	Na ₂ Te	Al ₂ (SO ₄) ₃
153.	Al(NO ₃) ₃	Na ₂ SO ₃	KNO ₃	Fe(NO ₃) ₃
154.	KNO ₂	CuSO ₄	Na ₂ SO ₄	NaHS
155.	NaClO	NH ₄ Cl	Be(NO ₂) ₂	LiNO ₃
156.	NaF	Cr ₂ (SO ₄) ₃	LiCl	Cr(NO ₂) ₃
157.	Al ₂ (SO ₄) ₃	Ba(NO ₂) ₂	NH ₄ F	Na ₂ SeO ₄
158.	Na ₂ Te	Cu(NO ₃) ₂	K ₂ SO ₄	Cr(NO ₂) ₃
159.	NH ₄ NO ₃	NaClO	BeCl ₂	NaCl
160.	KNO ₃	FeCl ₃	Na ₃ PO ₄	Cr(NO ₂) ₃

Б. Объясните, почему при сливании водных растворов нитрата алюминия и карбоната натрия в осадок выпадает гидроксид алюминия. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения протекающей реакции.

Раздел 4. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

161. Укажите состав ядер атомов изотопов ^{32}S ; ^{52}Cr ; ^{80}Br .

162. Сколько протонов и нейтронов содержат ядра атомов изотопов ^{55}Co и ^{40}K ? Напишите электронные формулы этих элементов.

163. Ядро некоторого элемента содержит 16 нейтронов, а электронная оболочка – 15 электронов. Назовите элемент и напишите его электронную формулу.

164. Массовое число атома элемента равно 181, в электронной оболочке атома 73 электрона. Укажите число протонов и нейтронов в ядре атома и название элемента. Напишите его электронную формулу.

165. Составьте электронные и электронно-графические формулы атомов фтора и хлора в основном и возбуждённом состояниях. Почему хлор имеет 1, 3, 5, 7-валентные состояния, а для фтора это невозможно?

166. Дайте характеристику каждого из четырёх квантовых чисел, которые определяют состояние электронов в атоме. Укажите их значения для валентных электронов кальция.

167. Определите возможные значения орбитального квантового числа при $n = 4$. Сколько электронов может содержаться на четвёртом энергетическом уровне?

168. На основании учения о строении атома объясните, почему энергетический s -подуровень атома включает одну орбиталь, p -подуровень – три, d -подуровень – пять и f -подуровень – семь электронных орбиталей? Укажите максимальное число электронов на этих подуровнях.

169. Комбинация каких электронных орбиталей и в каком количестве возможна, если значение главного квантового числа равно 2? Укажите максимально возможное число электронов на втором энергетическом уровне.

170. С помощью квантовых чисел рассчитайте число подуровней на первых четырёх энергетических уровнях.

171. Составьте электронные формулы атомов элементов с зарядом ядер 35 и 42, укажите их валентные электроны.

172. Составьте электронные и электронно-графические формулы атомов кремния и железа. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

173. Определите и объясните последовательность заполнения подуровней $6p$, $4f$, $5d$, $6s$ в многоэлектронном атоме.

174. На основании правил В.М. Клечковского определите, какой подуровень заполняется в атомах после заполнения $5p$ - и $5d$ - подуровней. Ответ мотивируйте.

175. Какое максимальное число электронов может находиться в энергетических состояниях $2s$, $3p$, $4d$ и $5f$. Почему?

176. Составьте электронные и электронно-графические формулы атомов углерода и хлора в основном и возбуждённом состояниях.

177. Напишите электронно-графические формулы атома фосфора в основном и возбуждённом состояниях.

178. Определите последовательность заполнения электронами энергетических подуровней, для которых сумма $n + l = 5$.

179. Покажите на примере атома азота как при заполнении электронных орбиталей действуют принцип Паули и правило Хунда.

180. Чему равна ёмкость: а) энергетических уровней, для которых $n = 1, 2, 3, 4$ и 5 ; б) подуровней, для которых $ml = 5$ и 7 ?

Условие к задачам № 181–200

Приведите современную формулировку периодического закона. Составьте электронные формулы представленных элементов. Расположите их в порядке возрастания: 1) эффективного радиуса; 2) электроотрицательности; 3) сродства к электрону. Составьте формулы оксидов и гидроксидов,

отвечающих их высшей степени окисления, и расположите в порядке убывания основности. Для подчеркнутого элемента приведите электронно-графическое изображение валентного уровня в основном и возбужденном состояниях.

181. Хлор, бром, йод.
182. Азот, фосфор, мышьяк.
183. Кислород, селен, сера.
184. Углерод, германий, кремний.
185. Олово, кремний, германий.
186. Селен, теллур, сера.
187. Астат, йод, бром.
188. Свинец, углерод, олово.
189. Сера, кислород, теллур.
190. Бром, хлор, фтор.
191. Хлор, бром, йод.
192. Азот, фосфор, мышьяк.
193. Кислород, селен, сера.
194. Углерод, германий, кремний.
195. Олово, кремний, германий.
196. Селен, теллур, сера.
197. Астат, йод, бром.
198. Свинец, углерод, олово.
199. Сера, кислород, теллур.
200. Бром, хлор, фтор.

Раздел 5. ЭЛЕКТРОХИМИЯ

Условие к задачам № 201–220

Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, протекающих по схемам. Укажите окислитель и восстановитель.

№ п/п	Реакция
201	$\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{KCl}$
202	$\text{Cu} + \text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
203	$\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
204	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
205	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HI} = \text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
206	$\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
207	$\text{Ag} + \text{HNO}_3 = \text{AgNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
208	$\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$
209	$\text{P} + \text{HNO}_3 = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
210	$\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
211	$\text{FeCl}_3 + \text{KI} = \text{FeCl}_2 + \text{KCl} + \text{I}_2$
212	$\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH}$
213	$\text{Zn} + \text{AgCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ag} + \text{ZnSO}_4 + \text{HCl}$
214	$\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
215	$\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
216	$\text{HBr} + \text{CrO}_3 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
217	$\text{KI} + \text{FeCl}_3 = \text{I}_2 + \text{FeCl}_2 + \text{KCl}$
218	$\text{Br}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{HBr}$
219	$\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 = \text{KMnO}_4 + \text{KCl}$
220	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$

Условие к задачам № 221–240

А. Используя значения стандартных электродных потенциалов, определите возможность протекания реакции между металлом и водным раствором электролита. Закончите уравнения возможных реакций и расставьте коэффициенты в них с помощью метода электронных уравнений.

- 221. $\text{Fe} + \text{HCl}$ (разб.); $\text{Au} + \text{AgNO}_3$
- 222. $\text{Ag} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Be} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.)
- 223. $\text{Cu} + \text{HCl}$ (разб.); $\text{Mn} + \text{FeSO}_4$
- 224. $\text{Zn} + \text{MgSO}_4$; $\text{Fe} + \text{HNO}_3$ (разб.)
- 225. $\text{Mg} + \text{NiCl}_2$; $\text{Bi} + \text{HCl}$ (конц.)
- 226. $\text{Ni} + \text{NaCl}$; $\text{Co} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.)
- 227. $\text{Pb} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.)
- 228. $\text{Mg} + \text{CuSO}_4$; $\text{Hg} + \text{HCl}$ (конц.)
- 229. $\text{Cu} + \text{AgNO}_3$; $\text{Ni} + \text{HCl}$ (разб.)
- 230. $\text{Zn} + \text{FeSO}_4$; $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.)
- 231. $\text{Ag} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Cu} + \text{HNO}_3$ (разб.)
- 232. $\text{Ni} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.); $\text{Bi} + \text{FeCl}_3$
- 233. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.); $\text{Zn} + \text{NiSO}_4$
- 234. $\text{Al} + \text{MgCl}_2$; $\text{Mg} + \text{HCl}$ (конц.)
- 235. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.); $\text{Sn} + \text{CoCl}_2$
- 236. $\text{Zn} + \text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$; $\text{Sn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.)
- 237. $\text{Fe} + \text{ZnCl}_2$; $\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.)
- 238. $\text{Zn} + \text{CuSO}_4$; $\text{Ag} + \text{HCl}$ (разб.)
- 239. $\text{Pt} + \text{HCl}$ (разб.); $\text{Cd} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- 240. $\text{Cr} + \text{AgNO}_3$; $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.)

Б. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых указанный металл является катодом, а в другом – анодом. Укажите для каждого элемента электродные процессы и рассчитайте ЭДС в стандартных условиях.

- | | |
|-------------|---------------|
| 221. Цинк | 231. Палладий |
| 222. Никель | 232. Магний |

223. Медь	233. Висмут
224. Железо	234. Бериллий
225. Олово	235. Титан
226. Свинец	236. Молибден
227. Кобальт	237. Технеций
228. Алюминий	238. Галлий
229. Серебро	239. Ванадий
230. Скандий	240. Таллий

Условие к задачам № 241–260

Напишите уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе указанных растворов на графитовых электродах.

Вычислите массу веществ, выделившихся на электродах при пропускании тока силой 2 А через раствор вещества X в течение 1 часа. Если в результате электролиза на электродах выделяются газы, то вычислите объем газа при н. у.

№ п/п	Вещество (X)	№ п/п	Вещество (X)
241	Йодид натрия	251	Сульфат железа (III)
242	Хлорид золота (III)	252	Иодид кобальта (II)
243	Хлорид бария	253	Нитрат висмута (III)
244	Нитрат серебра (I)	254	Сульфат меди (II)
245	Бромид марганца (II)	255	Нитрат ртути (II)
246	Нитрат олова (II)	256	Бромид меди (II)
247	Ортофосфат натрия	257	Нитрат меди (II)
248	Нитрат свинца (II)	258	Перманганат калия
249	Сульфат хрома (III)	259	Нитрат кальция
250	Хлорид меди (II)	260	Бромид магния

Условие к задачам № 261–280

Рассмотрите электрохимическую коррозию при контакте приведенных металлов во влажном воздухе и в водных растворах кислот.

- | | |
|------------|------------|
| 261. Fe/Cu | 271. Cr/Sn |
| 262. Cu/Ag | 272. Ni/Cu |
| 263. Pb/Zn | 273. Co/Zn |
| 264. Cr/Cu | 274. Cd/Hg |
| 265. Fe/Mn | 275. Mg/Cr |
| 266. Fe/Zn | 276. Zn/Cu |
| 267. Mn/Pt | 277. Fe/Mo |
| 268. Fe/Cr | 278. Zn/Bi |
| 269. Be/Cu | 279. Cu/Pb |
| 270. Sn/Hg | 280. W/Fe |

Приведите не менее трех способов защиты от коррозии подчеркнутого металла в указанных условиях (1). Ответ обоснуйте.

Раздел 6. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

281. Составьте схему получения каучука из изопрена.

282. Назовите вещество, получающееся при полимеризации винилхлорида. Составьте схему полимеризации винилхлорида.

283. Составьте схему полимеризации: а) метилакрилата и б) метилметакрилата.

284. Что такое полимеризация, поликонденсация? Чем отличаются эти реакции друг от друга? Приведите примеры.

285. Какой полимер получается при полимеризации дивинила? Составьте схему полимеризации.

286. Составьте схему полимеризации пропилена.

287. Какое вещество можно получить при полимеризации стирола? Напишите схему реакции.

288. Составьте схему полимеризации винилхлорида.

289. Органическое стекло представляет собой полимер сложного эфира, получаемого из метилового спирта и метакриловой кислоты (простейшей непредельной одноосновной кислоты). Напишите уравнение реакции получения оргстекла.

290. Как изменяются свойства каучука при вулканизации? Приведите пример вулканизации дивинилстирольного каучука.

291. Капролактамы – продукт взаимодействия карбоксильной группы и аминогруппы внутри молекулы аминокaproновой кислоты. Напишите реакцию получения поликапролактама.

292. Составьте схему образования каучука из бутадиена и стирола. Как называется такая реакция?

293. Полимером какого непредельного углеводорода является натуральный каучук? Напишите структурную формулу этого углеводорода и его полимеризацию.

294. Составьте схему сополимеризации этилена и стирола.

295. Водный 40%-й раствор формальдегида (НСОН) носит название «формалин». При упаривании или длительном хранении происходит полимеризация формальдегида. Напишите схему процесса полимеризации.

296. Как называется процесс превращения каучука в резину? Чем по строению и свойствам отличаются каучук и резина? Приведите структурную формулу вулканизированного каучука.

297. Составьте схему получения полихлорвинила.

298. Составьте схему поликонденсации фенола C_6H_5OH и формальдегида НСОН.

299. Составьте схему полимеризации стирола $C_6H_5CHCH_2$.

300. Составьте схему полимеризации тетрафторэтилена.

Раздел 7. ХИМИЧЕСКАЯ ИДЕНТИФИКАЦИЯ

Условие к задачам № 301–320

Приведите возможные качественные реакции данных ионов металлов. Какие основные способы количественного определения возможны для данных ионов металлов?

301. Fe^{2+} , Cu^{2+}

302. Cu^{2+} , Ag^{+}

303. Pb^{2+} , Zn^{2+}

304. Cr^{2+} , Cu^{2+}

305. Fe^{3+} , Mn^{2+}

306. Fe^{2+} , Zn^{2+}

307. Mn^{2+} , Pt^{2+}

308. Fe^{2+} , Cr^{3+}

309. Be^{2+} , Cu^{+}

310. Sn^{2+} , Hg^{2+}

311. Cr^{2+} , Sn^{2+}

312. Ni^{2+} , Cu^{2+}

313. Co^{2+} , Zn^{2+}

314. Cd^{2+} , Hg^{2+}

315. Mg^{2+} , Cr^{2+}

316. Zn^{2+} , Cu^{2+}

317. Fe^{2+} , Mo^{2+}

318. Zn^{2+} , Bi^{2+}

319. Cu^{2+} , Pb^{2+}

320. Mg^{2+} , Fe^{3+}

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Варианты контрольной работы										
00	00	01	02	03	04	05	06	07	08	09
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50
	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70
	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90
	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110
	121	122	123	124	125	126	127	128	129	130
	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150
	161	162	163	164	165	166	167	168	169	170
	181	182	183	184	185	186	187	188	189	190
	201	202	203	204	205	206	207	208	209	210
	221	222	223	224	225	226	227	228	229	230
	241	242	243	244	245	246	247	248	249	250
	261	262	263	264	265	266	267	268	269	270
	281	282	283	284	285	286	287	288	289	290
	301	302	303	304	305	306	307	308	309	310
10	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19
	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40
	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60
	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80
	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100
	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120
	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140
	151	152	153	154	155	156	157	158	159	160
	171	172	173	174	175	176	177	178	179	180
	191	192	193	194	195	196	197	198	199	200
	211	212	213	214	215	216	217	218	219	220
	231	232	233	234	235	236	237	238	239	240
	251	252	253	254	255	256	257	258	259	260
	271	272	273	274	275	276	277	278	279	280
	291	292	293	294	295	296	297	298	299	300
	311	312	313	314	315	316	317	318	319	320

20	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50
	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70
	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90
	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120
	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140
	151	152	153	154	155	156	157	158	159	160
	161	162	163	164	165	166	167	168	169	170
	181	182	183	184	185	186	187	188	189	190
	201	202	203	204	205	206	207	208	209	210
	221	222	223	224	225	226	227	228	229	230
	241	242	243	244	245	246	247	248	249	250
	261	262	263	264	265	266	267	268	269	270
	291	292	293	294	295	296	297	298	299	300
	301	302	303	304	305	306	307	308	309	310
30	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39
	11	22	13	14	15	16	17	18	19	20
	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40
	51	52	53	54	55	56	57	58	59	48
	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90
	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100
	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120
	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140
	151	152	153	154	155	156	157	158	159	160
	171	172	173	174	175	176	177	178	179	167
	191	192	193	194	195	196	197	198	199	200
	211	212	213	214	215	216	217	218	219	220
	241	242	243	244	245	246	247	248	249	250
	251	252	253	254	255	256	257	258	259	260
	271	272	273	274	275	276	277	278	279	280
	291	292	293	294	295	296	297	298	299	300
	311	312	313	314	315	316	317	318	319	320
40	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50
	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70
	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90

	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120
	121	122	123	124	125	126	127	128	129	130
	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150
	162	163	164	165	166	167	168	169	170	160
	181	182	183	184	185	186	187	188	189	190
	201	202	203	204	205	206	207	208	209	210
	221	222	223	224	225	226	227	228	229	230
	241	242	243	244	245	246	247	248	249	250
	271	272	273	274	275	276	277	278	279	280
	281	282	283	284	285	286	287	288	289	290
	301	302	303	304	305	306	307	308	309	310
50	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40
	51	55	56	54	52	53	58	57	60	59
	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80
	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100
	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120
	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140
	160	151	152	153	154	155	156	157	158	159
	171	172	173	174	175	176	177	178	179	180
	191	192	193	194	195	196	197	198	199	200
	211	212	213	214	215	216	217	218	219	220
	230	231	232	233	234	235	236	237	238	239
	251	252	253	254	255	256	257	258	259	260
	271	272	273	274	275	276	277	278	279	280
	290	291	292	293	294	295	296	297	298	299
	310	313	312	320	310	315	316	319	318	317
60	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
	50	41	42	43	44	45	46	47	48	40
	63	62	61	65	64	69	68	67	65	71
	81	85	87	83	82	89	88	87	88	91
	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120
	123	121	121	125	124	127	126	129	128	130
	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150
	161	162	163	164	165	166	167	168	169	170
	181	182	183	184	185	186	187	188	189	190
	201	202	203	204	205	206	207	208	209	210

	223	221	222	225	224	227	226	229	228	232
	241	242	243	244	245	246	247	248	249	250
	261	262	263	264	265	266	267	268	269	270
	281	282	283	284	285	286	287	288	289	290
	311	301	313	303	315	305	317	307	319	309
70	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79
	9	10	11	18	17	15	20	7	2	3
	28	29	21	37	38	34	35	25	36	39
	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60
	61	77	78	64	75	63	67	78	80	79
	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100
	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120
	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140
	151	152	153	154	155	156	157	158	159	160
	171	172	173	174	175	176	177	178	179	180
	200	191	192	193	194	195	196	197	198	199
	220	211	212	213	214	215	216	217	218	219
	231	232	233	234	235	236	237	238	239	240
	251	252	253	254	255	256	257	258	259	260
	280	271	272	273	274	275	276	277	278	279
	291	292	293	294	295	296	297	298	299	300
	311	312	313	314	315	316	317	318	319	320
80	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89
	5	3	4	6	8	7	2	1	19	17
	30	21	22	23	24	25	26	27	28	29
	50	41	43	42	44	45	48	47	51	55
	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70
	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90
	117	101	102	103	104	105	106	107	108	109
	140	127	128	129	130	131	132	133	134	135
	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150
	161	162	163	164	165	166	167	168	169	170
	200	187	188	189	190	191	192	193	194	195
	201	202	203	204	205	206	207	208	209	210
	221	222	223	224	225	226	227	228	229	230
	241	242	243	244	245	246	247	248	249	250
	280	267	273	274	275	276	277	278	279	271
	281	282	283	284	285	286	287	288	289	290
	301	302	303	304	305	306	307	308	309	310

90	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99
	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37
	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56
	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72
	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97
	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112
	127	128	129	130	131	132	133	134	135	136
	143	144	145	146	147	148	149	150	151	152
	171	172	173	174	175	176	177	178	179	180
	191	192	193	194	195	196	197	198	199	200
	211	212	213	214	215	216	217	218	219	220
	231	232	233	234	235	236	237	238	239	240
	251	252	253	254	255	256	257	258	259	260
	271	272	273	274	275	276	277	278	279	280
	291	292	293	294	295	296	297	298	299	300

Приложение 2

Номенклатура кислот и средних солей

Название кислоты	Формула	Название соли	
		тривиальная номенклатура	международная номенклатура
Азотистая	HNO_2	Азотистокислые	Нитриты
Азотная	HNO_3	Азотнокислые	Нитраты
Борная (орто-)	H_3BO_3	Борнокислые	Бораты
Бромистоводородная	HBr	Бромистые	Бромиды
Двухромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двуххромовокислые	Дихроматы
Йодоводородная	HI	Йодистые	Йодиды
Кремневая	H_2SiO_3	Кремнекислые	Силикаты
Марганцовая	HMnO_4	Марганцовокислые	Перманганаты
Серная	H_2SO_4	Сернокислые	Сульфаты
Сернистая	H_2SO_3	Сернистокислые	Сульфиты
Сероводородная	H_2S	Сернистые	Сульфиды
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлористые	Хлориды
Угольная	H_2CO_3	Углекислые	Карбонаты
Уксусная	CH_3COOH	Уксуснокислые	Ацетаты
Фосфорная (орто-)	H_3PO_4	Фосфорнокислые (орто-)	Фосфаты (орто-)
Фосфорная (мета-)	HPO_3	Фосфорнокислые (мета-)	Фосфаты (мета-)
Фтороводородная (плавиковая)	HF	Фтористые	Фториды
Хлорноватистая	HClO	Хлорноватистокислые	Гипохлориты
Хлористая	HClO_2	Хлористокислые	Хлориты
Хлорноватая	HClO_3	Хлорноватокислые	Хлораты
Хлорная	HClO_4	Хлорнокислые	Перхлораты
Хромовая	H_2CrO_4	Хромовокислые	Хроматы
Цианистоводородная (синильная)	HCN	Цианистые	Цианиды
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Щавелевокислые	Оксалаты

Приложение 3

Термодинамические характеристики некоторых веществ (стандартные условия)

Вещество	ΔH^0 образования, кДж/моль	S^0 , Дж/К·моль
H ₂	0	130,52
O ₂	0	205,18
N ₂	0	191,50
C (графит)	0	5,21
H ₂ O (жидк.)	-285,00	70,08
H ₂ O (пар)	-241,82	188,78
CO ₂	-393,51	213,65
CO	-110,53	195,57
C ₂ H ₂	226,75	200,08
CH ₄	-74,85	186,19
CH ₃ COOH	-484,20	160,44
CH ₃ OH	-201,17	126,80
Al ₂ O ₃	-1676,80	50,92
CaO	-635,50	38,07
Ca(OH) ₂	-1368,36	83,39
Fe ₂ O ₃	-822,10	84,96
SO ₃	-396,10	256,65
NH ₃	-46,10	192,7
NO	90,25	210,66
NO ₂	33,18	239,95
Cl ₂	0	222,95
Br ₂	0	152,21
I ₂	0	116,15
C ₆ H ₁₂ O ₆	-2820,10	191,29

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. *Иванов В.Г.* Основы химии: учебник / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. – Москва: КУРС: НИЦ ИНФРА-М, 2014. – 560 с.
2. *Глинка И.Л.* Общая химия / И.Л. Глинка. – Москва: Юрайт, 2012. – 898 с.
3. *Иванов В.Г.* Неорганическая химия. Краткий курс / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. – Москва: КУРС: НИЦ ИНФРА-М, 2014. – 256 с.
4. *Елфимов В.И.* Основы общей химии: учебное пособие / В.И. Елфимов. – 2-е изд. – Москва: НИЦ ИНФРА-М, 2015. – 256 с.

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	3
Раздел 1. ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ	5
Предмет и задачи химии в изучении природы и развитии техники ..	5
Основные понятия и законы химии	6
Раздел 2. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРЕВРАЩЕНИЙ	35
Термодинамика химических процессов	35
Скорость реакции и методы ее регулирования химическое и фазовое равновесие	37
Раздел 3. РАСТВОРЫ. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ	45
Концентрация и свойства разбавленных растворов	45
Электролитическая диссоциация. Ионно-молекулярные уравне- ния. Гидролиз	50
Дисперсные системы	58
Раздел 4. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА	66
Строение атома	66
Периодический закон и Периодическая система Д. И. Менде- леева	71
Раздел 5. ЭЛЕКТРОХИМИЯ	79
Окислительно-восстановительные реакции	79
Химические источники тока	82
Электролиз	87
Коррозия и защита металлов	89
Раздел 6. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ	93
Полимеры	93
Раздел 7. ХИМИЧЕСКАЯ ИДЕНТИФИКАЦИЯ	95
Качественный и количественный анализ	95
КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ	105
ПРИЛОЖЕНИЯ	127
СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ	134

Полякова Наталья Павловна
Соловьева Юлия Викторовна
Коваль Юлия Ивановна
Дмитриенко Александра Константиновна

ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие
для студентов заочной формы обучения
инженерных направлений

Редактор *М. Г. Девищенко*
Копьютерная вёрстка *В. Н. Зенина*

Подписано в печать 23 декабря 2020 г. Формат $60 \times 84 \frac{1}{16}$.
Объем 6,5 уч.-изд. л., 83,5 усл. печ. л. Тираж 100 экз.
Изд. № 22. Заказ № 2346.

Отпечатано в Издательском центре НГАУ «Золотой колос»
630039, Новосибирск, ул. Добролюбова, 160, каб. 106.
Тел. (383) 267-09-10. E-mail: 2134539@mail.ru