

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Майкопский государственный технологический университет»

Х И М И Я
Руководство для самостоятельной
работы студентов

Часть I

Учебно-методическое пособие

Рекомендовано для студентов технических специальностей

Майкоп – 2023

УДК 54(07)

ББК 24.1

X 46

Авторы: канд. с.-х. наук, доцент **Стальная М.И.**,
канд. пед. наук, **Сичко Н.О.**

Химия: Руководство для самостоятельной работы студентов :
учеб.-метод. пособие (Часть I) / М.И. Стальная, Н.О. Сичко

Учебно-методическое пособие предназначено для студентов I курса. Оно включает краткий теоретический материал, необходимый для решения расчётных задач. Рассмотрены типовые вопросы для подготовки к практическим занятиям, лабораторному практикуму, контрольным работам и другим мероприятиям текущей и промежуточной аттестации. Пособие позволит каждому обучающемуся показать свои знания в решении расчётных задач различного уровня сложности.

1. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

В связи с введением в образовательный процесс нового Государственного образовательного стандарта все более актуальной становится задача организации самостоятельной работы студентов. Самостоятельная работа определяется как индивидуальная или коллективная учебная деятельность, осуществляемая без непосредственного руководства преподавателя, но по его заданиям и под его контролем. Самостоятельная работа студентов является одной из основных форм внеаудиторной работы при реализации учебных планов и программ. По дисциплине химии практикуется следующие виды и формы самостоятельной работы студентов:

- лабораторные и практические работы (по разделам дисциплины);
- индивидуальные задания (решение задач, подготовка сообщений, докладов, исследовательские работы и др.);
- подготовку к контрольным работам, зачётам и экзаменам;
- отработку изучаемого материала по печатным и электронным источникам, конспектам лекций;
- изучение лекционного материала по конспекту с использованием рекомендованной литературы;
- выполнение контрольных, самостоятельных работ;
- подготовка кратких сообщений, докладов, рефератов, исследовательских работ, самостоятельное составление задач по изучаемой теме (по указанию преподавателя);
- работа над выполнением наглядных пособий (схем, таблиц и др.);

Целью самостоятельной работы студентов является овладение фундаментальными знаниями, профессиональными умениями и навыками деятельности по профилю, опытом творческой, исследовательской деятельности.

Самостоятельная работа студентов способствует развитию самостоятельности, ответственности и организованности, творческого подхода к решению проблем учебного и профессионального уровня. Студент в процессе обучения должен не только освоить учебную

программу, но и приобрести навыки самостоятельной работы. Студенту предоставляется возможность работать во время учебы более самостоятельно, чем учащимся в средней школе. Студент должен уметь планировать и выполнять свою работу. Удельный вес самостоятельной работы составляет по времени 30 % от всего времени изучаемого цикла. Самостоятельная работа студентов является обязательной для каждого студента и определяется учебным планом.

При определении содержания самостоятельной работы студентов следует учитывать уровень самостоятельности абитуриентов и требования к уровню самостоятельности выпускников для того, чтобы за период обучения искомый уровень был достигнут.

Для организации самостоятельной работы необходимы следующие условия: готовность студентов к самостоятельному труду; наличие и доступность необходимого учебно-методического и справочного материала; консультационная помощь.

Формы самостоятельной работы студентов определяются при разработке рабочих программ учебных дисциплин содержанием учебной дисциплины, учитывая степень подготовленности студентов.

В учебном процессе выделяют два вида самостоятельной работы:

- аудиторная;
- внеаудиторная.

Аудиторная самостоятельная работа по дисциплине выполняется на учебных занятиях под непосредственным руководством преподавателя и по его заданию.

Внеаудиторная самостоятельная работа выполняется студентом по заданию преподавателя, но без его непосредственного участия.

Содержание внеаудиторной самостоятельной определяется в соответствии с рекомендуемыми видами заданий согласно примерной и рабочей программ учебной дисциплины.

При самостоятельном изучении курса необходимо ознакомиться с требованиями программы по химии. В соответствии с учебным планом каждый студент должен выполнить контрольную работу, являющуюся результатом самостоятельной проработки курса. Выполнение контрольной работы – обязательная составная часть учебного процесса, предусмотренного учебными планами; она имеет важное методическое значение, поскольку способствует развитию творческих навыков, умения самостоятельной работы, помогает на

сознательном уровне освоить теоретические основы и фактический материал изучаемого предмета.

Варианты контрольных работ составлены в соответствии с новыми Государственными стандартами курса «Химия» и «Общая и неорганическая химия» для химических, технологических и экологических специальностей ФГБОУ ВО «Майкопский государственный технологический университет».

В контрольных работах большое внимание уделено современным представлениям в области химического строения, реакционной способности веществ, энергетики химических процессов, химического сродства, химической кинетики и равновесия, рассмотрены способы выражения концентрации растворов, знание которых необходимо будущим специалистам.

Контрольная работа выполняется в межсессионный период и не должна превышать объёма ученической тетради. Ответы на вопросы должны быть изложены по возможности кратко, ясно и написаны *разборчивым* почерком. Объяснения сопровождаются уравнениями химических реакций с указанием реагирующих веществ и продуктов реакции по номенклатуре ИЮПАК. *Условие задачи необходимо переписать полностью* и указывать номера задач в соответствии с контрольным заданием. Ход решения задач и все расчёты должны быть доведены до конца.

При составлении ответов на вопросы рекомендуется пользоваться конспектами лекций, учебниками, учебными пособиями, список которых прилагается. Каждый студент имеет право обратиться за консультацией к преподавателю, согласно графика, составленного на кафедре.

Ответы должны быть аккуратно оформлены и грамотно написаны. В конце контрольной работы приводится список используемой литературы, ставится дата и подпись студента; *неряшливо или неполностью выполненная контрольная работа будет возвращена студенту. Студент не выполнивший контрольную работу в предусмотренный учебным планом срок, не допускается к сдаче экзамена по предмету.*

В целях индивидуализации заданий и большего контроля за самостоятельными знаниями **варианты контрольных работ** распределяются между студентами в соответствии с шифром зачётной книжки (двух последних цифр до номера 25 включительно). Если в

номере шифра две последние цифры от 25 до 50, следует из последней вычесть 25; если две последние цифры от 50 до 75, следует из последней вычесть 50; если последние цифры больше 75, следует из 100 вычесть две последние цифры шифра. Полученные после вычитания цифры будут вариантами контрольного задания.

Так, например, студент с шифром 21 выполняет контрольную работу 21-го варианта; с шифром 41 – 16-го варианта; 61 – 11-го варианта; 80 – 20-го варианта. Контрольные работы, выполненные не по своему варианту, не зачитываются. Если контрольная работа не зачтена, студент должен выполнить её заново.

Данные методические указания, примеры, упражнения и контрольные задания имеют цель восстановить или закрепить основы, необходимые для усвоения курса химии в целом. Они требуют активной проработки и ими следует пользоваться параллельно с рекомендованными учебниками. Целесообразно завести специальную тетрадь, выполнять в ней предлагаемые упражнения, записывать невыясненные вопросы. После изучения очередной темы или раздела следует сразу приступить к выполнению соответствующего контрольного задания. При затруднениях, возникающих в ходе выполнения контрольных работ, необходимо консультироваться у преподавателя на кафедре во время, отведённое для консультаций.

2. СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Глинка, Н.Л. Общая химия : учебное пособие / Н.Л. Глинка. - Изд. стер. - Москва : КНОРУС, 2012. - 752 с. - Прил.: с. 721-724. - ЭБ НБ МГТУ. - URL: <http://lib.mkgtu.ru:8002/libdata.php?id=2000019621>. - Режим доступа: содержание. - АУЛ: 98 экз. - Библиогр.: с. 725-726 (41 назв.). - Имен. указ.: с. 727-728. - Предм. указ.: с. 729-746. - ISBN 978-5-406-02149-1.

2. Мифтахова, Н.Ш. Общая и неорганическая химия : учебное пособие / Н.Ш. Мифтахова, Т.П. Петрова. - Казань : Казанский национальный исследовательский технологический университет, 2017. - 408 с. - ЭБС IPR Books. - URL: <http://www.iprbookshop.ru/80237.html>. - Режим доступа: по подписке. - ISBN 978-5-7882-2174-8.

3. Мартынова, Т.В. Неорганическая химия : учебник / Т.В. Мартынова, И.И. Супоницкая, Ю.С. Агеева. - Москва : ИНФРА-М,

2018. - 336 с. - (Высшее образование: Бакалавриат). - ЭБС Знаниум. - URL: <http://znanium.com/catalog/document?id=302331>. - Режим доступа: по подписке. - ISBN 978-5-16-012323-3. - ISBN 978-5-16-105523-6.

4. Росин, И.В. Общая и неорганическая химия. Современный курс : учебное пособие для бакалавров и специалистов / И.В. Росин, Л.Д. Томина. - Москва : Юрайт, 2012. - 1338 с. - (Бакалавр. Базовый курс). - Гриф: Рекомендовано ФГБОУ ВПО "Российский химико-технологический университет Д.И. Менделеева". - ЭБ НБ МГТУ. - URL: <http://lib.mkgtu.ru:8002/libdata.php?id=2000028848>. - Режим доступа: содержание. - АУЛ: 17 экз. - Библиогр.: с. 1337-1338 (23 назв.). - ISBN 978-5-9916-1790-1.

5. Сичко, Н.О. (Майкопский государственный технологический университет). Химия : учебное пособие / Н.О. Сичко, М.И. Стальная. - Майкоп : Магарин О.Г., 2017. - 300 с. - Прил.: с. 281-293. - ЭБ НБ МГТУ. - URL: <http://lib.mkgtu.ru:8002/libdata.php?id=2100048756>. - Режим доступа: для авторизов. пользователей. - Библиогр.: с. 280 (24 назв.). - ISBN 978-5-91692-442-8.

6. Дроздов, А.А. Неорганическая химия : учебное пособие / А.А. Дроздов, М.В. Дроздова. - 2-е изд., 2021-08-31. - Саратов : Научная книга, 2019. - 158 с. - ЭБС IPR Books. - URL: <http://www.iprbookshop.ru/81031.html>. - Режим доступа: по подписке. - ISBN 978-5-9758-1753-2.

7. Елфимов, В.И. Основы общей химии : учебное пособие / В.И. Елфимов. - 2-е изд. - Москва : ИНФРА-М, 2015. - 256 с. : ил. - (Высшее образование- Бакалавриат). - ЭБС Знаниум. - URL: <http://znanium.com/catalog/document?id=179290>. - Режим доступа: по подписке. - Библиогр.: с. 252 (19 назв.). - ISBN 978-5-16-010066-1.

8. Стальная, М.И. (Майкопский государственный технологический университет). Лабораторный практикум по химии [Электронный ре-сурс] : учебное пособие / М.И. Стальная. - Майкоп : Б.и, 2021. - 104 с. ; - Режим доступа: <http://lib.mkgtu.ru:8002/libdata.php?id=2100053738>.

ВЫБОР ЗАДАНИЙ ПО ВАРИАНТАМ

| <i>№ Вари- анта</i> | <i>Номер задания в контрольной работе</i> | | | | | | | | | |
|------------------------------------|--|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|------------------|
| | <i>1</i> | <i>2</i> | <i>3</i> | <i>4</i> | <i>5</i> | <i>6</i> | <i>7</i> | <i>8</i> | <i>9</i> | <i>10</i> |
| 1 | 10 | 33 | 56 | 66 | 100 | 110 | 134 | 141 | 169 | 194 |
| 2 | 11 | 34 | 57 | 67 | 99 | 111 | 135 | 142 | 170 | 195 |
| 3 | 12 | 34 | 58 | 68 | 98 | 112 | 136 | 142 | 171 | 196 |
| 4 | 13 | 35 | 59 | 69 | 97 | 113 | 137 | 143 | 172 | 197 |
| 5 | 14 | 36 | 60 | 70 | 96 | 114 | 138 | 144 | 173 | 198 |
| 6 | 15 | 37 | 59 | 71 | 95 | 115 | 138 | 145 | 174 | 199 |
| 7 | 16 | 38 | 58 | 72 | 94 | 116 | 139 | 150 | 175 | 200 |
| 8 | 17 | 39 | 57 | 73 | 93 | 117 | 141 | 146 | 176 | 200 |
| 9 | 18 | 40 | 56 | 74 | 92 | 118 | 121 | 147 | 177 | 181 |
| 10 | 19 | 21 | 55 | 75 | 91 | 119 | 122 | 148 | 177 | 182 |
| 11 | 20 | 22 | 54 | 76 | 90 | 120 | 123 | 149 | 178 | 183 |
| 12 | 1 | 23 | 53 | 80 | 81 | 120 | 124 | 150 | 179 | 184 |
| 13 | 2 | 23 | 52 | 77 | 82 | 101 | 125 | 152 | 180 | 185 |
| 14 | 3 | 24 | 51 | 80 | 83 | 102 | 126 | 153 | 178 | 186 |
| 15 | 4 | 25 | 50 | 74 | 84 | 103 | 127 | 154 | 177 | 187 |
| 16 | 5 | 26 | 49 | 78 | 85 | 104 | 128 | 155 | 176 | 188 |
| 17 | 6 | 27 | 48 | 71 | 86 | 105 | 129 | 156 | 174 | 189 |
| 18 | 7 | 28 | 47 | 62 | 87 | 106 | 124 | 157 | 161 | 190 |
| 19 | 8 | 29 | 46 | 63 | 88 | 107 | 126 | 158 | 162 | 191 |
| 20 | 9 | 30 | 45 | 64 | 89 | 108 | 121 | 159 | 163 | 192 |
| 21 | 10 | 31 | 44 | 65 | 100 | 109 | 140 | 160 | 164 | 193 |
| 22 | 5 | 32 | 44 | 66 | 90 | 110 | 136 | 160 | 165 | 194 |
| 23 | 6 | 33 | 42 | 67 | 96 | 120 | 122 | 141 | 166 | 196 |
| 24 | 7 | 34 | 43 | 68 | 97 | 119 | 122 | 142 | 167 | 195 |
| 25 | 8 | 35 | 41 | 69 | 98 | 118 | 130 | 143 | 168 | 197 |
| 26 | 9 | 36 | 48 | 70 | 99 | 117 | 131 | 144 | 169 | 198 |
| 27 | 10 | 37 | 49 | 71 | 100 | 116 | 132 | 145 | 171 | 199 |
| 28 | 1 | 38 | 50 | 72 | 81 | 115 | 133 | 149 | 170 | 199 |
| 29 | 2 | 39 | 55 | 73 | 82 | 114 | 134 | 155 | 172 | 200 |
| 30 | 3 | 40 | 54 | 79 | 83 | 111 | 135 | 160 | 179 | 190 |

3. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

3.1. Классы неорганических соединений

Неорганические соединения делят на следующие классы: оксиды, гидроксиды (кислоты и основания), амфотерные гидроксиды, соли.

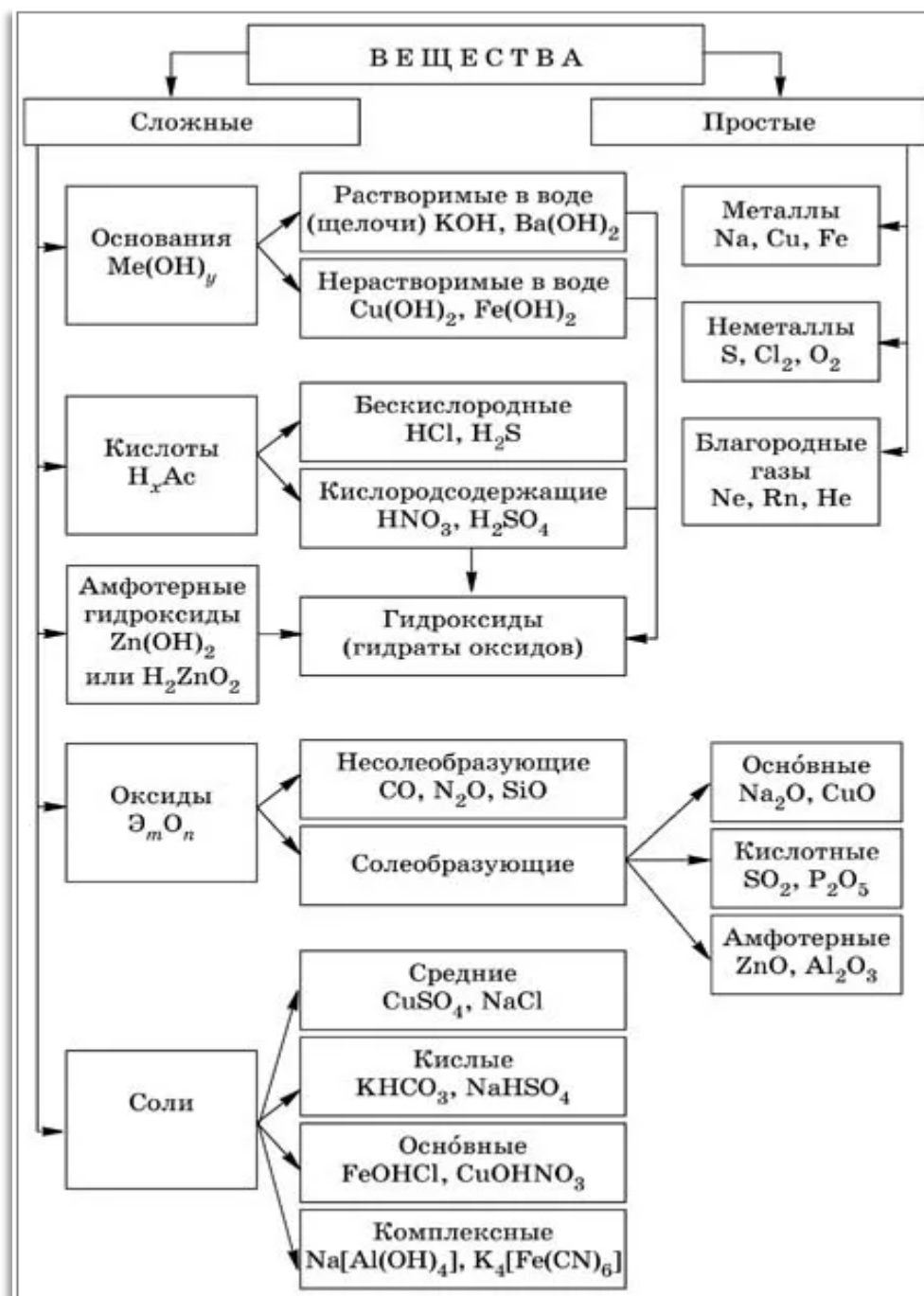
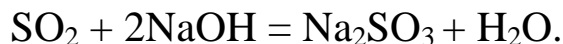


Рис. 1.1. Основные классы неорганических соединений

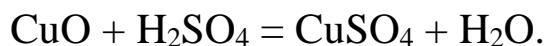
Оксиды. По международной номенклатуре соединения элементов с кислородом называют оксидами; при обозначении этих соединений рядом с формулой или названием указывают в скобках валентность элемента, например, FeO - оксид железа (II), Fe₂O₃

– оксид железа (III). Оксиды разделяют на *солеобразующие* и *несолеобразующие*. Солеобразующие, в свою очередь, делят на кислотные, основные и амфотерные.

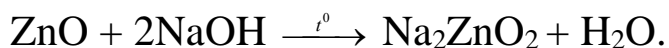
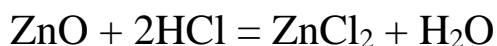
Кислотными (CO_2 , SO_2 и др.) называют такие оксиды, которые образуют соли с основаниями или основными оксидами, например:



Основными (CuO , FeO и др.) называют такие оксиды, которые образуют соли с кислотами или кислотными оксидами, например:



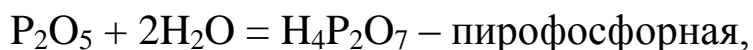
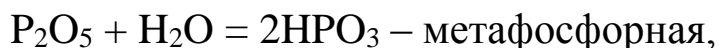
Амфотерными называют оксиды металлов, образующие соли при взаимодействии как с кислотами (кислотными оксидами), так и с основаниями (основными оксидами), например:



Кислоты. Число атомов водорода, способных замещаться металлами с образованием солей, определяет основность кислоты. Различают кислоты одноосновные (например, HCl , HNO_3), двухосновные (H_2SO_4 , H_2S), трёхосновные (H_3PO_4).

По химическому составу кислоты делят на бескислородные (HF , HCN и др.) и кислородосодержащие (H_2ZnO_2 , HNO_3 и др.).

Большинство кислотных оксидов образуют кислоты путём непосредственного присоединения воды. Кислотные оксиды называют *ангидридами* кислот. Молекулы некоторых ангидридов могут присоединять разные количества молекул воды. При этом образуются метакислоты, содержащие наименьшее количество воды, и ортокислоты, содержащие наибольшее количество воды. Например:



Название кислот, в которых степень окисления центрального атома соответствует номеру группы в таблице Д.И. Менделеева, образуется от русского названия элемента с суффиксом "н" или "ов", например: HNO_3 – азотная кислота, H_2WO_4 – вольфрамовая кислота.

Если элемент имеет разные степени окисления и образует не одну кислоту, то в названии кислоты с низшей степенью окисления элемента вводится суффикс "ист", например: H_2SO_3 – сернистая кислота; HNO_2 – азотистая кислота.

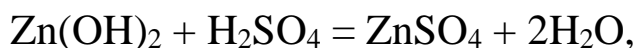
Основания. В зависимости от числа гидроксильных групп основания бывают однокислотные (KOH, NaOH и др.) и многокислотные ($\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и др.). Основания растворимые в воде, называют *щелочами*. К ним относят основания образованные щелочными или щелочноземельными металлами, и гидроксид аммония.

По международной номенклатуре основания называют *гидроксидами*.

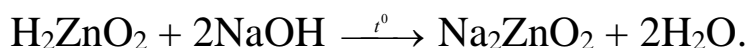
Например, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II),

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III).

Амфотерные гидроксиды. Гидраты амфотерных оксидов, как и сами оксиды, обладают амфотерными свойствами. С кислотами они взаимодействуют как основания:



а с основаниями – как кислоты:



Соли. Соли делят на средние (Na_2SO_4 , Na_2CO_3), кислые (NaHSO_4 , NaHCO_3) и основные (NiOHNO_3 , AlOHSO_4).

По международной номенклатуре название средних и кислых солей производят от названия кислот и металлов, их образовавших. Так, CuSO_4 – сульфат меди, K_2SO_3 – сульфит калия, NaHSO_3 – гидросульфит натрия, Na_3PO_4 – фосфат натрия, NaHPO_4 – гидрофосфат натрия, NaH_2PO_4 – дигидрофосфат натрия.

Основные соли называют *гидроксосолями*, например: NiOHNO_3 – гидроксонитрат никеля, AlOHSO_4 – гидроксосульфат алюминия.

Вещества различных классов генетически взаимосвязаны.

Генетические связи – это связи между разными классами, основанные на их взаимопревращениях.

Зная классы неорганических веществ, можно составить генетические ряды металлов и неметаллов. В основу этих рядов положен один и тот же элемент.

Среди металлов можно выделить две разновидности рядов:

1. Генетический ряд, в котором в качестве основания выступает щёлочь. Этот ряд можно представить с помощью следующих превращений:

Металл → основной оксид → щёлочь → соль

Например, $K \rightarrow K_2O \rightarrow KOH \rightarrow KCl$

2. Генетический ряд, где в качестве основания выступает нерастворимое основание, тогда ряд можно представить цепочкой превращений:

Металл \rightarrow основный оксид \rightarrow соль \rightarrow нерастворимое основание \rightarrow основный оксид \rightarrow металл

Например, $Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu$

Среди неметаллов также можно выделить две разновидности рядов:

1. Генетический ряд неметаллов, где в качестве звена ряда выступает растворимая кислота. Цепочку превращений можно представить в следующем виде:

Неметалл \rightarrow кислотный оксид \rightarrow растворимая кислота \rightarrow соль

Например, $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4$

2. Генетический ряд неметаллов, где в качестве звена ряда выступает нерастворимая кислота:

Неметалл \rightarrow кислотный оксид \rightarrow соль \rightarrow кислота \rightarrow кислотный оксид \rightarrow неметалл

Например, $Si \rightarrow SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 \rightarrow Si$.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:

а) $Ba \rightarrow BaO \rightarrow BaCl_2 \rightarrow Ba(NO_3)_2 \rightarrow BaSO_4$;

б) $Mg \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgO \rightarrow MgCl_2$.

2. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) $Al \rightarrow Al_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow ? \rightarrow Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow ? \rightarrow AlCl_3$;

б) $Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO$.

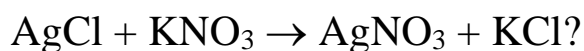
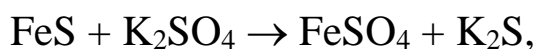
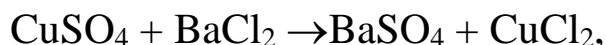
3. Какие из указанных газов вступают в химическое взаимодействие с раствором щелочи: HCl , H_2S , NO_2 , N_2 , Cl_2 , CH_4 , SO_2 , NH_3 ? Написать уравнения соответствующих реакций и указать условия их протекания.

4. Какие соли можно получить, имея в своем распоряжении CuSO_4 , AgNO_3 , K_3PO_4 , BaCl_2 , CuS , NH_3 , K_2ZnO_2 , Na_2CO_3 ? Написать уравнения реакций в ионной и молекулярной форме, назвать полученные соединения.

5. Назвать следующие соединения: K_2O , MnO_2 , BeO , MnO , Cr_2O_3 , V_2O_5 . Если среди них есть амфотерные, то докажите их амфотерный характер уравнениями реакций. Назовите все продукты реакций.

6. Как доказать амфотерный характер ZnO , Al_2O_3 , $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$? Написать уравнения и назвать продукты реакций.

7. Можно ли осуществить в растворах указанные ниже реакции:



Дать мотивированный ответ. Написать уравнения реакций в ионной и молекулярной форме, назвать полученные соединения.

8. Можно ли получить раствор, содержащий одновременно:

а) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и HCl ; б) CaCl_2 и Na_2CO_3 ; в) NaCl и AgNO_3 ; г) KCl и NaNO_3 . Указать, какие комбинации невозможны и почему? Написать уравнения реакций в ионной и молекулярной форме, назвать полученные соединения.

9. Какие из перечисленных кислот образуют кислые соли: HI , H_2Se , H_2SeO_3 , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, CH_3COOH ? Написать по 2 уравнения получения каждой кислой соли, а затем – уравнения перевода этих солей в средние.

10. Какие кислоты могут быть получены непосредственным взаимодействием с водой оксидов: P_2O_5 , CO_2 , N_2O_5 , NO_2 , SO_3 ? Назвать полученные кислоты и изобразить их структурные формулы.

11. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать соляная кислота: N_2O_5 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, CaO , AgNO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4 , Na_2CO_3 , FeS ? Составить уравнения реакций, назвать полученные соединения и изобразить их структурные формулы.

12. Какие из указанных веществ реагируют с гидроксидом натрия: HNO_3 , CaO , CO_2 , CuSO_4 , $\text{Cd}(\text{OH})_2$, P_2O_5 ? Составить уравнения реакций, назвать полученные соединения и изобразить их структурные формулы.

13. Написать уравнения реакций, свидетельствующие об основных свойствах FeO , Cs_2O , HgO , Bi_2O_3 . Назвать полученные соединения и изобразить их структурные формулы.

14. Написать уравнения реакций, доказывающих кислотный характер SeO_2 , SO_3 , Mn_2O_7 , P_2O_5 , Cr_2O_3 . Назвать полученные соединения и изобразить их структурные формулы.

15. Составить по два уравнения реакций получения перманганата никеля и ортобората свинца (в ионной и молекулярной форме):

- а) действием кислоты на металл;
- б) действием кислоты на основание;
- в) действием соли на соль.

Назвать полученные соединения и изобразить их структурные формулы.

16. Составить уравнения реакций (в ионной и молекулярной форме) между кислотами и основаниями, приводящие к образованию солей: NaNO_3 , NaHSO_4 , Na_2HPO_4 , K_2S , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. Назвать полученные соединения и изобразить их структурные формулы.

17. Какие вещества могут быть получены при взаимодействии кислоты с солью? Кислоты с основанием? Соли с солью? Привести по три примера реакций в ионной и молекулярной форме. Назвать полученные соединения и изобразить их структурные формулы.

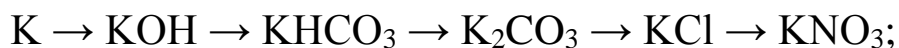
18. Написать уравнения реакций (в ионной и молекулярной форме) получения нормальных и кислых солей олова и кальция, образованных:

- а) угольной кислотой;
- б) мышьяковистой кислотой.

Назвать все соединения и изобразить их структурные формулы. Написать уравнения диссоциации предложенных кислот.

19. а) Назвать соли: SbONO_3 , $(\text{Fe}(\text{OH})_2)_2\text{CrO}_4$, AlOHSO_4 , $\text{Cd}(\text{HS})_2$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Написать реакции их получения и изобразить их структурные формулы;

б) Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



20. Написать уравнения реакций образования $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ в результате взаимодействия: а) основного и кислотного оксидов; б) основания и кислотного оксида; в) основного оксида и кислоты; г) основания и кислоты. Назвать полученные соединения и изобразить их структурные формулы.

3.2. Вычисление эквивалентов простых и сложных веществ

Закон эквивалентов гласит: *если массы двух элементов реагируют без остатка с одной и той же массой третьего элемента, то они могут без остатка реагировать и между собой.*

Эквивалентом элемента называют количество вещества (в молях), которое соединяется с молем атомов водорода или замещает то же количество водорода в химических реакциях. Например, в молекулах HCl и NaCl 1 моль атомов водорода (1,0079 г) эквивалентен 1 моль атомов натрия (22,9897 г).

Эквивалентной массой (Э) называют массу одного эквивалента вещества, выраженную в граммах (или в килограммах) на моль. Например, эквивалентная масса кислорода составляет 8 г/моль. Эквивалентная масса элемента равна молярной массе атомов элемента, деленная на его валентность в данном химическом соединении.

Пример 1. Вычислите эквивалентную массу серы (Э_S) в соединении, содержащем 5,92 % водорода и 94,08 % серы.

Решение: Составим пропорцию:

5,92 г водорода приходится на 94,08 г серы

1 г/моль – Э г/моль. Значит $\text{Э}_\text{S} = 16$ г/моль.

Пример 2. Вычислите валентность углерода в соединении, содержащем 42,85 % и 57,15 % кислорода.

Решение: Составим пропорцию:

42,85 г углерода приходится на 57,15 г кислорода

Э г/моль – 8 г/моль. Значит $\text{Э}_\text{C} = 6$ г/моль.

Валентность углерода в этом соединении равна 2: молярную массу (12 г/моль) делим на эквивалентную массу (6 г/моль).

Эквивалентная масса кислоты равна частному от деления ее молярной массы на основность кислоты.

Эквивалентная масса гидроксида равна частному от деления его молярной массы на валентность металла.

Эквивалентная масса соли равна частному от деления ее молярной массы на произведение числа ионов металла и его валентности.

Пример 3. Определите эквивалентные массы следующих соединений: H_3PO_4 , H_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2CO_3 .

Решение: $\mathcal{E}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98/3 = 32,7$ г/моль,

$\mathcal{E}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98/2 = 49$ г/моль,

$\mathcal{E}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74/2 = 37$ г/моль,

$\mathcal{E}[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = 342/6 = 57$ г/моль,

$\mathcal{E}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106/2 = 53$ г/моль.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

21. Рассчитайте эквивалентную массу элемента, если массовая доля кислорода в его оксиде равна 20 %.

22. При сгорании 10,8 г металла расходуется 6,72 л кислорода при н.у. Определите эквивалентную массу металла.

23. Определите валентность золота в соединении, содержащем 35,1% золота и 64,9 % хлора.

24. Одно и то же количество металла соединяется с 4,8 г кислорода и 48 г одного из галогенов. Какой это галоген?

25. При сгорании 5,4 г трехвалентного металла образовалось 10,2 г оксида. Какой взят металл?

26. 2,71 г хлорида трехвалентного металла взаимодействуют с 2 г гидроксида натрия. Определите эквивалентную массу соли. Назовите металл, входящий в состав соли.

27. Для растворения 5,4 г металла потребовалось 29,4 г серной кислоты. Определите эквивалентную массу металла и объем выделившегося при н.у. водорода.

28. Массовая доля кислорода в оксиде трехвалентного элемента равна 30 %. Определите относительную атомную массу элемента и напишите формулу оксида.

29. Оксид пятивалентного элемента содержит 43,67 % элемента. Назовите элемент.

30. Определите валентность азота в оксиде, содержащем 63,63 % азота.

31. 4,8 г цинка вытесняют 14,6 г ртути из соли ртути. Определите валентность ртути.

32. Найдите валентность железа в хлоридах, если в одном содержится 34,5 % железа, в другом – 44,1 %.

33. При сгорании 20 г фосфора образуется 45,8 г фосфорного ангидрида. Определите эквивалент фосфора.

34. Бромид металла содержит 89,88 % брома. Определите эквивалент металла.

35. Одно и то же количество металла соединяется с 1 г кислорода и 2 г другого элемента. Определите эквивалент этого элемента.

36. Определите эквивалент металла, если при растворении в серной кислоте 0,5 г его оксида образуется 1,5 г сульфата.

37. Определите эквивалент металла, для восстановления 17 г оксида которого потребовалось 11,2 л водорода при н.у.

38. Определите эквивалент металла в следующих соединениях: Mn_2O_7 , $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$, Cr_2O_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

39. При нагревании 5 г металла получено 5,4 г оксида. Определите эквивалент металла.

40. Эквивалент двухвалентного элемента равен 12. Вычислите массовую долю (в %) кислорода в оксиде элемента.

3.3. Вычисление простейшей и истинной формулы соединения

При определении формул химических соединений необходимо различать *простейшую* (или эмпирическую) формулу соединения и его *истинную* (или молекулярную) формулу.

Простейшая формула (эмпирическая формула) показывает соотношение числа атомов каждого элемента в молекуле (формульной единице) вещества. Например, простейшая формула оксида фосфора (V) P_2O_5 . Она показывает, что на каждые 2 атома фосфора в молекуле данного оксида приходится 5 атомов кислорода.

Истинная формула (молекулярная формула) показывает точный качественный и количественный состав одной молекулы данного соединения. Так, истинная формула оксида фосфора (V) P_4O_{10} . Она показывает, что одна молекула данного оксида образована четырьмя атомами фосфора и десятью атомами кислорода.

При *выводе простейшей формулы соединения* необходимо помнить, что *индексы* в ней пропорциональны количествам вещества элементов, образующих данное соединение и содержащихся в определенной порции данного вещества.

Например, 1 моль воды содержит 2 моль атомов водорода и 1 моль атомов кислорода (т. е. $v(\text{H}) : v(\text{O}) = 2 : 1$, а формула воды – H_2O).

Таким образом, чтобы определить простейшую формулу вещества, необходимо *рассчитать количество вещества элементов, образующих данное соединение*.

Чтобы *установить истинную формулу*, необходимо знать относительную молекулярную (или молярную) массу данного соединения. Молекулярная масса в целое число раз больше массы, которая отвечает простейшей формуле. На это число нужно умножить индексы в простейшей формуле, чтобы получить молекулярную формулу.

Например, простейшая формула глюкозы CH_2O , относительная молекулярная масса, отвечающая этой формуле, равна 30. Истинная относительная молекулярная масса глюкозы равна 180, т. е. в 6 раз больше. Таким образом, истинная формула глюкозы $(\text{CH}_2\text{O})_6$, или $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Пример 4. Вывести простейшую формулу соединения, состоящего из 80 % углерода и 20 % водорода.

Решение: Обозначим число атомов углерода x , а число атомов водорода y (C_xH_y). Относительные атомные массы этих элементов равны 12 и 1. Поэтому массы углерода и водорода в искомом соединении относятся как

$$12x : 1y = 80 : 20. \text{ Отсюда } x : y = 1 : 3.$$

Из найденного результата видно, что в искомом соединении число атомов водорода в 3 раза больше, чем атомов углерода. Этому условию могут отвечать соединения состава: CH_3 , C_2H_6 , C_3H_9 и т.д. Простейшей формулой будет CH_3 .

Пример 5. Найти молекулярную формулу соединения, в котором содержится 32,43 % натрия, 22,55 % серы и 45,02 % кислорода. Относительная молекулярная масса соединения 142.

Решение: Обозначим искомую формулу $\text{Na}_x\text{S}_y\text{O}_z$. Найдем отношение числа атомов натрия к числу атомов серы и кислорода:

$$x : y : z = 32,43/23 : 22,55/32 : 45,02/16 = 2 : 1 : 4.$$

Простейшая формула – Na_2SO_4 . Относительная молекулярная масса этого соединения 142, т.е. совпадает с заданной. Следовательно, эта формула является и молекулярной.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

41. Плотность паров вещества по водороду 16. (н.у.). Найти молекулярную формулу этого вещества, если при сжигании его образца массой 4,8 г образовался оксид углерода (IV) массой 6,6 г и вода массой 5,4 г.

42. Вычислите отношение масс элементов в оксиде железа (III). Вычислите массовые доли (в %) элементов в оксиде меди (II).

43. Вещество состоит из 75 % алюминия и 25 % углерода. Выведите его формулу.

44. Выведите формулу соединения, в котором массовые доли составляют: 1,58 % водорода, 22,22 % азота и 76,20 % кислорода.

45. Вещество, состоящее из водорода и кислорода, имеет относительную молекулярную массу 34. Выведите его молекулярную формулу.

46. Соединение состоит из 42,07 % натрия, 18,91 % фосфора и 39,02 % кислорода. Выведите его формулу.

47. Выведите формулу кристаллогидрата хлорида бария $\text{BaCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, если известно, что при прокаливании 61 г соли потеря массы составляет 9 г.

48. Относительная молекулярная масса оксида серы равна 64. Найдите молекулярную формулу вещества.

49. Массовые доли углерода и водорода в бензоле и ацетилене одинаковы: углерода – 92,3 %, водорода – 7,7 %. Масса 1 л паров бензола при н.у. равна 3,51 г, а масса 1 л ацетилена – 1,17 г. Выведите молекулярные формулы бензола и ацетилена.

50. Массовые доли магния, фосфора и кислорода в соли соответственно составляют: 21,83; 27,85 и 50,32 %. Выведите формулу соли.

51. Выведите формулу вещества, в котором массовая доля алюминия 0,75, а углерода – 0,25.

52. При обезвоживании 4,3 г кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ осталось 1,6 г вещества. Выведите формулу кристаллогидрата.

53. 1 л газа при н.у. имеет массу 0,77 г; массовые доли азота и водорода составляют 82,35 и 17,65 %. Выведите молекулярную формулу газа.

54. Выведите формулу вещества, в котором массовые доли кальция, хлора и кристаллизационной воды соответственно составляют 18,28; 32,36; 49,36 %.

55. При полном сгорании 2,3 г вещества образовалось 4,4 г оксида углерода (IV) и 2,7 г воды. Масса 1 л паров этого вещества при н.у. равна 2,05 г. Выведите его молекулярную формулу.

56. При сжигании 0,9 г вещества образовалось 1,32 г оксида углерода (IV) и 0,54 г воды. Относительная молекулярная масса вещества 180. Выведите его молекулярную формулу.

57. 200 г неизвестного вещества прокалили с углем, при этом образовалось 36,8 г оксида углерода (IV) и 173,2 г свинца. Выведите формулу взятого вещества.

58. При разложении 10 л оксида хлора образовалось 10 л кислорода и 5 л хлора при н.у. Плотность оксида по водороду 33,75. Выведите его формулу.

59. При соединении 6,2 г фосфора с кислородом получено 14,2 г оксида фосфора. Выведите его формулу.

60. При анализе 12 г хромокалиевых квасцов получено 5,19 г кристаллизационной воды, а сульфата калия – 2,1 г. Выведите формулу вещества.

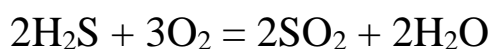
3.4. Газовые законы

Закон объёмных отношений Гей-Люссака гласит: при неизменных давлении и температуре объёмы взаимодействующих газов относятся между собой и к объёмам получающихся газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа.

Так, в реакции образования хлороводорода $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ один объём водорода соединяется с одним объёмом хлора и образуются два объёма хлороводорода.

Пример 6. Сколько литров кислорода потребуется для полного сжигания 10 л сероводорода при одинаковых условиях?

Решение: Из уравнения происходящей реакции



вытекает, что объемы сероводорода и кислорода относятся между собой как 2 : 3. Следовательно, для сжигания 10 л сероводорода потребуется 15 л кислорода.

Закон Авогадро: равные объемы газов при одних и тех же условиях содержат одинаковое число молекул.

Справедливо обратное заключение – равное число молекул любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем.

1 моль любого газа содержит одинаковое число молекул. Следовательно, 1 моль любого газообразного вещества при одинаковых условиях занимает один и тот же объем. Этот объем называют *молярным*; при нормальных условиях (0°C, 0,1 МПа) он равен 22,4 л/моль. Пользуясь этим значением, можно вычислить массу заданного объема газа, объем заданной массы газа, молярную массу газа.

Закону Авогадро подлежат все газы независимо от размеров их молекул. Не подлежат ему газы в условиях низких температур и высокого давления, а также вещества в жидком или твердом состоянии. Это объясняется так. Как известно, объем, занимает определенное количество вещества, определяется тремя параметрами: числом составляющих частиц, расстояниями между ними и их размерами. В газах в условиях высоких температур и низкого давления расстояния между молекулами в тысячи раз больше их размеры, поэтому размерами молекул можно пренебречь. В результате объем газа будет оговариваться уже только двумя параметрами: числом молекул и расстояниями между ними. Но при одинаковых условиях (давление и температура) расстояния между молекулами в различных газах одинаковы, поэтому в этом случае равные объемы различных газов содержат одно и то же число молекул.

При низких температурах и под высоким давлением расстояния между молекулами в газах уменьшаются и становятся соизмеримыми с размерами самих молекул, поэтому объем газа зависит от размеров молекул, а газы перестают подлежать закону Авогадро.

Пример 7. Определите объем, занимаемый 11 г оксида углерода (IV) при н.у.

Решение. Молярная масса CO_2 равна 44 г/моль, молярный объем – 22,4 л/моль при н.у. Определим объем 11 г CO_2 :

44 г CO_2 занимает объем 22,4 л

11 г CO_2 — х л, х = 5,6 л.

Вычисления в таких задачах могут быть сделаны и на основе уравнения Клапейрона-Менделеева: $pV = \frac{m}{M} RT$

Здесь p , V , m , M и T – давление, объем, масса, молярная масса и абсолютная температура газа; R – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль·К)

Пример 8. Определите молярную массу газа, если 1 л его при 27 °С и давлении $1,2 \cdot 10^5$ Па имеет массу 0,96 г.

Решение. Из уравнения Клапейрона-Менделеева находим:

$$M = \frac{mRT}{pV} = 0,96 \cdot 8,314 \cdot 300 / (1,2 \cdot 10^5 \cdot 10^{-3}) \approx 20 \text{ г/моль}$$

Молярная масса газа может быть вычислена из отношения плотностей определяемого и известного газа молярная масса которого дана.

Число, показывающее, во сколько раз масса одного газа больше или меньше массы такого же объема другого газа, называют *плотностью первого газа относительно второго*.

Из закона Авогадро следует, что при одинаковых условиях массы m равных объемов газов относятся как их молярные массы M :

$$m_1 / m_2 = M_1 / M_2$$

Здесь $m_1 / m_2 = D$ – относительная плотность первого газа по второму. Тогда

$$D = M_1 / M_2 \text{ или } M_1 = M_2 \cdot D$$

Пример 9. Определите относительную молекулярную массу газа, если плотность его по водороду равна 22.

Решение. Поскольку молярная масса M_2 водорода равна 2,0158 г/моль, то, округлив это значение до 2, получим уравнение:

$M_1 = 2D$. Тогда искомая молярная масса составит: $M_1 = 2 \cdot 22 = 44$ г/моль. Следовательно, относительная молекулярная масса газа равна 44.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

61. При давлении 2 атм. объем газа равен 200 мл. Каков будет его объем при 700 мм рт.ст.; если температура остается постоянной?

62. В сосуде емкостью 2 л находится 10 г кислорода при 0°C . Под каким давлением находится кислород, если при н.у. 1 л кислорода весит 1,43 г?

63. В промывных башнях при производстве серной кислоты контактным способом газ охлаждается с 350°C до 35°C . Какой объем будет занимать 100 м^3 газа после промывания, если давление останется постоянным?

64. При н.у. 1 л воздуха будет весить 1,29 г. При какой температуре 1 л воздуха будет весить 1,1 г, если давление постоянно?

65. Открытый сосуд при температуре 17°C нагревается при постоянном давлении до 307°C . Какая часть воздуха (по весу), находящаяся первоначально в сосуде, вытесняется при этом?

66. 20 л азота, находящегося при 17°C под давлением 800 мм рт.ст., требуется сжать до объема 5 л. Вычислить конечное давление азота, если температура его после сжатия повысилась до 30°C .

67. 30 мл водорода собраны над водой при 18°C и 740 мм рт.ст. Какой объем при н.у. займет это же количество водорода?

68. Сколько весят 3 л азота при 15°C и давлении 740 мм рт.ст.? При н.у. 1 л азота весит 1,25 г.

69. Какой объем занимает грамм-молекула газа при 20°C и 1,5 атм.?

70. Сколько весит 1 л озона при н.у.?

71. Какой объем занимают 2 кг углекислого газа при н.у.?

72. Вычислить вес молекулы кислорода в граммах.

73. Микроманометр может измерить давление равное 10^{-8} мм рт.ст. Какое количество молекул водорода будет заключаться в 1 мл при 0°C и указанном давлении?

74. 800 мл газа при н.у. весят 1 г. Найти молекулярный вес газа.

75. Стальной баллон содержит 8,2 кг кислорода под давлением 150 атм и при 17°C . Сколько литров сжатого кислорода содержится в баллоне? Сколько литров газа получится при н.у. из одного баллона?

76. На сколько больше (по весу) может вместиться азота в газгольдере емкостью 2500 м^3 зимой при -30°C по сравнению с летним периодом при $+27^{\circ}\text{C}$, если давление в нем равно 800 мм рт.ст.?

77. При какой температуре 1,5 г кислорода будут занимать объем, равный 900 мл, если давление составляет 1,2 атм?

78. 982,2 мл газа при 100 °С и 740 мм рт.ст. весят 1 г. Чему равен молекулярный вес газа?

79. Какой объем займут $2 \cdot 10^{23}$ молекул хлора при 27 °С и 600 мм рт.ст.?

80. В газоизмерительной трубке над водой собрано 60 мл азота. Температура газа 20 °С и барометрическое давление 720 мм рт.ст. Уровень жидкости в трубке выше, чем в ванне, на 70 мм. Какой объем займет собранный газ в сухом состоянии при н.у.?

3.5. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева и строение атома

Открытие периодического закона и разработка периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева явились вершиной развития химии в XIX веке.

Менделеев считал, что основной характеристикой элементов является их атомные веса (относительные атомные массы) и в 1869 г. Впервые сформировал периодический закон, к которому шел 15 лет: *«Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов»*.

Согласно современной формулировке периодического закона – *свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от зарядов ядер их атомов*. Главная цифра в периодической системе – это порядковый номер элемента; он показывает заряд ядра атома и совпадает с числом протонов в ядре, которое равно числу электронов в атоме. Масса протона равна 1. Вместе с символом элемента в клетке периодической системы приведено значение его относительной атомной массы (A_r).

Графическое отображение периодического закона – периодическая система Д.И. Менделеева. Их известно более 500, но наиболее широко используются три: 1) короткая, 8-ми клеточная; 2) полудлинная, 18-ти клеточная; 3) длиннопериодическая, 32-х клеточная. Во всех таблицах элементы располагаются в порядке возрастания заряда ядра их атомов.

Положение элемента в периодической системе определяется порядковым номером или двумя координатами – номером периода и номером группы. Группы образуют главную (A) и побочную (B)

подгруппы. Напомним, что координаты элемента в периодической системе определяют его основные химические свойства: *в рамках одного периода с ростом заряда ядра металлические свойства элемента ослабевают и нарастают неметаллические свойства*, а *в рамках одной группы с ростом числа электронных слоев (номера периода) металлические свойства увеличиваются*, соответственно изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов, а также окислительно-восстановительные свойства атомов и их соединений.

Физической основой структуры периодической системы элементов служит определенная последовательность формирования электронных конфигураций атомов по мере роста порядкового (атомного) номера элемента Z .

Номера периодов и групп

| | | | | |
|--|---------------|---|----------|--|
| Свойства элементов и их соединений периодически повторяются с возрастанием порядкового номера, который равен заряду ядра атома элемента. | | | | |
| Номер периода | \equiv | Число энергетических уровней, заполненных электронами | \equiv | Обозначение последнего энергетического уровня (ЭУ) |
| Номер группы | \rightarrow | А | \equiv | Число валентных электронов ns и np |
| | \rightarrow | Б | \equiv | Число валентных электронов ns и $(n-1)d$ |

Если рассматривать элементы в периодической системе в порядке возрастания зарядов их ядер, то легко заметить, что, например, свойства элемента № 3 – лития похожи на свойства элемента № 11 – натрия, свойства хлора похожи на свойства фтора и т.д. Можно заметить, что близкие по свойствам элементы во втором и третьем периодах системы отличаются друг от друга на 8 номеров, в четвертом и пятом периодах – на 18. Такая закономерность в

изменении свойств элементов определяется строением электронных оболочек их атомов.

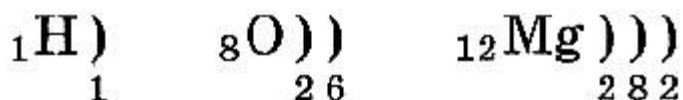
Электронная оболочка атома — это все электроны атома. Электроны в электронной оболочке атома расположены слоями. Электроны в разных слоях различаются энергией взаимодействия с ядром атома. Чем дальше от ядра находится электрон, тем меньше энергия его взаимодействия с ядром.

Вместимость электронных слоев различная. В *первом слое*, у всех элементов, кроме водорода, находится 2 электрона (в атоме водорода всего один электрон, и он расположен в первом слое). Во *втором слое* может находиться не больше восьми электронов. В *третьем слое* максимально может расположиться 18 электронов. В *четвертом слое* максимально бывает 32 электрона.

Если обозначить N — максимальное число электронов на электронном слое с номером n , то для определения числа N можно воспользоваться формулой $N = 2n^2$.

Завершенный электронный слой — это слой в атоме, содержащий максимально возможное для него число электронов.

Электронные слои заполняются так: сначала первый, потом второй и последующие — по мере уменьшения энергии их взаимодействия с ядром. Расположение по слоям электронов в атомах водорода, кислорода и магния:



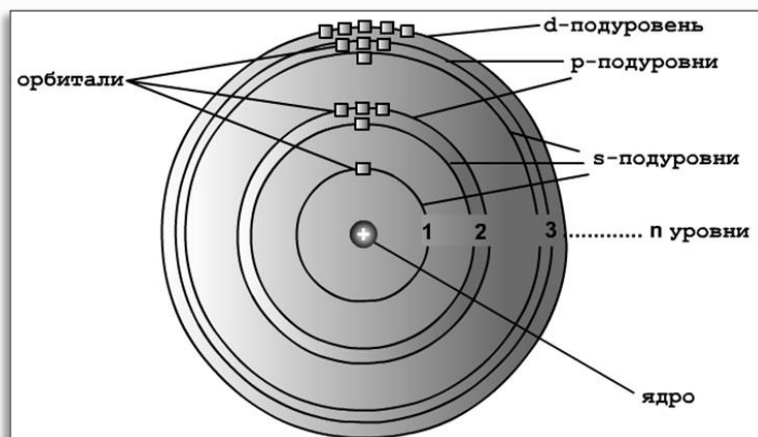
Число электронных слоев атома равно номеру периода химического элемента в таблице Менделеева. Поэтому у атома водорода один электронный слой, у кислорода — два слоя, а у магния — три слоя.

Валентный слой — это внешний электронный слой. У водорода это 1-й слой, у кислорода — 2-й слой, у магния — 3-й слой. *Валентные электроны* — это электроны внешнего слоя. Внешний слой всегда содержит не больше восьми электронов. Восьми-электронный внешний слой характеризуется повышенной устойчивостью (это — «правило октета»).

Зная максимальное число электронов в каждом электронном слое атома, можно составить схему расположения электронов по слоям в

заданном элементе. Электронные слои атомов называют **энергетическими уровнями**.

Химические свойства атомов определяются свойствами их электронов. Движение электронов в атоме описывают с привлечением понятия **орбитали**. Каждый электрон в атоме находится на своей орбитали.



Орбиталь – это часть электронного облака, создаваемого электронами при движении в атоме. Орбиталь – это пространство около ядра, где чаще всего находится электрон.

Электроны первых 30 химических элементов от водорода до цинка размещены на орбиталях трех видов – **s**, **p** и **d**. Вместимость любой орбитали – два электрона. На 1-м энергетическом уровне одна s-орбиталь.

Приведем некоторые сведения, которые следуют из электронной формулы атома на примере атома фтора: **F 1s² 2s² 2p⁵**.

Таким образом, фтор – элемент 2-го периода, т.к. в его электронной формуле два электронных слоя. Сумма всех надстрочных индексов – 9 (общее число электронов), это и атомный номер фтора. Элементы, у которых очередные электроны помещаются на **s**- и **p**-орбиталях, относятся к главным подгруппам таблицы Д.И. Менделеева. Сумма электронов 2-го внешнего слоя дает номер группы – VII.

Пример 10. Какую высшую и низшую степени окисления проявляют мышьяк, селен и бром? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

Решение. Высшую степень окисления элемента определяет номер группы периодической системы Д.И. Менделеева, в которой он находится. Низшая степень окисления определяется тем условным

зарядом, который приобретает атом при присоединении того количества электронов, которое необходимо для образования устойчивой восьмиэлектронной оболочки (ns^2np^6).

Данные элементы находятся соответственно в VA, VIA, VIIA группах и имеют структуру внешнего энергетического уровня s^2p^3 , s^2p^4 , s^2p^5 . Ответ на вопрос см. в табл. 1.

Таблица 1

Степени окисления мышьяка, селена, брома

| <i>Элемент</i> | <i>Степень окисления</i> | | <i>Соединения</i> |
|----------------|--------------------------|---------------|----------------------|
| | <i>высшая</i> | <i>низшая</i> | |
| As | +5 | -3 | H_3AsO_4 , H_3As |
| Se | +6 | -2 | SeO_3 , Na_2Se |
| Br | +7 | -1 | $KBrO_4$, KBr |

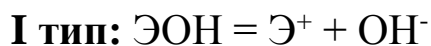
Пример 11. Какой из элементов – литий или калий – обладает более выраженными металлическими свойствами?

Решение. Строение электронных оболочек атомов лития и калия представлены следующим образом: Li – $1s^22s^1$ и K – $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$.

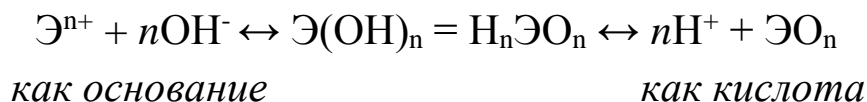
У обоих атомов на внешнем энергетическом уровне находится по одному электрону. Однако у атома калия внешний электрон расположен дальше от ядра (на четвертом энергетическом уровне, а у лития – на втором) и, следовательно, легче отрывается. Поскольку металлические свойства обусловлены способностью отдавать электроны, они сильнее выражены у калия.

Пример 12. Как зависят кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов от степени окисления атомов элементов, их образующих? Какие гидроксиды называются амфотерными (амфолитами)?

Решение. Если данный элемент проявляет переменную степень окисления и образует несколько оксидов и гидроксидов, то с увеличением степени окисления свойства последних меняются от основных к амфотерным и кислотным. Это объясняется характером электролитической диссоциации (ионизации) гидроксидов ЭОН, которая в зависимости от сравнительной прочности и полярности связей Э-О и О-Н может протекать по двум типам:



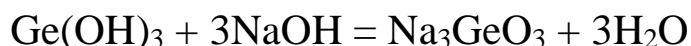
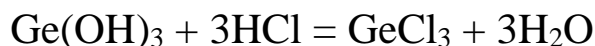
Полярность связей, в свою очередь, определяется разностью электроотрицательностей компонентов, размерами и эффективными зарядами атомов. Диссоциация по кислотному типу (II) протекает, если $E_{O-H} \ll E_{Э-O}$ (высокая степень окисления), и по основному типу, если $E_{O-H} \gg E_{Э-O}$ (низкая степень окисления). Если прочность связей O-H и Э-O близки или равны, диссоциация гидроксида может одновременно протекать и по (I) и по (II) типам. В этом случае речь идет об амфотерных электролитах (амфолитах):



где Э – элемент;

n – его положительная степень окисления.

В кислой среде амфолит проявляет основной характер, а в щелочной среде – кислый характер:



КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

81. Назовите элементы 4-, 5- и 6-го периодов, у которых d-орбитали полностью заполнены электронами. Напишите электронные и электронно-графические формулы атомов этих элементов, укажите, к какому периоду, группе и подгруппе периодической системы они относятся.

82. Исходя из положения германия и технеция в периодической системе, укажите возможные степени окисления этих элементов и соединения в состав которых они входят, а также составьте формулы мета-, ортогерманиевой кислот и оксида технеция, отвечающие их высшей степени окисления. Изобразите формулы всех соединений графически.

83. Что такое энергия ионизации и относительная электроотрицательность? В каких единицах они выражаются? Как изменяется восстановительная активность s- и p-элементов в группах периодической системы с увеличением порядкового номера? Почему? Что такое сродство к электрону? Как изменяется окислительная активность неметаллов в периоде и в группе периодической системы с увеличением порядкового номера? Ответ мотивируйте строением атома соответствующего элемента.

84. Исходя из положения германия, молибдена и рения в периодической системе, составьте формулы водородного соединения германия, оксида молибдена и рениевой кислоты, отвечающие их высшей степени окисления. Изобразите формулы этих соединений графически.

85. Объясните, почему селен и хром, находясь в одном и том же периоде и в одной группе, обладают разными свойствами. На что указывает их принадлежность к главной и побочной подгруппам соответственно?

86. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода периодической системы, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется кислотно-основной характер этих соединений при переходе от натрия к хлору? Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида алюминия.

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

88. Марганец образует соединения, в которых он проявляет степень окисления +2, +3, +4, +6, +7. Составьте формулы его оксидов и гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления, а также геометрические формы молекул (по методу валентных связей) полученных соединений. Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида марганца (IV).

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

90. Какую низшую степень окисления проявляет хлор, сера, азот и углерод? Почему? Составьте формулы соединений алюминия с данными элементами в этой степени окисления. Как называются соответствующие соединения? Изобразите геометрические формы (по методу валентных связей) полученных соединений.

91. а) У какого из р-элементов пятой группы периодической системы – фосфора или сурьмы – сильнее выражены неметаллические свойства? Какое из водородных соединений данных элементов более

сильный восстановитель? Ответ мотивируйте строением атома этих элементов;

б) Сколько свободных d-орбиталей содержится в основном состоянии в электронных оболочках атомов ванадия, титана, скандия?

92. Исходя из положения металла в периодической системе, дайте мотивированный ответ на вопрос: какой из двух гидроксидов более сильное основание: $\text{Ba}(\text{OH})_2$ или $\text{Mg}(\text{OH})_2$; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или $\text{Fe}(\text{OH})_2$; $\text{Cd}(\text{OH})_2$ или $\text{Sr}(\text{OH})_2$? Изобразите геометрические формы молекул (по методу валентных связей) первых трех соединений.

93. Исходя из степени окисления атомов соответствующих элементов, дайте мотивированный ответ на вопрос: какой из двух гидроксидов является более сильным основанием: CuOH или $\text{Cu}(\text{OH})_2$; $\text{Fe}(\text{OH})_2$ или $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$ или $\text{Sn}(\text{OH})_4$? Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида олова (II). Изобразите геометрические формы молекул (по методу валентных связей) первых трех соединений.

94. Какую низшую степень окисления проявляют водород, фтор, сера и азот? Почему? Докажите основываясь на строении атома предложенных элементов. Составьте формулы соединений кальция с данными элементами в этой их степени окисления. Как называются соответствующие соединения? Изобразите геометрические формы молекул (по методу валентных связей) всех предложенных соединений.

95. Какую низшую и высшую степени окисления проявляют кремний, мышьяк, селен и хлор? Почему? Докажите основываясь на строении атома предложенных элементов. Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления. Изобразите геометрические формы молекул (по методу валентных связей) всех предложенных соединений.

96. Хром образует соединения, в которых он проявляет степени окисления +2, +3, +6. Докажите это, основываясь на строении атома предложенных элементов. Составьте формулы его оксидов и гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления. Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида хрома (III). Изобразите геометрические формы молекул (по методу валентных связей) составленных первых трех соединений.

97. а) Какова современная формулировка периодического закона? Объясните, почему в периодической системе элементов аргон,

кобальт, теллур и торий помещены соответственно перед калием, никелем, йодом и протактинием, хотя и имеют большую атомную массу?

б) Атомные массы элементов в периодической системе непрерывно увеличиваются, тогда как свойства простых тел изменяются периодически. Чем это можно объяснить? Дайте мотивированный ответ.

98. Напишите электронные формулы атомов элементов 4-го периода VII группы. Что общего у этих элементов и что отличает их друг от друга в химическом отношении? Какие кислоты образуют данные элементы? Изобразите геометрические формы молекул (по методу валентных связей) трех предложенных кислот.

99. Какую низшую и высшую степени окисления проявляет углерод, фосфор, сера и йод? Почему? Докажите основываясь на строении атома предложенных элементов. Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления. Изобразите геометрические формы молекул (по методу валентных связей) всех предложенных соединений.

100. Атомы каких элементов четвертого периода периодической системы образуют оксид, отвечающий их высшей степени окисления $\text{Э}_2\text{O}_5$. Какой из них дает газообразное соединение с водородом? Составьте формулы кислот, отвечающих этим оксидам, и изобразите их геометрические формы молекул (по методу валентных связей).

3.6. Энергетика химических процессов (термохимические расчеты)

Науку о взаимных превращениях различных видов энергии называют *термодинамикой*. Термодинамика устанавливает законы этих превращений, а также направление самопроизвольного течения различных процессов в данных условиях.

При химических реакциях происходят глубокие качественные изменения в системе: рвутся связи в исходных веществах и возникают новые связи в конечных продуктах. Эти изменения сопровождаются поглощением или выделением энергии. В большинстве случаев этой энергией является теплота. Раздел термодинамики, изучающий тепловые эффекты химических реакций, называют *термохимией*. Реакции, которые сопровождаются выделением теплоты, называют *экзотермическими*, а те, которые сопровождаются поглощением

теплоты, – *эндотермическими*. Теплоты реакций являются, таким образом, мерой изменения свойств системы, а значение их может иметь большое значение при определении условий протекания тех или иных реакций.

При любом процессе соблюдается закон сохранения энергии как проявление более общего закона природы – закона сохранения материи. Теплота Q , поглощенная системой, идет на изменение внутренней энергии ΔU и на совершение работы A :

$$Q = \Delta U + A$$

Внутренняя энергия системы U – это общий ее запас, включающий энергию поступательного и вращательного движения молекул, энергию внутримолекулярных колебаний атомов и атомных групп, энергию движения электронов, внутриядерную энергию и т.д. Внутренняя энергия – полная энергия системы без потенциальной энергии, обусловленной положением системы в пространстве, и без кинетической энергии системы как целого. Абсолютное значение внутренней энергии U веществ неизвестно, так как нельзя провести систему в состояние, лишенное энергии. Внутренняя энергия, как и любой вид энергии, является *функцией состояния*, т.е. ее изменение однозначно определяется начальным и конечным состоянием системы и не зависит от пути перехода, по которому протекает процесс

$$\Delta U = U_2 - U_1,$$

где ΔU – изменение внутренней энергии системы при переходе от начального состояния U_1 в конечное U_2 . Если $U_2 > U_1$, то $\Delta U > 0$.

Теплота и работа функциями состояния не являются, ибо они служат формами передачи энергии и связаны с процессом, а не с состоянием системы. При химических реакциях A – это работа против внешнего давления, т.е. в первом приближении:

$$A = p\Delta V,$$

где ΔV – изменение объема системы ($V_2 - V_1$). Так как большинство химических реакций проходит при постоянном давлении, то для изобарно-изотермического процесса ($p = \text{const}$, $T = \text{const}$) теплота:

$$Q_p = \Delta U + p\Delta V$$

$$Q_p = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1),$$

$$Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1).$$

Сумму $U + pV$ обозначим через H , тогда

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H.$$

Величину H называют *энтальпией*. Таким образом, теплота при $p=\text{const}$ и $T=\text{const}$ приобретает свойство функции состояния и не зависит от пути, по которому протекает процесс. Отсюда теплота реакции в изобарно-изотермическом процессе Q_p равна изменению энтальпии системы ΔH (если единственным видом работы является работа расширения):

$$Q_p = \Delta H$$

Энтальпия, как и внутренняя энергия, является функцией состояния; ее изменение (ΔH) определяется только начальными и конечными состояниями системы и не зависит от пути перехода. Нетрудно видеть, что теплота реакции в изохорно-изотермическом процессе ($V = \text{const}$; $T = \text{const}$), при котором $\Delta V=0$, равна изменению внутренней энергии системы:

$$Q_v = \Delta U$$

Теплоты химических процессов, протекающих при $p, T = \text{const}$ и $V, T = \text{const}$, называют *тепловыми эффектами*.

При экзотермических реакциях энтальпия системы уменьшается и $\Delta H < 0$ ($H_2 < H_1$), а при эндотермических энтальпия системы увеличивается и $\Delta H > 0$ ($H_2 > H_1$). В дальнейшем тепловые эффекты всюду выражаются через ΔH .

Термохимические расчеты основаны на **законе Гесса** (1840): *тепловой эффект реакции зависит только от природы и физического состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути перехода.*

Часто в термохимических расчетах применяют *следствие из закона Гесса*: тепловой эффект реакции ($\Delta H_{\text{х.р.}}$) равен сумме теплот образования $\Delta H_{\text{обр}}$ продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом коэффициентов перед формулами этих веществ в уравнении:

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \sum \Delta H_{\text{прод}}^{\text{обр}} - \sum \Delta H_{\text{исх}}^{\text{обр}}.$$

Таблица 2

Стандартные теплоты (энтальпии) образования ΔH^0_{298} некоторых веществ

| <i>Вещество</i> | <i>Состояние</i> | <i>ΔH^0_{298}, кДж/моль</i> | <i>Вещество</i> | <i>Состояние</i> | <i>ΔH^0_{298}, кДж/моль</i> |
|-------------------------------|------------------|--|----------------------------------|------------------|--|
| C ₂ H ₂ | г | +226,75 | CO | г | -110,52 |
| CS ₂ | г | +115,28 | CH ₃ OH | г | -201,17 |
| NO | г | +90,37 | C ₂ H ₅ OH | г | -235,31 |
| C ₆ H ₆ | г | +82,93 | H ₂ O | г | -241,83 |
| C ₂ H ₄ | г | +52,28 | H ₂ O | ж | -285,84 |
| H ₂ S | г | -20,15 | NH ₄ Cl | к | -315,39 |
| NH ₃ | г | -40,19 | CO ₂ | г | -393,51 |
| CH ₄ | г | -74,85 | Fe ₂ O ₃ | к | -882,10 |
| C ₂ H ₆ | г | -84,67 | Ca(OH) ₂ | к | -986,50 |
| HCl | г | -92,31 | Al ₂ O ₃ | к | -1669,80 |

Стандартные термодинамические величины – это такие величины, которые относятся к процессам, все ингредиенты которых находятся в стандартных состояниях.

Стандартным состоянием вещества, находящегося в конденсированной фазе (кристаллической или жидкой), является реальное состояние вещества, находящегося при данной температуре и давлении 1 атм. Следует подчеркнуть, что стандартное состояние может иметь место при любой температуре.

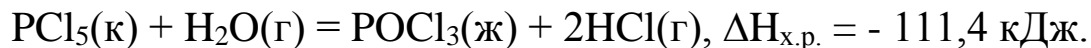
Обычно тепловой эффект (изменение энтальпии) реакции приводится для температуры 25 °С (298,15 К) и давления 101,325 кПа (1 атм), т.е. указывается стандартная энтальпия ΔH^0_{298} .

Пример 13. При взаимодействии кристаллов хлорида фосфора (V) с парами воды образуется жидкий POCl₃ и хлористый водород. Реакция сопровождается выделением 111,4 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции.

Решение. Уравнение реакций, в которых около символов химических соединений указываются их агрегатные состояния или кристаллическая модификация, а также численное значение тепловых эффектов, называют *термохимическими*. В термохимических уравнениях, приняты следующие сокращенные обозначения агрегатного состояния веществ: г – газообразное, ж – жидкое, к –

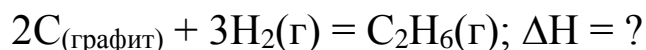
кристаллическое. Эти символы опускаются, если агрегатное состояние веществ очевидно.

Если в результате реакции выделяется теплота, то $\Delta H < 0$. Учитывая сказанное, составляем термохимическое уравнение данной в примере реакции:

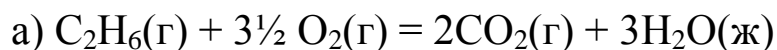


Пример 14. Реакция горения этана выражается термохимическим уравнением: $\text{C}_2\text{H}_6(\text{г}) + 3\frac{1}{2}\text{O}_2 = 2\text{CO}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$, $\Delta H_{\text{х.р.}} = -1559,87$ кДж. Вычислите теплоту образования этана, если известны теплоты образования $\text{CO}_2(\text{г})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ (см. табл. 2).

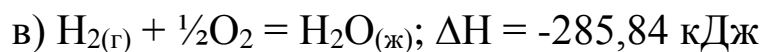
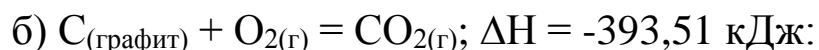
Решение. Теплотой образования (энтальпией) данного соединения называют тепловой эффект реакции образования 1 моль этого соединения из простых веществ, взятых в их устойчивом состоянии при данных условиях. Обычно теплоты образования относят к стандартному состоянию, т.е. 25°C (298°K) и $1,013 \cdot 10^5$ Па, и обозначают через ΔH_{298}^0 . Так как тепловой эффект с температурой изменяется незначительно, то здесь и в дальнейшем индексы опускаются и тепловой эффект обозначается через ΔH . Нам необходимо вычислить тепловой эффект реакции, термохимическое уравнение которой имеет вид:



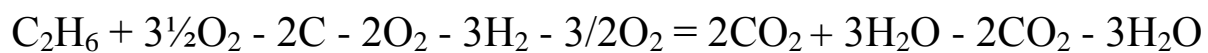
исходя из следующих данных:



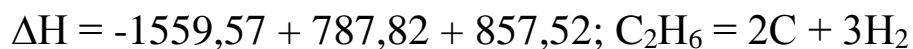
$$\Delta H = -1559,87 \text{ кДж};$$



На основании закона Гесса с термохимическими уравнениями можно оперировать так же, как и с алгебраическими. Для получения искомого результата следует уравнение (б) умножить на 2, уравнение (в) – на 3, а затем сумму этих уравнений вычесть из уравнения (а):



$$\Delta H = -1559,87 - 2(-393,51) - 3(-285,84) = +84,670 \text{ кДж}$$



$$\Delta H = +84,67 \text{ кДж.}$$

Так как теплота образования равна теплоте разложения с обратным знаком, то $\Delta H_{c_2H_6}^{обр}(\text{г}) = -84,67$ кДж. К тому же результату придем, если для решения задачи применить вывод из закона Гесса:

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = 2\Delta H_{CO_2} + 3\Delta H_{H_2O} - \Delta H_{C_2H_6} - 3\frac{1}{2}\Delta H_{O_2}$$

Учитываем, что теплоты образования простых веществ условно приняты равными нулю:

$$\Delta H_{c_2H_6} = 2\Delta H_{CO_2} + 3\Delta H_{H_2O} - \Delta H_{\text{х.р.}}$$

$$\Delta H_{c_2H_6} = 2(-393,51) + 3(-285,84) + 1559,87 = -84,67;$$

$$\Delta H_{C_2H_6}^{обр} = -84,67 \text{ кДж.}$$

Пример 15. Реакция горения этилового спирта выражается термохимическим уравнением:



Вычислите тепловой эффект реакции, если известно, что молярная (молярная) теплота парообразования $C_2H_5OH(\text{ж})$ равна +42,36 кДж и известны теплоты образования: $C_2H_5OH(\text{г})$, $CO_2(\text{г})$, $H_2O(\text{ж})$ (см. табл. 2).

Решение. Для определения энтальпии реакции необходимо знать теплоту образования $C_2H_5OH(\text{ж})$. Последнюю находим из данных:

$$C_2H_5OH(\text{ж}) = C_2H_5OH(\text{г}); \Delta H = +42,36 \text{ кДж.}$$

$$+42,36 = -235,31 - \Delta H_{C_2H_5OH}(\text{ж})$$

$$\Delta H_{C_2H_5OH}(\text{ж}) = -235,31 - 42,36 = -277,67 \text{ кДж.}$$

Вычисляем ΔH реакции, применяя следствия из закона Гесса:

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = 2 \cdot (-393,51) + 3 \cdot (-285,84) + 277,67 = -1366,87 \text{ кДж.}$$

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

101. Тепловой эффект реакции сгорания жидкого бензола с образованием паров воды и диоксида углерода равен -3135,58 кДж. Составьте термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования $C_6H_6(\text{ж})$. Ответ: +49,03 кДж.

102. Вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании 165 л (н.у.) ацетилен C_2H_2 , если продуктами сгорания являются диоксид углерода и пары воды? Ответ: 924,88 кДж.

103. При сгорании газообразного аммиака образуются пары воды и оксид азота. Сколько теплоты выделится при этой реакции, если было получено 44,8 л NO в пересчете на нормальные условия? Ответ: 452,37 кДж.

104. Реакция горения метилового спирта выражается термохимическим уравнением:



Вычислите тепловой эффект этой реакции, если известно, что мольная теплота парообразования $\text{CH}_3\text{OH}(\text{ж})$ равна +37,4 кДж. Ответ: -726,62 кДж.

105. При сгорании 11,5 г жидкого этилового спирта выделилось 308,71 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Вычислите теплоту образования $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж})$. Ответ: -277,67 кДж/моль.

106. Реакция горения бензола выражается термохимическим уравнением: $\text{C}_6\text{H}_6(\text{ж}) + 7\frac{1}{2}\text{O}_2(\text{г}) = 6\text{CO}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г}); \Delta H = ?$

Вычислите тепловой эффект этой реакции, если известно, что мольная теплота парообразования бензола равна +33,9 кДж.

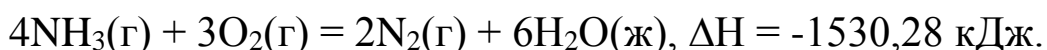
Ответ: -3135,58 КДж.

107. Вычислите тепловой эффект напишите реакции горения 1 моль этана $\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Сколько теплоты выделится при сгорании 1 м³ этана в пересчете на нормальные условия? Ответ: 63742,86 кДж.

108. При взаимодействии 6,3 г железа с серой выделилось 11,31 кДж теплоты. Вычислите теплоту образования сульфида железа FeS. Ответ: - 100,26 кДж/моль.

109. При сгорании 1 л ацетилена (н.у.) выделяется 56,053 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Вычислите теплоту образования $\text{C}_2\text{H}_2(\text{г})$. Ответ: 226,75 кДж/моль.

110. Реакция горения аммиака выражается термохимическим уравнением:



Вычислите теплоту образования $\text{NH}_3(\text{г})$. Ответ - 46,19 кДж/моль.

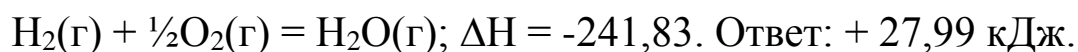
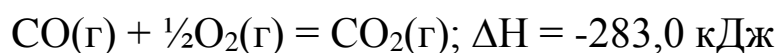
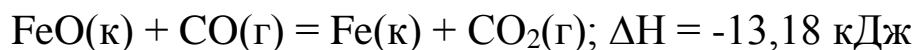
111. При получении эквивалентной массы гидроксида кальция из $\text{CaO}(\text{к})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ выделяется 32,53 кДж теплоты. Напишите

термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования оксида кальция. Ответ: -635,6 кДж.

112. Вычислите, какое количество теплоты выделится при восстановлении Fe_2O_3 металлическим алюминием, если было получено 335,1 г железа. Ответ: 2543,1 кДж.

113. Газообразный этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ можно получить при взаимодействии этилена $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г})$ и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. Ответ: - 45,76 кДж.

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

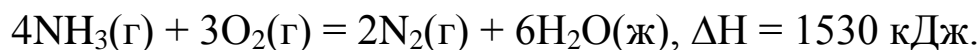
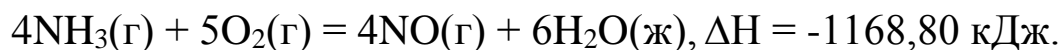


115. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероуглерод CS_2 (г). Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. Ответ: +65,43 кДж.

116. Напишите термохимическое уравнение реакции между $\text{CO}(\text{г})$ и водородом, в результате которой образуются CH_4 (г) и H_2O (г). Сколько теплоты выделится при этой реакции, если было получено 67,2 л метана в пересчете на нормальные условия?

Ответ: 618,48 кДж

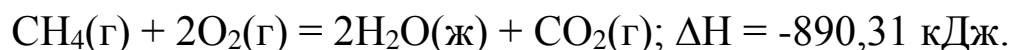
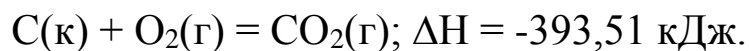
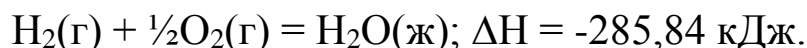
117. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования NO ? Вычислите теплоту образования NO исходя из следующих термохимических уравнений:



Ответ: 90,37 кДж.

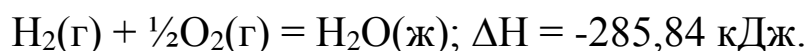
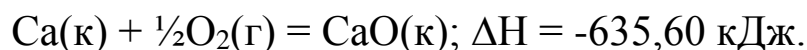
118. Кристаллический хлорид аммония образуется при взаимодействии газообразных аммиака и хлорида водорода. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. Сколько теплоты выделится, если в реакции было израсходовано 10 л аммиака в пересчете на нормальные условия? Ответ: 78,97 кДж.

119. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования метана? Вычислите теплоту образования метана исходя из следующих термохимических уравнений:



Ответ: -74,88 кДж.

120. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования гидроксида кальция? Вычислите теплоту образования гидроксида кальция исходя из следующих термохимических уравнений:



Ответ: -986,50 кДж.

3.7. Химическое сродство

Самопроизвольно могут протекать реакции, сопровождающиеся не только выделением, но и поглощением теплоты. Реакция, идущая при данной температуре с выделением теплоты, при другой температуре проходит с поглощением теплоты. Здесь проявляется диалектический закон единства и борьбы противоположностей. С одной стороны, система стремится к упорядочению (агрегации), к уменьшению H ; с другой стороны, система стремится к беспорядку (деагрегации). Первая тенденция растет с понижением, а вторая - с повышением температуры. Тенденцию к беспорядку характеризует величина, которую называют *энтропией*.

Энтропия S , так же, как внутренняя энергия U , энтальпия H , объем V и др., является свойством вещества, пропорциональным его количеству. S , U , H , V обладают аддитивными свойствами, т.е. при соприкосновении системы суммируются. Энтропия отражает движение частиц вещества и является мерой неупорядоченности системы. Она возрастает с увеличением движения частиц: при нагревании, испарении, плавлении, расширении газа, ослаблении при разрыве связей между атомами и т. п. Процессы, связанные с упорядоченностью системы: конденсация, кристаллизация, сжатие, упрочение связей, полимеризации т.п.,- ведут к уменьшению

энтропии. Энтропия является функцией состояния, т.е. ее изменение (ΔS) зависит только от начального (S_1) и конечного (S_2) состояния и не зависит от пути процесса:

$$\Delta S_{\text{х.р.}} = \sum S_{\text{прод}}^0 - \sum S_{\text{исх}}^0$$

$\Delta S = S_2 - S_1$. Если $S_2 > S_1$, то $\Delta S > 0$. Если $S_2 < S_1$, то $\Delta S < 0$.

Так как энтропия растет с повышением температуры, то можно считать, что мера беспорядка $\approx T\Delta S$.

Энтропия выражается в Дж/(моль · К). Таким образом, движущая сила процесса складывается из двух сил: стремление к упорядочению (H) и стремление к беспорядку ($T\Delta S$). При $p = \text{const}$ и $T = \text{const}$ общую движущую силу процесса, которую обозначают ΔG , можно найти из соотношения:

$$\Delta G = (H_2 - H_1) - (T_2 - T_1); \Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Величина G называется *изобарно-изотермическим потенциалом*, или *энергией Гиббса*. Итак, мерой химического сродства является убыль энергии Гиббса (ΔG), которая зависит от природы вещества, его количества и от температуры. Энергия Гиббса является функцией состояния, поэтому:

$$\Delta G_{\text{х.р.}} = \sum \Delta G_{\text{обр}}^{\text{прод}} - \sum \Delta G_{\text{обр}}^{\text{исх}}$$

Самопроизвольно протекающие процессы идут в сторону уменьшения потенциала и, в частности, в сторону уменьшения ΔG . Если $\Delta G < 0$, процесс принципиально осуществим; если $\Delta G > 0$, процесс самопроизвольно проходить не может. Чем меньше ΔG , тем сильнее стремление к протеканию данного процесса и тем дальше он от состояния равновесия, при котором $\Delta G = 0$ и $\Delta H = T\Delta S$.

Из соотношения $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ видно, что самопроизвольно могут протекать и процессы, для которых $\Delta H > 0$ (эндотермические). Это возможно, когда $\Delta S > 0$, но $|T\Delta S| > |\Delta H|$, и тогда $G < 0$. С другой стороны, экзотермические реакции ($\Delta H < 0$) самопроизвольно не протекают, если при $\Delta S < 0$ окажется, что $\Delta G > 0$.

Таблица 3

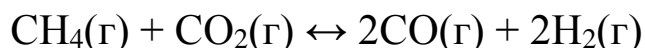
Стандартная энергия Гиббса образования G^0_{298} некоторых веществ

| <i>Вещество</i> | <i>Состояние</i> | <i>G^0_{298}, кДж/моль</i> | <i>Вещество</i> | <i>Состояние</i> | <i>G^0_{298}, кДж/моль</i> |
|--------------------------------|------------------|---|-------------------------------|------------------|---|
| BaCO ₃ | к | -1138,8 | FeO | к | -244,3 |
| CaCO ₃ | к | -1128,75 | H ₂ O | ж | -237,19 |
| Fe ₃ O ₄ | к | -1014,2 | H ₂ O | г | -228,59 |
| BeCO ₃ | к | -944,75 | PbO ₂ | к | -219,0 |
| CaO | к | -604,2 | CO | г | -137,27 |
| BeO | к | -518,61 | CH ₄ | г | -50,79 |
| BaO | к | -528,4 | NO ₂ | г | +51,84 |
| CO ₂ | г | -394,38 | NO | г | +86,69 |
| NaCl | к | -384,03 | C ₂ H ₄ | г | +209,20 |
| ZnO | к | -318,2 | | | |

Пример 16. В каком состоянии энтропия 1 моль вещества больше: в кристаллическом или в парообразном при той же температуре?

Решение. Энтропия есть мера неупорядоченности состояния вещества. В кристалле частицы (атомы, ионы) расположены упорядоченно и могут находиться лишь в определенных точках пространства, а для газа таких ограничений нет. Объем 1 моль газа гораздо больше, чем объем 1 моль кристаллического вещества; возможность хаотичного движения молекул газа больше. А так как энтропию можно рассматривать как количественную меру хаотичности атомно-молекулярной структуры вещества, то энтропия 1 моль паров вещества больше энтропии 1 моль его кристаллов при одинаковой температуре.

Пример 17. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе:



Решение. Для ответа на вопрос следует вычислить G^0_{298} прямой реакции. Значение G^0_{298} соответствующих веществ приведены в табл. 4. Зная, что ΔG есть функция состояния и что ΔG для простых веществ, находящихся в устойчивых при стандартных условиях агрегатных состояниях, равны нулю, находим G^0_{298} процесса:

$$G^0_{298} = 2(-137,27) + 2(0) - (-50,79 - 394,38) = +170,63 \text{ кДж.}$$

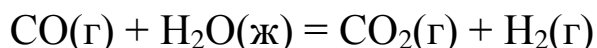
То что $G^0_{298} > 0$, указывает на возможность самопроизвольного протекания прямой реакции при $T = 298 \text{ К}$ и равенстве давлений взятых газов $1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$ (760 мм рт. ст. = 1 атм).

Таблица 4

Стандартные абсолютные энтропии S^0_{298} некоторых веществ

| Вещество | Состояние | S^0_{298} , Дж/(моль · К) | Вещество | Состояние | S^0_{298} , Дж/(моль · К) |
|--------------------------------|-----------|--------------------------------|-------------------------------|-----------|--------------------------------|
| C | алмаз | 2,44 | H ₂ O | г | 188,72 |
| C | графит | 5,69 | N ₂ | г | 191,49 |
| Fe | к | 27,2 | NH ₃ | г | 192,5 |
| Ti | к | 30,7 | CO | г | 197,91 |
| S | ромб. | 31,9 | C ₂ H ₂ | г | 200,82 |
| TiO ₂ | к | 50,3 | O ₂ | г | 205,03 |
| FeO | к | 54,0 | H ₂ S | г | 205,64 |
| H ₂ O | ж | 69,94 | NO | г | 210,20 |
| Fe ₂ O ₃ | к | 89,96 | CO ₂ | г | 213,65 |
| NH ₄ Cl | к | 94,5 | C ₂ H ₄ | г | 219,45 |
| CH ₃ OH | ж | 126,8 | Cl ₂ | г | 222,95 |
| H ₂ | г | 130,59 | NO ₂ | г | 240,46 |
| Fe ₃ O ₄ | к | 146,4 | PCl ₃ | г | 311,66 |
| CH ₄ | г | 186,19 | PCl ₅ | г | 352,71 |
| HCl | г | 186,68 | | | |

Пример 18. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий веществ вычислите G^0_{298} реакции, протекающей по уравнению:



Решение. $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$.

Поскольку ΔH и ΔS – функция состояния, тогда:

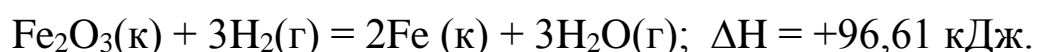
$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = \sum \Delta H^0_{\text{прод}} - \sum \Delta H^0_{\text{исх}}; \quad \Delta S^0_{\text{х.р.}} = \sum \Delta S^0_{\text{прод}} - \sum \Delta S^0_{\text{исх.}}$$

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = (-393,51 + 1) - (-110,52 - 285,84) = +2,85 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta S^0_{\text{х.р.}} = (213,65 + 130,59) - (197,91 + 69,94) = +76,39 = \\ = 0,07639 \text{ кДж/(моль · К)};$$

$$\Delta G^0 = +2,85 - 298 \cdot 0,07639 = -19,91 \text{ кДж/моль.}$$

Пример 19. Реакция восстановления Fe₂O₃ водородом протекает по уравнению:



Возможна ли эта реакция при стандартных условиях, если изменение энтропии $\Delta S = 0,1387$ кДж/(моль·К)? При какой температуре начнется восстановление Fe_2O_3 ?

Решение. Вычисляем ΔG^0 реакции:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 96,61 - 298 \cdot 0,1387 = +55,28 \text{ кДж/моль.}$$

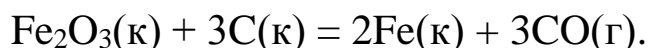
Так как $\Delta G > 0$, то реакция при стандартных условиях невозможна; наоборот, при этих условиях идет обратная реакция окисления железа (коррозия).

Найдем температуру, при которой $\Delta G = 0$:

$$\Delta H = T \cdot \Delta S; T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{96,61}{0,1387} = 696,5 \text{ К}$$

Следовательно, при температуре $\approx 696,5$ К начнется реакция восстановления Fe_2O_3 . Иногда эту температуру называют температурой начала реакции.

Пример 20. Вычислите ΔH^0 , ΔS^0 и ΔG_T^0 реакции, протекающей по уравнению:



Возможна ли реакция восстановления Fe_2O_3 углеродом при температуре 500 или 1000 К?

Решение. $\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = [3(-110,52) + 2 \cdot 0] - [-882,10 + 3 \cdot 0] = -331,56 - 882,10 = +490,54$ кДж/моль;

$$\Delta S_{\text{х.р.}}^0 = (2 \cdot 27,2 + 3 \cdot 197,91) - (89,96 + 3 \cdot 5,69) = 541,1 \text{ Дж/(моль·К).}$$

Энергия Гиббса при соответствующих температурах находим из соотношения: $\Delta G_T^0 = \Delta H^0 - T\Delta S$:

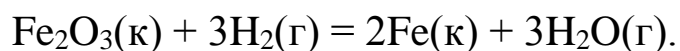
$$\Delta G_{500} = 490,54 - 500 \cdot 541,1/1000 = +219,99 \text{ кДж/моль;}$$

$$\Delta G_{1000} = 490,54 - 1000 \cdot 541/1000 = -50,56 \text{ кДж/моль.}$$

Так как $\Delta G_{500} > 0$, а $\Delta G_{1000} < 0$, то восстановление Fe_2O_3 углеродом возможно при 1000 К и невозможно при 500 К.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

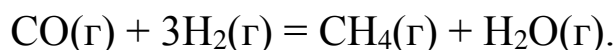
121. Вычислите ΔH^0 , ΔS^0 , и ΔG_T^0 реакции, протекающей по уравнению:



Возможна ли реакция восстановления Fe_2O_3 водородом при температурах 500 и 2000 К? Ответ: +96,61 кДж/моль; 138,83 кДж/(моль·К); -181,05 кДж/моль.

122. Какие из карбонатов: BeCO_3 или BaCO_3 можно получить по реакции взаимодействия соответствующих оксидов с CO_2 ? Какая реакция идет наиболее энергично? Вывод сделайте, вычислив ΔG^0_{298} реакций. Ответ: +31,24 кДж; -130,17 кДж; -216,02 кДж.

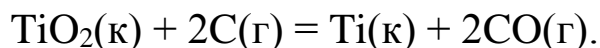
123. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению:



Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

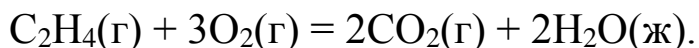
Ответ: -142,16 кДж/моль.

124. Вычислите ΔH^0 , ΔS^0 , и $\Delta G^0_{\text{т}}$ реакции, протекающей по уравнению:



Возможна ли реакция восстановления TiO_2 углеродом при температурах 1000 и 3000 К? Ответ: +722,86 кДж/моль; 364,84 кДж/моль; +382,02 кДж/моль; - 371,66 кДж.

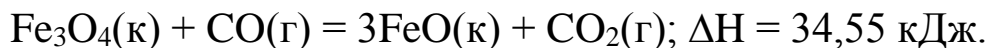
125. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению:



Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

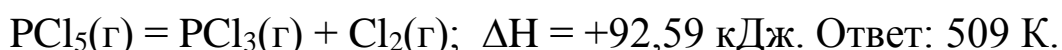
Ответ: -1331,21 кДж/моль.

126. Определите, при какой температуре начинается реакция восстановления Fe_3O_4 , протекающей по уравнению:



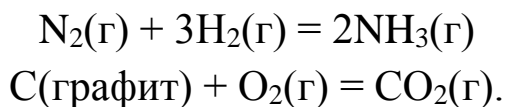
Ответ: 1102,4 К.

127. Вычислите, при какой температуре начнется диссоциация пентахлорида фосфора, протекающей по уравнению:



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

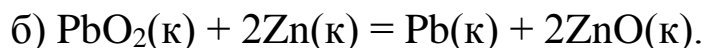
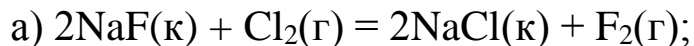




Почему в этих реакциях $\Delta S^\circ_{298} > 0$; < 0 ; $= 0$?

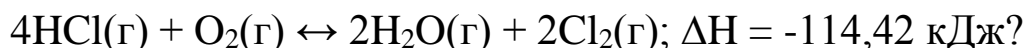
Ответ: 220,21 кДж/(моль·К); 2198,26 кДж/(моль·К); 2,93 кДж/(моль·К).

129. Вычислите ΔG°_{298} для следующих реакций:



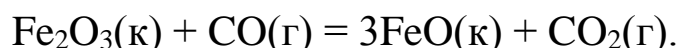
Можно ли получить фтор по реакции (а) и восстановить PbO_2 цинком по реакции (б)? Ответ: +313,94 кДж/моль; -417,4 кДж/моль.

130. При какой температуре наступит равновесие системы:



Хлор или кислород в этой системе является более сильным окислителем и при каких температурах? Ответ: 891° К.

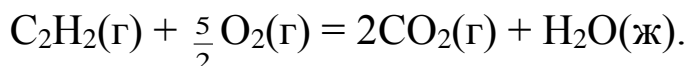
131. Восстановление Fe_3O_4 оксидом углерода идет по уравнению:



Вычислите ΔG°_{298} и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях. Чему равно ΔS°_{298} в этом процессе?

Ответ: +24,19 кДж; +31,34 Дж/(моль·К).

132. Реакция горения ацетелена идет по уравнению:



Вычислите ΔG°_{298} и ΔS°_{298} . Объясните уменьшение энтропии в результате этой реакции. Ответ: -1235,15 кДж/моль; -216,15 Дж/(моль·К).

133. Уменьшается или увеличивается энтропия при переходах:

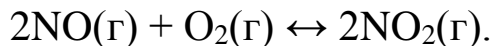
а) воды в пар; б) графита в алмаз? Почему? Вычислите ΔS°_{298} для каждого превращения. Сделайте вывод о количественном изменении энтропии при фазовых и аллотропических превращениях. Ответ: а) 118,78 Дж/(моль·К); б) -3,25 Дж/(моль·К).

134. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция:



Зная тепловой эффект реакции и абсолютные стандартные энтропии соответствующих веществ, определите ΔG^0_{298} этой реакции.
 Ответ: +19,91 кДж.

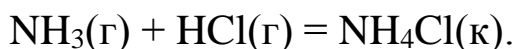
135. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе:



Ответ мотивируйте, вычислив ΔG^0_{298} прямой реакции.

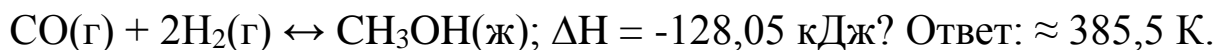
Ответ: -69,70 кДж.

136. Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ, вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению:



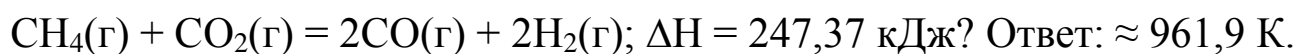
Может ли эта реакция при стандартных условиях идти самопроизвольно? Ответ: - 92,08 кДж/моль.

137. При какой температуре наступит равновесие системы:



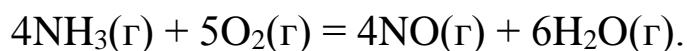
Ответ: $\approx 385,5 \text{ К}$.

138. При какой температуре наступит равновесие системы:



Ответ: $\approx 961,9 \text{ К}$.

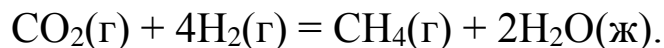
139. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению:



Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

Ответ: -957,77 кДж/моль.

140. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению:



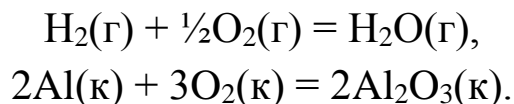
Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

Ответ: -130,89 кДж.

3.8. Химическая кинетика и равновесие

Кинетика – учение о скорости различных процессов, в том числе химических реакций. Критерием принципиальной осуществимости реакций является неравенство $\Delta G_{p,T} < 0$. Но это неравенство не

является еще полной гарантией фактического течения процесса в данных условиях, не является достаточным для оценки кинетических возможностей реакции. Так, $\Delta G^{\circ}_{298} \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = -228,59$ кДж/моль, а $G^{\circ}_{298} \text{Al}(\text{к}) = -313,8$ кДж/моль и, следовательно, при $T = 298$ К и $p = 1,013 \cdot 10^5$ Па возможны реакции, идущие по уравнениям:



Однако эти реакции при стандартных условиях идут только в присутствии катализаторов (платины для первой и воды для второй). Катализатор как бы снимает кинетический "тормоз", и тогда проявляется термодинамическая природа вещества. Скорость химических реакций зависит от многих факторов, основные из которых – концентрация (давление) реагентов, температура и действие катализатора. Эти же факторы определяют и достижение равновесия в реагирующей системе.

Пример 21. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе: $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$, если объем газовой смеси уменьшить в три раза? В какую сторону сместится равновесие системы?

Решение. Обозначим концентрации реагирующих веществ:

$$[\text{SO}_2] = a, [\text{O}_2] = b, [\text{SO}_3] = c.$$

Согласно закону действия масс, скорости прямой и обратной реакции до изменения объема:

$$V_{\text{пр}} = K \cdot a^2 \cdot b; V_{\text{обр}} = K_1 \cdot c^2.$$

После уменьшения объема гомогенной системы в три раза концентрация каждого из реагирующих веществ увеличится в три раза:

$$[\text{SO}_2] = 3a, [\text{O}_2] = 3b; [\text{SO}_3] = 3c.$$

При новых концентрациях скорости V' прямой и обратной реакции:

$$V'_{\text{пр}} = K(3a)^2 \cdot (3b) = 27 K \cdot a^2 \cdot b; V'_{\text{обр}} = K_1(3c)^2 = 9K_1 \cdot c^2. \text{ Отсюда}$$

$$\frac{V'_{\text{пр}}}{V_{\text{пр}}} = \frac{27 K a^2 \times b}{K a^2 \times b} = 27; \quad \frac{V'_{\text{обр}}}{V_{\text{обр}}} = \frac{9 K_1 c^2}{K_1 c^2} = 9;$$

Следовательно, скорость прямой реакции увеличилась в 27 раз, а обратной – только в 9 раз. Равновесие системы сместилось в сторону образования SO_3 .

Пример 22. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70 °С, если температурный коэффициент реакции γ равен 2.

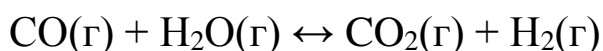
Решение. Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется эмпирическим правилом Вант-Гоффа по формуле:

$$V_{T_2} = V_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

$$V_{T_2} = V_{T_1} \cdot 2^{\frac{70 - 30}{10}} = V_{T_1} \cdot 2^4 = 16V_{T_1}$$

Следовательно, скорость реакции V_{T_2} при температуре 70 °С больше скорости реакции V_{T_1} при температуре 30 °С в 16 раз.

Пример 23. Константа равновесия гомогенной системы:



при 850 °С равна 1. Вычислите концентрации всех веществ при равновесии, если исходные концентрации:

$$[\text{CO}]_{\text{исх}} = 3 \text{ моль/л}, [\text{H}_2\text{O}]_{\text{исх}} = 2 \text{ моль/л}.$$

Решение. При равновесии скорости прямой и обратной реакции равны, а отношение констант этих скоростей постоянно и называется *константой равновесия* данной системы:

$$V_{\text{пр}} = K_1 \cdot [\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]; V_{\text{обр}} = K_2 \cdot [\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2];$$

$$K_p = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

В условии задачи даны исходные концентрации, тогда как в выражение K_p входят только равновесные концентрации всех веществ системы. Предположим, что к моменту равновесия концентрации $[\text{CO}_2]_p = x$ моль/л. Согласно уравнению системы, число молей образовавшегося водорода при этом будет также x моль/л. По сколько же молей (x моль/л) CO и H_2O расходуется для образования по x молей CO_2 и H_2 . Следовательно, равновесные концентрации всех четырех веществ:

$$[\text{CO}_2]_p = [\text{H}_2]_p = x \text{ моль/л}; [\text{CO}]_p = (3 - x) \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_p = (2 - x) \text{ моль/л}.$$

Зная константу равновесия, находим значение x , а затем исходные концентрации всех веществ:

$$I = \frac{x^2}{(3-x) \cdot (2-x)}$$

$$x^2 = 6 - 2x - 3x + x^2; 5x = 6, x = 1,2 \text{ моль/л.}$$

Таким образом, искомые равновесные концентрации:

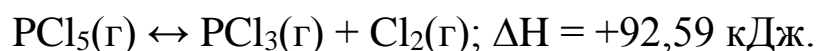
$$[\text{CO}_2]_{\text{р}} = 1,2 \text{ моль/л;}$$

$$[\text{H}_2] = 1,2 \text{ моль/л;}$$

$$[\text{CO}]_{\text{р}} = 3 - 1,2 = 1,8 \text{ моль/л;}$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{р}} = 2 - 1,2 = 0,8 \text{ моль/л.}$$

Пример 24. Эндотермическая реакция разложения пентахлорида фосфора протекает по уравнению:

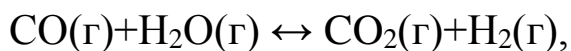


Как надо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции - PCl_5 ?

Решение. Смещением или *сдвигом химического равновесия* называют изменение равновесных концентраций реагирующих веществ в результате изменения одного из условий реакции. Направление, в котором сместилось равновесие, определяется по принципу Ле-Шателье: а) так как реакция разложения PCl_5 эндотермическая ($\Delta H > 0$), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции нужно повысить температуру; б) так как в данной системе разложения PCl_5 ведет к увеличению объема (из одной молекулы газа образуются две газообразные молекулы), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции надо уменьшить давление; в) смещения равновесия в указанном направлении можно достигнуть как увеличением концентрации PCl_5 , так и уменьшением концентрации PCl_3 или Cl_2 .

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

141. Вычислите константу равновесия для гомогенной системы:



если равновесные концентрации реагирующих веществ: $[\text{CO}_2]_{\text{р}} = 0,004 \text{ моль/л}$; $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{р}} = 0,064 \text{ моль/л}$; $[\text{CO}]_{\text{р}} = 0,016 \text{ моль/л}$; $[\text{H}_2]_{\text{р}} = 0,016 \text{ моль/л}$. Чему равны исходные концентрации воды и CO?

Ответ: $K = 1$; $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{исх}} = 0,08 \text{ моль/л}$; $[\text{CO}]_{\text{исх}} = 0,02 \text{ моль/л}$.

142. Константа равновесия гомогенной системы: $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2(\text{г})$ при некоторой температуре равна 1. Вычислите равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации: $[\text{CO}]_{\text{исх}} = 0,10$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{исх}} = 0,40$ моль/л. Ответ: $[\text{CO}_2]_{\text{р}} = [\text{H}_2]_{\text{р}} = 0,08$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{р}} = 0,32$ моль/л; $[\text{CO}]_{\text{р}} = 0,02$ моль/л.

143. Константа равновесия гомогенной системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ при некоторой температуре равна 0,1. Равновесные концентрации водорода и аммиака соответственно равна 0,2 и 0,08 моль/л. Вычислите равновесную и исходную концентрацию азота. Ответ: $[\text{N}_2]_{\text{р}} = 8$ моль/л; $[\text{N}_2]_{\text{исх}} = 8,04$ моль/л

144. При некоторой температуре равновесие гомогенной системы $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[\text{NO}]_{\text{р}} = 0,2$ моль/л; $[\text{O}_2]_{\text{р}} = 0,1$ моль/л; $[\text{NO}_2]_{\text{р}} = 0,1$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию NO и O₂. Ответ: $K = 2,5$; $[\text{NO}]_{\text{исх}} = 0,3$ моль/л; $[\text{O}_2]_{\text{исх}} = 0,15$ моль/л.

145. Почему при изменении давления смещается равновесие системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ и не смещается равновесие системы $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$? Ответ мотивируйте на основании расчета скорости обратной реакции в этих системах до и после изменения давления. Напишите выражения для констант равновесия каждой из данных систем.

146. Исходные концентрации $[\text{NO}]_{\text{исх}}$ и $[\text{Cl}_2]_{\text{исх}}$ в гомогенной системе $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{NOCl}$ составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20 % NO. Ответ: 0,416.

147. Окисление серы и ее диоксида протекает по уравнениям:

а) $\text{S}(\text{к}) + \text{O}_2 = \text{SO}_2(\text{к})$; б) $\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3(\text{г})$.

Как изменятся скорости этих реакций, если объемы каждой из систем уменьшить в четыре раза?

148. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$. Как изменится скорость прямой реакции – образования аммиака, если увеличить концентрацию водорода в три раза?

149. Реакция идет по уравнению $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$. Концентрация исходных веществ до начала реакции были: $[\text{N}_2] = 0,049$ моль/л ; $[\text{O}_2] = 0,01$ моль/л. Вычислите концентрацию этих веществ в момент, когда $[\text{NO}] = 0,005$ моль/л. Ответ: $[\text{N}_2] = 0,0465$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,0075$ моль/л.

150. Реакция идет по уравнению $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$. Концентрация участвующих в ней веществ были: $[N_2] = 0,80$ моль/л; $[H_2] = 1,5$ моль/л; $[NH_3] = 0,10$ моль/л. Вычислите концентрацию водорода и аммиака, когда $[N_2] = 0,5$ моль/л.

Ответ: $[NH_3] = 0,70$ моль/л; $[H_2] = 0,60$ моль/л.

151. Реакция идет по уравнению $H_2 + I_2 = 2HI$. Константа скорости этой реакции при некоторой температуре равна 0,16. Исходные концентрации реагирующих веществ: $[H_2] = 0,04$ моль/л; $[I_2] = 0,05$ моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость, когда $[H_2] = 0,03$ моль/л. Ответ: $3,2 \cdot 10^{-4}$; $1,92 \cdot 10^{-4}$.

152. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 120 до 80 °С. Температурный коэффициент скорости реакции 3.

153. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры на 60 °С, если температурный коэффициент скорости данной реакции 2?

154. В гомогенной системе $CO + Cl_2 \leftrightarrow COCl_2$ равновесные концентрации реагирующих веществ: $[CO] = 0,2$ моль/л; $[Cl_2] = 0,3$ моль/л; $[COCl_2] = 1,2$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации хлора и СО.

Ответ: $K = 20$; $[Cl_2]_{исх} = 1,5$ моль/л; $[CO]_{исх} = 1,4$ моль/л.

155. В гомогенной системе $A + 2B \leftrightarrow C$ равновесные концентрации реагирующих газов: $[A] = 0,06$ моль/л; $[B] = 0,12$ моль/л; $[C] = 0,216$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации веществ А и В.

Ответ: $K = 2,5$; $[A]_{исх} = 0,276$ моль/л; $[B]_{исх} = 0,552$ моль/л.

156. В гомогенной газовой системе $A + B \leftrightarrow C + D$ равновесие установилось при концентрациях: $[B] = 0,05$ моль/л и $[C] = 0,02$ моль/л. Константа равновесия системы равна 0,04. Вычислите исходные концентрации веществ А и В.

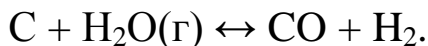
Ответ: $[A]_{исх} = 0,22$ моль/л; $[B]_{исх} = 0,07$ моль/л.

157. Константа скорости реакции разложения N_2O , протекающей по уравнению $2N_2O \leftrightarrow 2N_2 + O_2$, равна $5 \cdot 10^{-4}$. Начальная концентрация $N_2O = 6,0$ моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость, когда разложится 50% N_2O . Ответ: $1,8 \cdot 10^{-2}$; $4,5 \cdot 10^{-3}$.

158. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы $CO_2 + C \leftrightarrow 2CO$. Как изменится скорость

прямой реакции – образования CO, если концентрация CO₂ уменьшится 4 раза? Как следует изменить давление, чтобы повысить выход CO?

159. а) Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы:



Как следует изменить концентрацию и давление, чтобы сместить равновесие в сторону обратной реакции – образования водяных паров?

б) При охлаждении реакционной смеси с 50 °С до 20 °С скорость химической реакции уменьшилась в 27 раз. Вычислите температурный коэффициент этой реакции.

160. Равновесие гомогенной системы:



установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: [H₂O]_р = 0,14 моль/л; [Cl₂]_р = 0,14 моль/л; [HCl]_р = 0,20 моль/л; [O₂]_р = 0,32 моль/л. Вычислите исходные концентрации хлороводорода и кислорода. Ответ: [HCl]_{исх} = 0,48 моль/л; [O₂]_{исх} = 0,39 моль/л.

3.9. Способы выражения концентрации растворов

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

1. **Массовая доля** (или *процентная концентрация* вещества) – это отношение массы растворенного вещества m к общей массе раствора. Для бинарного раствора, состоящего из растворённого вещества и растворителя:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}},$$

где: ω – массовая доля растворенного вещества;

$m_{\text{в-ва}}$ – масса растворённого вещества;

$m_{\text{р-ра}}$ – масса растворителя.

Массовую долю выражают в долях от единицы или в процентах.

2. **Молярная концентрация** или *молярность* – это количество молей растворённого вещества в одном литре раствора V :

$$C = \frac{n}{V},$$

где: C – молярная концентрация растворённого вещества, моль/л (возможно также обозначение M , например, $0,2\text{ M HCl}$);

n – количество растворенного вещества, моль;

V – объём раствора, л.

Раствор называют *молярным* или *одномолярным*, если в 1 литре раствора растворено 1 моль вещества, *децимолярным* – растворено 0,1 моля вещества, *сантимолярным* – растворено 0,01 моля вещества, *миллимолярным* – растворено 0,001 моля вещества.

3. **Моляльная концентрация** (*моляльность*) раствора $C(x)$ показывает количество молей n растворенного вещества в 1 кг растворителя m :

$$C_{(x)} = \frac{n}{m_{p-ля}},$$

где: $C(x)$ – моляльность, моль/кг;

n – количество растворенного вещества, моль;

$m_{p-ля}$ – масса растворителя, кг.

4. **Титр** – содержание вещества в граммах в 1 мл раствора:

$$T = \frac{m_{в-ва}}{V_{p-ра}},$$

где: T – титр растворённого вещества, г/мл;

$m_{в-ва}$ – масса растворенного вещества, г;

$V_{p-ра}$ – объём раствора, мл.

5. **Мольная доля растворённого вещества** – безразмерная величина, равная отношению количества растворенного вещества n к общему количеству веществ в растворе:

$$N = \frac{n}{n + n_{p-ля}},$$

где: N – мольная доля растворённого вещества;

n – количество растворённого вещества, моль;

$n_{p-ля}$ – количество вещества растворителя, моль.

Сумма мольных долей должна равняться 1:

$$N(X) + N(S) = 1.$$

где $N(X)$ – мольная доля растворенного вещества X ;

$N(S)$ – мольная доля растворенного вещества S .

6. Нормальная концентрация растворов (*нормальность* или *молярная концентрация эквивалента*) – число грамм-эквивалентов данного вещества в одном литре раствора.

Грамм-эквивалент вещества – количество граммов вещества, численно равное его эквиваленту.

Эквивалент – это условная единица, равноценная одному иону водорода в кислотно-основных реакциях или одному электрону в окислительно – восстановительных реакциях.

Для записи концентрации таких растворов используют сокращения n или N .

Например, раствор, содержащий 0,1 моль-экв/л, называют децинормальным и записывают как 0,1 n .

$$C_H = \frac{z}{V_{p-pa}},$$

где: C_H – нормальная концентрация, моль-экв/л;

z – число эквивалентности;

V_{p-pa} – объём раствора, л.

Пример 25. Вычислите: а) массовую долю вещества в процентах ($C\%$); б) молярную (C_M); в) молярную концентрацию эквивалентов (C_H); г) моляльную (C_M) концентрации раствора H_3PO_4 , полученного при растворении 18 г кислоты в 282 см³ воды, если его плотность 1,031 г/см³. Чему равен титр T этого раствора?

Решение: а) *массовая доля вещества* в процентах показывает число граммов (единиц массы) вещества, содержащегося в 100 г (единиц массы) раствора. Так как массу 282 см³ воды можно принять равной 282 г, то масса полученного раствора 18 + 282 = 300 г и тогда:

$$300 - 18$$

$$100 - C \%, \text{ тогда } C \% = \frac{100 \cdot 18}{300} = 6\%$$

б) *мольно-объемная концентрация*, или *молярность*, показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора. Масса 1 л раствора 1031 г. Массу кислоты в литре раствора находим из соотношения:

300 – 18

$$1031 - X \%, \text{ тогда } X \% = \frac{1031 \cdot 18}{300} = 61,86$$

Молярность раствора получим делением числа граммов H_3PO_4 в 1 л раствора на мольную массу H_3PO_4 (97,99 г/ моль):

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

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

Так как эквивалентная масса $\text{H}_3\text{PO}_4 = M/3 = 97,99/3 = 32,66$ г/моль, то $C_H = 61,86/32,66 = 1,89 \text{ н}$;

г) мольно-массовая концентрация, или *моляльность*, показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 100 г растворителя. Массу H_3PO_4 в 1000 г растворителя находим из соотношения:

282 – 18

$$1000 - x, \text{ тогда } x = \frac{1000 \cdot 18}{282} = 68,83$$

$$\text{Отсюда } C_M = 68,83 / 97,99 = 0,70 \text{ м.}$$

Титром раствора называется число граммов растворенного вещества в 1 см³ (мл) раствора. Так как в 1 л раствора содержится 61,86 г кислоты, то $T = 61,86/1000 = 0,06186 \text{ г/см}^3$.

Зная нормальность раствора и эквивалентную массу ($m_э$) растворенного вещества, титр легко найти по формуле:

$$T = \frac{C_H \cdot m_э}{1000}.$$

Пример 26. На нейтрализацию 50 см³ раствора кислоты израсходовано 25 см³ 0,5 н раствора щелочи. Чему равна нормальность кислоты?

Решение. Так как вещества взаимодействуют между собой в эквивалентных соотношениях, то растворы равной нормальности реагируют в равных объемах. При разных нормальностях объемы растворов реагирующих веществ обратно пропорциональны их нормальностям, т.е.

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{H2}}{C_{H1}} \text{ или } V_1 \cdot C_{H1} = V_2 \cdot C_{H2}$$

$50C_{H1} = 25 \cdot 0,5$, откуда $C_{H1} = 25 \cdot 0,5/50 = 0,25$ н.

Пример 27. К 1 л 10 %-ного раствора КОН (пл. 1,092 г/см³) прибавили 0,5 л 5 %-ного раствора КОН (пл. 1,045 г/см³). Объем смеси довели до 2 л. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.

Решение. Масса 1 л 10 %-ного раствора КОН 1092 г. В этом растворе содержится $1092 \cdot 10/100 = 109,2$ г КОН. Масса 0,5 л 5 %-ного раствора $1045 \cdot 0,5 = 522,5$ г. В этом растворе содержится $522,5/100 = 26,125$ г КОН.

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

Пример 28. Какой объем 96 %-ной кислоты плотностью 1,84 г/см³ потребуется для приготовления 3 л 0,4 н раствора?

Решение. Эквивалентная масса $H_2SO_4 = M/2 = 98,08/2 = 49,04$ г/моль. Для приготовления 3 л 0,4 н раствора требуется $49,04 \cdot 0,4 \cdot 3 = 58,848$ г H_2SO_4 . Масса 1 см³ 96 %-ной кислоты 1,84 г. В этом растворе содержится $1,84 \cdot 96/100 = 1,766$ г H_2SO_4 .

Следовательно, для приготовления 3 л 0,4 н раствора надо взять $58,848 : 1,766 = 33,32$ см³ этой кислоты.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

161. 10 г KNO_3 растворено в 80 г воды. Вычислить процентное содержание KNO_3 в растворе. Ответ: 11,1 %.

162. Сколько граммов $AgNO_3$ нужно растворить в 250 г воды для получения 2 %-ного раствора? Ответ: 5,1 г.

163. Сколько граммов медного купороса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ и воды потребуется для приготовления 200 г 5 %-ного раствора $CuSO_4$, рассчитанного на безводную соль? Ответ: 15,63 г.

164. Для получения в лаборатории водорода при взаимодействии цинка и кислоты применяется раствор H_2SO_4 , приготовленный из 1 объема кислоты плотностью 1,84 и 5 объемов воды. Какова процентная концентрация этого раствора? Ответ: 25,8 %.

165. Определить нормальность раствора, содержащего 30 г $AlCl_3$ в 500 мл раствора. Ответ: 1,35 н.

166. Сколько граммов H_3PO_4 нужно для приготовления 100 мл 0,02 н раствора? Ответ: 0,065 г.

167. Чему равна нормальность 30 %-ного раствора NaOH плотностью 1,328 г/см³? К 1 л этого раствора прибавили 5 л воды. Вычислите массовую долю полученного раствора. Ответ: 9,96 н; 6,3 %.

168. К 3 л 10 %-ного раствора HNO_3 плотностью 1,054 г/см³ прибавили 5 л 2 %-ного раствора той же кислоты плотностью 1,009 г/см³. Вычислите массовую долю в процентах и молярную концентрацию полученного раствора, объем которого равен 8 л.

Ответ: 5,0 %; 0,82 М.

169. Вычислите эквивалентную и молярную концентрации 20,8 %-ного раствора HNO_3 плотностью 1,12 г/см³. Сколько граммов кислоты содержится в 4 л этого раствора?

Ответ: 3,70 н; 4,17 м; 931,8 г.

170. Сколько граммов HNO_3 содержится в 2 л ее 0,1 н раствора? Ответ: 12,6 г.

171. Вычислите молярную, эквивалентную и молярную концентрации 16 %-ного раствора хлорида алюминия плотностью 1,149 г/см³. Ответ: 1,38 М; 4,14 н; 1,43 м.

172. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 75 см³ 0,3 н раствора H_2SO_4 прибавить 125 см³ 0,2 н раствора KOH ?

Ответ: 0,14 г KOH .

173. Для осаждения в виде AgCl всего серебра, содержащегося в 100 см³ раствора AgNO_3 , потребовалось 50 см³ 0,2 н раствора HCl . Какова нормальность раствора AgNO_3 ? Какая масса AgCl выпала в осадок? Ответ: 0,1 н; 1,433 г.

174. Какой объем 20,01 %-ного раствора HCl (пл. 1,100 г/см³) требуется для приготовления 1 л 10,17 %-ного раствора (пл. 1,050 г/см³)? Ответ: 485,38 см³.

175. Смешали 10 см³ 10 %-ного раствора HNO_3 (пл. 1,056 г/см³) и 100 см³ 30 %-ного раствора HNO_3 (пл. 1,184 г/см³). Вычислите процентную концентрацию полученного раствора. Ответ: 28,38 %.

176. Какой объем 50 %-ного раствора KOH (пл. 1,538 г/см³) требуется для приготовления 3 л 6 %-ного раствора (пл. 1,048 г/см³)? Ответ: 245,5 см³.

177. Определить нормальность 20 %-ного раствора H_2SO_4 , если плотность раствора равна 1,14. Ответ: 4,65 н.

178. 2 л хлора при н.у. растворены в 5 л воды. Определить процентную и молярную концентрации раствора, если объем раствора остался равным объему воды. Ответ: 0,13 %; 0,018 М.

179. Сколько воды нужно выпарить из 500 г 5 %-ного раствора NaCl для получения 20 %-ного раствора? Ответ: 375 мл.

180. На нейтрализацию 31 см³ 0,16 н раствора щелочи требуется 217 см³ раствора H₂SO₄. Чему равны нормальность и титр раствора H₂SO₄. Ответ: 0,023 н; $1,127 \cdot 10^{-3}$ г/см³.

181. Какой объем 0,3 н раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора, содержащего 0,32 г NaOH в 40 см³? Ответ: 26,6 см³.

182. На нейтрализацию 1 л раствора, содержащего 1,4 г KOH, требуется 50 см³ раствора кислоты. Вычислите нормальность раствора кислоты. Ответ: 0,53 н.

183. Какая масса HNO₃ содержалась в растворе, если на нейтрализацию его потребовалось 35 см³ 0,4 н раствора NaOH? Каков титр раствора NaOH? Ответ: 0,882 г; 0,016 г/см³.

184. Какую массу NaNO₃ нужно растворить в 400 г воды, чтобы приготовить 20 %-ный раствор? Ответ: 100 г.

185. Смешали 300 г 20 %-ного раствора и 500 г 40 %-ного раствора NaCl. Чему равна процентная концентрация полученного раствора? Ответ: 32,5%.

186. Смешали 247 г 62 %-ного и 18 %-ного раствора серной кислоты. Какова процентная концентрация полученного раствора? Ответ: 45,72 %.

187. Из 700 г 60 %-ной серной кислоты выпариванием удалили 200 г воды. Чему равна процентная концентрация оставшегося раствора? Ответ: 84 %.

188. Из 10 кг 20 %-ного раствора при охлаждении выделилось 400 г соли. Чему равна процентная концентрация охлажденного раствора? Ответ: 16,7 %.

189. Оксид углерода (VI), образовавшийся при прокаливании известняка массой 30 г с массовой долей неразлагающихся примесей 10 %, пропустили через 20 %-ный раствор гидроксида натрия массой 2 кг. Какова масса образовавшегося продукта, если массовая доля от теоретически возможного выхода равна 80 %? Ответ: 228,96 г.

190. Какое количество 20 %-ного раствора HCl (плотность 1,1) потребуется для нейтрализации 45 г 15 %-ного раствора KOH?

3.10. Ионно-молекулярные (ионные) реакции обмена

Ионно-молекулярные, или просто ионные, уравнения реакций обмена отражают состояние электролита в растворе. В этих уравнениях сильные растворимые электролиты, поскольку они полностью диссоциированы, записывают в виде ионов, а слабые электролиты, малорастворимые и газообразные вещества записывают в молекулярной форме.

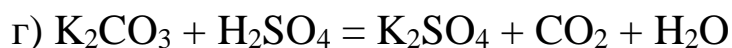
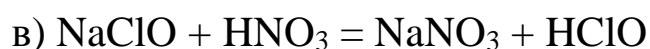
В ионно-молекулярном уравнении одинаковые ионы из обеих частей исключаются. При составлении ионно-молекулярных уравнений следует помнить, что сумма электрических зарядов в левой части уравнения должна быть равна сумме электрических зарядов в правой части уравнения.

Молекулярные и ионные уравнения

| | |
|----------------------------|--|
| Молекулярное уравнение | $\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$ |
| «Полное» ионное уравнение | $\text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$ |
| «Краткое» ионное уравнение | $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ |

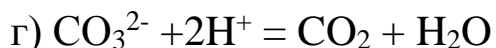
Пример 29. Написать ионно-молекулярные уравнения реакции взаимодействия между водными растворами следующих веществ: а) HCl и NaOH; б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2S ; в) NaClO и HNO_3 ; г) K_2CO_3 и H_2SO_4 ; д) CH_3COOH и NaOH.

Решение. Запишем уравнения взаимодействия указанных веществ в молекулярном виде:

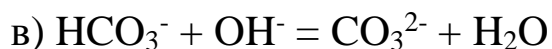
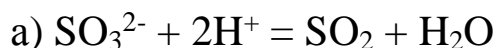


Отметим, что взаимодействие этих веществ возможно, поскольку в результате происходит связывание ионов с образованием слабых электролитов (H_2O , HClO), осадка (PbS), газа (CO_2).

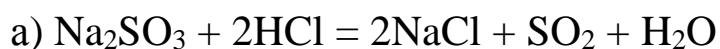
В реакции (д) два слабых электролита, но так как реакции идут в сторону большего связывания ионов и вода - более слабый электролит, чем уксусная кислота, то равновесие реакции смещено в сторону образования воды. Исключая одинаковые ионы из обеих частей равенства: а) Na^+ и Cl^- ; б) Na^+ и NO_3^- ; в) Na^+ и NO_3^- ; г) K^+ и SO_4^{2-} д) Na^+ , получим ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций:



Пример 30. Составьте молекулярные уравнения реакции, которым соответствуют следующие ионно-молекулярные уравнения:



В левой части данных ионно-молекулярных уравнений указаны свободные ионы, которые образуются при диссоциации растворимых сильных электролитов, следовательно, при составлении молекулярных уравнений следует исходить из соответствующих растворимостей сильных электролитов. Например:



КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

181. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций: 1) карбонат калия + нитрат кальция, 2) карбонат аммония + хлорид кальция, 3) карбонат натрия + бромид кальция. Каким одним ионным уравнением выражены все эти реакции?

Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) NaHCO_3 и NaOH ; б) K_2SiO_3 и HCl ; в) BaCl_2 и Na_2SO_4 .

182. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) K_2S и HCl ; б) FeSO_4 и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; в) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и KOH ; г) AgNO_3 и NaCl .

183. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

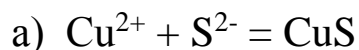


184. Какое из веществ: $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – будет взаимодействовать с гидроксидом калия? Выразить эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

185. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции взаимодействия в растворах между: а) KHCO_3 и H_2SO_4 ; б) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и $\text{Na}(\text{OH})$; в) CaCl_2 и AgNO_3 .

186. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) CuSO_4 и H_2S ; б) BaCO_3 и HNO_3 ; в) FeCl_3 и KOH .

187. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

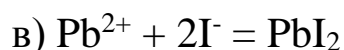
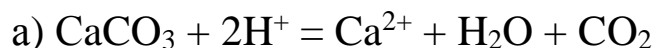


188. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и HCl ; б) BeSO_4 и KOH ; в) NH_4Cl и $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

189. Какое из веществ: KHCO_3 , CH_3COOH , NiSO_4 , NaS – взаимодействует с раствором серной кислоты? Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций.

190. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) AgNO_3 и K_2CrO_4 ; б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и KI ; в) CdSO_4 и Na_2S .

191. Составьте по два молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



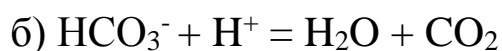
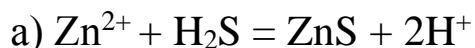
192. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) $\text{Be}(\text{OH})_2$ и NaOH ; б) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и HNO_3 ; в) ZnOHNO_3 и HNO_3 .

193. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) Na_3PO_4 и CaCl_2 ; б) K_2CO_3 и BaCl_2 ; в) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и KOH .

194. Составьте по два молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



195. Составьте по 2 молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

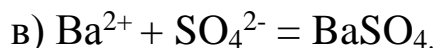


196. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) CdS и HCl ; б) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и NaOH ; в) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и CoCl_2 .

197. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) H_2SO_4 и $\text{Ba}(\text{OH})_2$; б) FeCl_3 и NH_4OH ; в) CH_3COONa и HCl .

198. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) FeCl_3 и KOH ; б) NiSO_4 и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; в) MgCO_3 и HNO_3 .

199. Составьте по 2 молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



200. Какое из веществ: NaCl , NiSO_4 , $\text{Be}(\text{OH})_2$, KHCO_3 – взаимодействует с раствором гидроксида натрия? Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций.

П Р И Л О Ж Е Н И Я

Приложение 1

Названия важнейших кислот и их солей

| <i>Кислота</i> | <i>Н а з в а н и я</i> | |
|-----------------------------------|--------------------------|------------------------------|
| | <i>кислоты</i> | <i>соли</i> |
| H_3BO_3 | ортоборная | ортобораты |
| H_2CO_3 | угольная | карбонаты |
| CH_3COOH | уксусная | ацетаты |
| H_2SiO_3 | кремниевая | силикаты |
| HNO_2 | азотистая | нитриты |
| HNO_3 | азотная | нитраты |
| H_3PO_4 | ортофосфорная | фосфаты |
| H_2SO_3 | сернистая | сульфиты |
| H_2SO_4 | серная | сульфаты |
| H_2S | сероводородная | сульфиды |
| HF | фтороводородная | фториды |
| HCl | хлороводородная | хлориды |
| HClO | хлорноватистая | гипохлориты |
| HClO_2 | хлористая | хлориты |
| HClO_3 | хлорноватая | хлораты |
| HClO_4 | хлорная | перхлораты |
| HBr | бромоводородная | бромиды |
| HI | йодоводородная | йодиды |
| $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | двухромовая | дихроматы |
| H_2CrO_4 | хромовая | хроматы |
| HMnO_4 | марганцовая | перманганаты |
| H_2MnO_4 | марганцовистая | манганаты |
| H_2ZnO_2 | цинковая | цинкаты |
| HCN | циановодородная | цианиды |
| HSCN | родановодородная | роданиды |
| $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ | дисерная (пиросерная) | дисульфаты (пиросульфаты) |

Константы диссоциации неорганических оснований

| Гидроксид | Формула вещества | Константы диссоциации, K_b | pK_b |
|---------------|------------------|------------------------------|--------|
| Алюминия | $Al(OH)_3$ | $1,38 \cdot 10^{-9}$ | 8,86 |
| Аммония | NH_4OH | $1,79 \cdot 10^{-5}$ | 4,75 |
| Бария | $Ba(OH)_2$ | $2,30 \cdot 10^{-1}$ | 0,64 |
| Галлия | $Ga(OH)_3$ | $1,60 \cdot 10^{-11}$ (2) | 10,8 |
| Железа (II) | $Fe(OH)_2$ | $1,30 \cdot 10^{-4}$ | 3,89 |
| Железа (III) | $Fe(OH)_3$ | $1,82 \cdot 10^{-11}$ (2) | 10,74 |
| | | $1,35 \cdot 10^{-12}$ (3) | 11,87 |
| Кадмия | $Cd(OH)_2$ | $5,00 \cdot 10^{-3}$ (2) | 2,30 |
| Кальция | $Ca(OH)_2$ | $4,30 \cdot 10^{-2}$ (2) | 1,37 |
| Кобальта (II) | $Co(OH)_2$ | $4,00 \cdot 10^{-5}$ (2) | 4,40 |
| Лантана | $La(OH)_2$ | $5,20 \cdot 10^{-4}$ (3) | 3,30 |
| Лития | $LiOH$ | $6,75 \cdot 10^{-1}$ | 0,17 |
| Магния | $Mg(OH)_2$ | $2,50 \cdot 10^{-3}$ (2) | 2,60 |
| Марганца (II) | $Mn(OH)_2$ | $5,00 \cdot 10^{-4}$ (2) | 3,30 |
| Меди (II) | $Cu(OH)_2$ | $3,40 \cdot 10^{-7}$ (2) | 6,47 |
| Натрия | $NaOH$ | 5,90 | -0,77 |
| Никеля | $Ni(OH)_2$ | $2,50 \cdot 10^{-5}$ (2) | 4,60 |
| Свинца | $Pb(OH)_2$ | $9,60 \cdot 10^{-4}$ (1) | 3,02 |
| Стронция | $Sr(OH)_2$ | $1,50 \cdot 10^{-1}$ (2) | 0,82 |
| Хрома (III) | $Cr(OH)_3$ | $1,02 \cdot 10^{-10}$ (3) | 9,90 |
| Цинка | $Zn(OH)_2$ | $4,00 \cdot 10^{-5}$ (2) | 4,40 |

Растворимость солей, кислот и оснований в воде при комнатной температуре

| <i>КАТИОНЫ</i> | <i>АНИОНЫ</i> | | | | | | | | | | | |
|------------------------------------|-----------------------|--------------------------------------|-----------------------|------------------------------------|-----------------------|----------------------|----------------------|-----------------------------------|-----------------------|------------------------------------|-----------------------|------------------------------------|
| | Br⁻ | CH₃COO⁻ | CN⁻ | CO₃²⁻ | Cl⁻ | F⁻ | I⁻ | NO₃⁻ | OH⁻ | PO₄³⁻ | S²⁻ | SO₄²⁻ |
| Ag⁺ | н | м | н | н | н | р | н | р | — | н | н | м |
| Al³⁺ | р | + | ? | — | р | м | р | р | н | н | + | р |
| Ba²⁺ | р | р | р | н | р | м | р | р | р | н | р | н |
| Be²⁺ | р | + | ? | + | р | р | р | р | н | н | + | р |
| Ca²⁺ | р | р | р | н | р | н | р | р | м | н | м | м |
| Cd²⁺ | р | р | м | + | р | р | р | р | н | н | н | р |
| Co²⁺ | р | р | н | + | р | р | р | р | н | н | н | р |
| Cr³⁺ | р | + | н | — | р | м | н | р | н | н | + | р |
| Cs⁺ | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р |
| Cu²⁺ | р | р | н | + | р | р | — | р | н | н | н | р |
| Fe²⁺ | р | р | н | + | р | м | р | р | н | н | н | р |
| Fe³⁺ | р | — | — | — | р | н | — | р | н | н | — | р |
| Hg²⁺ | м | р | р | — | р | + | н | + | — | н | н | + |
| Hg₂²⁺ | н | м | — | н | н | м | н | + | — | н | — | н |
| K⁺ | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р |
| Li⁺ | р | р | р | р | р | н | р | р | р | м | р | р |
| Mg²⁺ | р | р | р | м | р | н | р | р | н | н | н | р |
| Mn²⁺ | р | р | н | + | р | р | р | р | н | н | н | р |
| NH₄⁺ | р | р | р | р | р | р | р | р | р | — | + | р |
| Na⁺ | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р |
| Ni²⁺ | р | р | н | + | р | р | р | р | н | н | н | р |
| Pb²⁺ | м | р | н | + | м | м | м | р | н | н | н | н |
| Rb⁺ | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р | р |
| Sn²⁺ | + | + | — | — | + | р | м | + | н | н | н | р |
| Sr²⁺ | р | р | р | н | р | н | р | р | м | н | р | н |
| Tl⁺ | м | р | р | р | м | р | н | р | р | м | н | м |
| Zn²⁺ | р | р | н | + | р | м | р | р | н | н | н | р |

Обозначения: р — хорошо растворимый, м — малорастворимый, н — практически нерастворимый, «+» — полностью реагирует с водой или не осаждается из водного раствора, «—» — не существует, ? — данные о растворимости отсутствуют.

Электрохимический ряд напряжений металлов

Восстановительные свойства металлов убывают

| | | | | | | | | | | | |
|----|----|----|----|----|----|----|----|----------|----|----|----|
| Li | Rb | K | Cs | Ba | Sr | Ca | Na | Mg | Be | Al | Ti |
| Mn | Cr | Zn | Fe | Co | Ni | Sn | Pb | <u>H</u> | Sb | | |
| | | Bi | Cu | Ag | Hg | Pt | Au | | | | |

Ряд неметаллов

Окислительные свойства неметаллов растут

| | | | | | | | | | | |
|----|---|----|----|----|---|----|---|----|---|---|
| Si | B | Te | Ge | H | P | As | I | Se | C | S |
| | | | Br | Cl | N | O | F | | | |

Окраска индикаторов

| Индикатор | Кислотная среда | Нейтральная среда | Щелочная среда |
|---------------------|-----------------|-------------------|----------------|
| Лакмус | Красный | Фиолетовый | Синий |
| Фенолфталеин | Бесцветный | Бесцветный | Малиновый |
| Метиловый оранжевый | Розовый | Оранжевый | Желтый |

СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ

| Сильные | Слабые |
|--|---|
| 1. Все растворимые соли. | 1. Все труднорастворимые соли. |
| 2. Неорганические кислоты: HCl, HBr, HI, HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , HClO ₃ , HClO ₄ , H ₂ Cr ₂ O ₇ , HMnO ₄ , HBrO ₃ , HBrO ₄ , H ₂ SeO ₄ , H ₂ CrO ₄ . | 2. Неорганические кислоты: H ₂ S, H ₂ SO ₃ , HNO ₂ , HCN, HF, H ₃ PO ₄ , H ₂ ZnO ₂ , H ₂ CO ₃ , HClO, HClO ₂ , HCrO ₂ , H ₂ SiO ₃ , H ₃ BO ₃ , H ₃ PO ₃ , H ₃ AsO ₃ , H ₃ AsO ₄ , H ₂ Se, H ₂ Te, H ₂ SeO ₃ , H ₂ TeO ₃ , HBrO, HIO. |
| 3. Щелочи: KOH, NaOH, Ba(OH) ₂ , LiOH, CsOH, RbOH, Sr(OH) ₂ . | 3. Амфотерные основания: Zn(OH) ₂ , Al(OH) ₃ , Cr(OH) ₃ . 4. Неамфотерные гидроксиды: Ca(OH) ₂ , Mg(OH) ₂ , Cu(OH) ₂ , Ni(OH) ₂ . 5. Органические кислоты: HCOOH, CH ₃ COOH, HOOC-COOH, C ₆ H ₅ OH. 6. NH ₄ OH, H ₂ O. |

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

| Г р у п п ы | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---------------------------------|---|----------------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|---------------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|---------------------------|-----------------------------|--|--|--|--|--|---------------------------|-------------------------|
| VIII | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| VII | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| VI | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| (H) | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| V | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| IV | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| III | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| II | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| I | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| П е р и о д ы | 1 | 1 H 1,008 Водород | | | | | | | | | | | | | | | 2 He 4,00 Гелий | |
| | 2 | 3 Li 6,94 Литий | 4 Be 9,01 Бериллий | | | | | | | | | | | | | | 10 Ne 20,18 Неон | |
| | 3 | 11 Na 22,99 Натрий | 12 Mg 24,31 Магний | 13 Al 26,98 Алюминий | 14 Si 28,09 Кремний | 15 P 30,97 Фосфор | 16 S 32,06 Сера | 17 Cl 35,45 Хлор | 18 Ar 39,95 Аргон | | | | | | | | | |
| | 4 | 19 K 39,10 Калий | 20 Ca 40,08 Кальций | 21 Sc 44,96 Скандий | 22 Ti 47,90 Титан | 23 V 50,94 Ванадий | 24 Cr 52,00 Хром | 25 Mn 54,94 Марганец | 26 Fe 55,85 Железо | 27 Co 58,93 Кобальт | 28 Ni 58,69 Никель | | | | | | | |
| | | 29 Cu 63,55 Медь | 30 Zn 65,39 Цинк | 31 Ga 69,72 Галлий | 32 Ge 72,59 Германий | 33 As 74,92 Мышьяк | 34 Se 78,96 Селен | 35 Br 79,90 Бром | | | | | | | | | 36 Kr 83,80 Криптон | |
| | 5 | 37 Rb 85,47 Рубидий | 38 Sr 87,62 Стронций | 39 Y 88,91 Иттрий | 40 Zr 91,22 Цирконий | 41 Nb 92,91 Нобий | 42 Mo 95,94 Молибден | 43 Tc 98,91 Технеций | 44 Ru 101,07 Рутений | 45 Rh 102,91 Родий | 46 Pd 106,42 Палладий | | | | | | | |
| | | 47 Ag 107,87 Серебро | 48 Cd 112,41 Кадмий | 49 In 114,82 Индий | 50 Sn 118,69 Олово | 51 Sb 121,75 Сурьма | 52 Te 127,60 Теллур | 53 I 126,90 Йод | | | | | | | | | 54 Xe 131,29 Ксенон | |
| | 6 | 55 Cs 132,91 Цезий | 56 Ba 137,33 Барий | 57 La 138,91 Лантан | 72 Hf 178,49 Гафний | 73 Ta 180,95 Тантал | 74 W 183,85 Вольфрам | 75 Re 186,21 Рений | 76 Os 190,2 Осий | 77 Ir 192,22 Иридий | 78 Pt 195,08 Платина | | | | | | | |
| | 7 | 79 Au 196,97 Золото | 80 Hg 200,59 Ртуть | 81 Tl 204,38 Таллий | 82 Pb 207,2 Свинец | 83 Bi 208,98 Висмут | 84 Po [209] Полоний | 85 At [210] Астат | | | | | | | | | | 86 Rn [222] Радон |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |

СОДЕРЖАНИЕ

| | |
|--|----|
| 1. Общие методические рекомендации по изучению дисциплины..... | 3 |
| 2. Список рекомендуемой литературы..... | 6 |
| 3. Содержание дисциплины..... | 9 |
| 3.1. Классы неорганических соединений..... | 9 |
| 3.2. Вычисление эквивалентов простых и сложных веществ | 15 |
| 3.3. Вычисление простейшей и истинной формулы соединения..... | 17 |
| 3.4. Газовые законы..... | 20 |
| 3.5. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева и строение атома..... | 24 |
| 3.6. Энергетика химических процессов (термохимические расчеты)..... | 32 |
| 3.7. Химическое сродство..... | 40 |
| 3.8. Химическая кинетика и равновесие..... | 47 |
| 3.9. Способы выражения концентрации растворов..... | 53 |
| 3.10. Ионно-молекулярные (ионные) реакции обмена..... | 60 |
| Приложения..... | 64 |