



Е. В. Береснева
Е. В. Товстик

РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Учебно-методическое пособие



МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ВЯТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Институт химии и экологии
Кафедра фундаментальной химии и методики обучения химии

Е. В. БЕРЕСНЕВА
Е. В. ТОВСТИК

РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Учебно-методическое пособие

Киров
2019

УДК 546(07)

Б485

Допущено к изданию методическим советом института химии и экологии ВятГУ в качестве учебно-методического пособия для студентов направления 04.03.01 «Химия», 04.05.01 «Фундаментальная и прикладная химия», 44.03.05 «Педагогическое образование» (с двумя профилями подготовки)

Рецензент:

канд. пед. наук, доцент кафедры химии ФГБОУ ВО Кировского ГМУ

Минздрава России

И. В. Горева

Береснева, Е. В.

Б485 Решение задач по неорганической химии : учебно-методическое пособие / Е. В. Береснева, Е. В. Товстик. – Киров : ВятГУ, 2019. – 112 с.

Учебное пособие может быть использовано при подготовке студентов химических направлений подготовки и специальностей высших учебных заведений, на которых изучается дисциплина «Неорганическая химия».

УДК 546(07)

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	5
ГЛАВА I. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ ТРЕБОВАНИЯ К РЕШЕНИЮ ХИМИЧЕСКИХ ЗАДАЧ	6
1.1. Понятие о двух сторонах химической задачи	6
1.2. Технология решения задач по химии	11
ГЛАВА II. РАСЧЕТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ И УРАВНЕНИЯМ	15
2.1. Задачи на вывод химических формул	15
2.2. Задачи по уравнениям химических реакций	18
2.3. Задачи на закон эквивалентов	22
ГЛАВА III. ЗАКОНЫ ГАЗООБРАЗНОГО ВЕЩЕСТВА	29
3.1. Задачи на газовые законы Бойля-Мариотта, Гей-Люссака и объединенный закон состояния идеального газа	29
3.2. Задачи на закон А. Авогадро и по уравнению Менделеева-Клапейрона	31
3.3. Задачи на парциальное давление газов	35
3.4. Расчеты объемов газов по химическим уравнениям с использованием законов Авогадро и Менделеева-Клапейрона	36
ГЛАВА IV. РАСТВОРИМОСТЬ. РАСТВОРЫ. ТЕПЛОВЫЕ ЭФФЕКТЫ РАСТВОРЕНИЯ	41
4.1. Задачи на свойства растворов и растворимость веществ	41
4.2. Задачи на энтальпию растворения	44
4.3. Задачи на массовую долю растворенного вещества в растворе	46
4.4. Расчеты массовой доли вещества при растворении кристаллогидратов	48
4.5. Задачи на смешение растворов	50
4.6. Задачи на приготовление кислот и крепких растворов щелочей	53
4.7. Решение задач по уравнениям реакций, когда вещества реагируют или получаются в виде раствора с определенной массовой долей	55
ГЛАВА V. КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ, СПОСОБЫ ИХ ВЫРАЖЕНИЯ И ПРИГОТОВЛЕНИЯ	61
5.1. Задачи на растворы молярной концентрации	61
5.2. Задачи на растворы эквивалентной (нормальной) концентрации	62
5.3. Задачи на титр раствора	63
5.4. Задачи на растворы молярной концентрации	65

5.5. Решение задач по уравнениям реакций, когда вещества реагируют или получаются в виде раствора с определенной концентрацией	65
ГЛАВА VI. ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА	69
РАЗБАВЛЕННЫХ РАСТВОРОВ НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ	69
6.1. Задачи на осмотическое давление растворов неэлектролитов	69
6.2. Задачи на законы Рауля	71
ГЛАВА VII. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ.....	77
7.1. Задачи на особенности электролитов, изотонический коэффициент ...	77
7.2. Задачи на определение степени и константы диссоциации слабых электролитов	79
7.3. Задачи на активность и ионную силу сильных электролитов	81
ГЛАВА VIII. ДИССОЦИАЦИЯ ВОДЫ.	
ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ	85
8.1. Расчеты ионного произведения воды, водородного показателя	85
8.2. Задачи на буферные растворы	88
8.3. Задачи на произведение растворимости	90
8.4. Задачи на гидролиз солей	92
ГЛАВА IX. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ	97
9.1. Термохимические расчеты	97
9.2. Задачи на движущую силу и направление химических реакций (энтальпия, энтропия, энергия Гиббса)	99
ГЛАВА X. КИНЕТИКА И МЕХАНИЗМ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ ...	104
10.1. Задачи на скорость химической реакции.....	104
10.2. Задачи на химическое равновесие	106
ЛИТЕРАТУРА	110

ВВЕДЕНИЕ

При изучении наук задачи полезнее правил

И. Ньютон

Студент, избравший химическую специальность, должен в совершенстве овладеть простейшими приемами умственной деятельности, навыками интеллектуального труда, активной самостоятельной работы. Важную роль в этом играет умение решать химические задачи. Решение задач – один из основных критериев творческого применения первокурсниками знаний по дисциплине «Неорганическая химия», теоретические представления и концепции которой составляют фундамент всей системы химических знаний.

Первокурсники часто приходят в ВУЗ с несформированными умениями решать химические задачи, решают их шаблонно, по образцу, данному учителем, не анализируют содержание задачи, не проводят ее осмысление и обоснование, не определяют последовательность действий, часто неправильно используют химический язык и обозначения физико-химических величин. Следствием этого является то, что студенты 1-го курса, столкнувшись с большим объемом теоретического материала, разнообразием задач в курсе неорганической химии и невозможностью найти какой-то единый подход к их решению, теряются и часто «опускают руки».

В настоящее пособие включен раздел «Общие методические требования к решению химических задач», в котором показано, как необходимо работать с задачей, чтобы найти ее верное решение. В последующих девяти разделах приведены примеры решения задач по всем темам курса «Неорганическая химия» и задачи для самостоятельного решения.

Выполнение всех предложенных рекомендаций, систематическое самостоятельное решение задач и выполнение упражнений позволят обучающимся лучше усвоить и систематизировать подчас нелегкий для усвоения материал, овладеть теоретическими основами данной дисциплины.

ГЛАВА I. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ ТРЕБОВАНИЯ К РЕШЕНИЮ ХИМИЧЕСКИХ ЗАДАЧ

1.1. Понятие о двух сторонах химической задачи

Химические задачи могут быть простыми и сложными. **Простыми, тренировочными, видовыми** или **типичными** называют задачи малой емкости, т. е. использующие небольшой объем знаний. При решении простой задачи достаточно актуализировать только один элемент знаний и умений или применить знания одного способа действия.

Сложными или **комбинированными** называют задачи, в состав которых входит информация большой емкости. Для решения таких задач приходится использовать большой объем знаний (химических законов, теорий, понятий), в них много составных частей, часто из различных тем, между которыми требуется установление более глубоких взаимосвязей.

Понятие «сложная задача» не совпадает с понятием «трудная». Сложное – это объективное свойство, а трудное – субъективное, зависящее от подготовки обучающихся, их развития, умения догадаться, сообразить, какие знания нужно использовать для решения данной задачи.

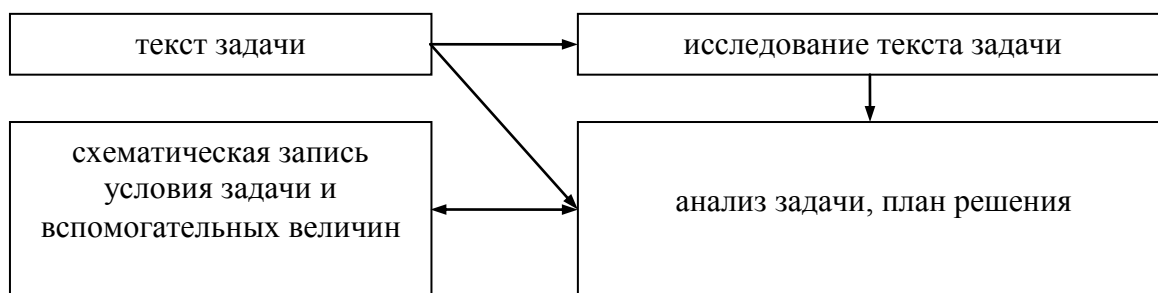
В химической задаче выделяют две части: **химическую** и **математическую** (рис. 1). Первая часть основывается на химических законах (постоянства состава веществ, сохранения массы веществ, Авогадро, объемных отношений Гей-Люссака и др.), теориях (строения веществ, электролитической диссоциации, химических процессов и др.) и химических понятиях (гидролиз, электролиз, кислота, растворение, скорость химической реакции и др.), вторая же базируется на математических знаниях и должна выполняться на их основе, следуя математической логике, рассуждениям и действиям.

Химическая часть включает текст задачи, исследование текста задачи, схематическую запись условия задачи и вспомогательных величин, анализ задачи и составление плана ее решения.

Математическая часть – это выбор способа решения задачи, решение (расчеты), анализ решения (проверка), ответ, составление студентом обратной задачи.

Химическая часть является основной в решении задач по химии, игнорирование ее ведет к нарушению логики и, как следствие, к неверному результату. Страх перед задачами исчезнет только тогда, когда обучающийся научится ис-

Химическая часть задачи



Математическая часть задачи

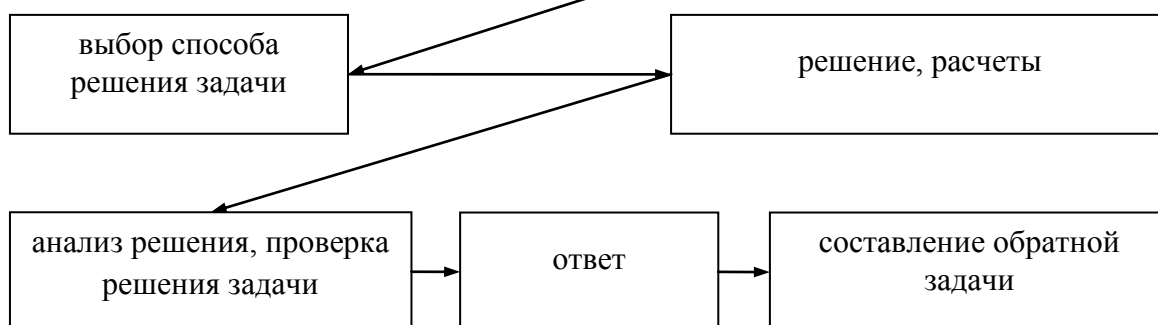


Рис. 1. Две стороны химической задачи

следовать текст задачи, анализировать ее и составлять план решения, прежде чем начнет выполнять математические действия.

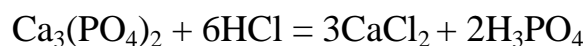
Решение задачи необходимо начинать с внимательного чтения ее текста и ответа на вопрос: о чем в задаче идет речь? Можно мысленно представить вещества, описанные реакции и способы их проведения. Этот процесс, называемый *исследованием текста задачи*, позволяет более свободно перейти к анализу и составлению последовательности ее решения. Рассмотрим исследование задачи на конкретном примере.

Пример 1.

20 г смеси, состоящей из сульфата бария, фосфата кальция, карбоната кальция и фосфата натрия, растворили в воде. Масса не растворившейся части составила 18 г. При действии на эту смесь эквивалентным количеством 25 %-ой соляной кислоты выделилось 2,24 л газа (н. у.), а масса осадка оказалась равной 3 г. Определите массу каждого компонента в смеси.

В задаче сказано, что смесь из четырех солей растворили в воде. По таблице растворимости определяем, что одна из солей – фосфат натрия – растворима в воде, значит разность между 20 г и 18 г – это масса растворившегося фосфата натрия, равная 2 г. Далее смесь обработали соляной кислотой.

Из всех солей только сульфат бария является солью, которая не растворяется ни в воде, ни в кислотах, т. е. масса осадка, равная 3 г – это масса соли BaSO_4 . С соляной кислотой прореагируют и фосфат кальция, и карбонат бария, но газ выделится только при реакции соляной кислоты с карбонатом кальция. Итогом проведенного размышления будет составление уравнений реакций фосфата кальция и карбоната кальция с соляной кислотой и последующее выполнение математической части задачи:



Из уравнения реакции видно, что при реакции 1 моль карбоната кальция выделяется 1 моль углекислого газа, что позволяет вычислить их количества и массу соли:

$$\nu(\text{CaCO}_3) = \nu(\text{CO}_2) = \frac{2,24}{22,4} = 0,1 \text{ (моль)}$$

$$m(\text{CaCO}_3) = 0,1 \cdot 100 = 10 \text{ (г)}.$$

Масса фосфата кальция равна разности между массой всей смеси и суммой масс фосфата натрия, карбоната кальция и сульфата бария:

$$m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 20 - (2 + 3 + 10) = 5 \text{ (г)}.$$

Таким образом, при выполнении химической части задачи необходимо знать свойства реагирующих и образующихся веществ, уметь написать уравнения реакций, понимать количественные отношения масс (объемов) реагентов и продуктов.

Процесс решения задачи идет правильно и быстро, если она хорошо понята и записано ее условие. Выполнение химической части задачи важно начинать с записи ее условия, так как это позволяет:

- не обращаться в процессе решения задачи неоднократно к ее тексту;
- видеть, что дано, что нужно найти, в каких величинах и единицах измерения;
- выяснить, достаточно ли данных в условии задачи для определения неизвестного, или есть недостающие или избыточные величины и какие именно;
- помочь фиксировать внимание на смысле задачи и цифровых величинах.

Условие задачи записывается с помощью общепринятых обозначений, помогая свернуть информацию в компактную, довольно четкую и легко обобщаемую форму. Запись идет медленнее, чем чтение, поэтому увеличивается

доступность восприятия задачи. Эта «потеря времени» окупается пониманием и последующей быстротой решения задачи.

Условие лучше записывать в том порядке, в каком величины даны в тексте задачи. Запись справочных величин (энтальпии образования веществ, плотности веществ и растворов и др.) и вспомогательных данных (молярные массы веществ, молярный объем газа, число Авогадро и др.) целесообразнее производить под условием задачи.

При выполнении **математической части** задачи надо помнить, что почти каждая химическая задача может быть решена несколькими способами. Способ математического расчета выбирается в зависимости от вида задачи, ее условия, математической подготовки обучающегося. Если решение получилось длинным и громоздким, нужно задуматься, нет ли другого решения, более ясного и простого. Поэтому важно не просто найти решение, а попытаться отыскать рациональное решение данной задачи.

Важнейшим требованием к решению задач является корректное использование математических расчетов. Все величины, приводимые в задаче, характеризуются некоторой погрешностью. Насколько велика эта погрешность, зависит от точности измерительного устройства и от искусства экспериментатора. Последняя цифра записи результата дается с определенной точностью измерения, погрешность которого содержится в последней цифре. Точность результата не должна превышать точности данных, содержащихся в задаче. Так, если дана навеска вещества массой 3,45 г, то при делении, скажем на два, бесцельно считать до 0,001, т. е. до 1,725 г, так как уже во втором знаке после занятой допущена ошибка в $\pm 0,01$. Значит, третий знак не достоверен, и результат вычисления должен быть 1,72.

Если при решении используются числовые значения, измеренные с различной степенью точности, то точность результата должна быть не больше точности наименее точного числа. Например, требуется вычислить объем (при н. у.) кислорода, взятого массой в 24,5 г, плотность которого $1,429 \frac{\text{г}}{\text{л}}$. В ходе расчета можно получить, казалось бы, и более точное число – 17,14485. Однако масса измерена с точностью до одного десятичного знака, ошибочность которого $+ 0,1$. Значит, и результат надо округлить до этой же точности – 17,1 л.

Округление чисел проводят последовательным отбрасыванием последней значащей цифры (если она меньше пяти) или увеличением предпоследней на единицу (если отбрасываемая больше пяти). Когда отбрасываемая цифра пять, то ближайшая слева от нее цифра увеличивается на единицу (если она нечетная) и не изменяется (если она четная).

В ходе расчетов математические действия необходимо производить не только с числами, но и с размерностью их величин, в ходе которых четко вырисовывается размерность искомой величины. Например:

$$m(\text{HCl}) = \frac{50 \text{ л} \cdot 36,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}}}{22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}} = 81,5 \text{ г}$$

$$V(\text{O}_2) = \frac{151,95 \text{ кПа} \cdot 40 \text{ л} \cdot 273 \text{ К}}{101,3 \text{ кПа} \cdot 300 \text{ К}} = 5460 \text{ л.}$$

В ходе решения очень важно критически оценить, самостоятельно проанализировать ход поиска решения и полученный ответ задачи, поскольку в процессе решения не исключены ошибки. В одних случаях ошибки могут быть следствием неправильного понимания или неудачного использования химического понятия или элементов задачи и порядка решения. В других – это может быть нарушение логики взаимосвязи известных и неизвестных величин, логики мышления при решении. Чем тщательнее будет сделан анализ хода решения задачи, тем надежнее будет полученный в ней результат.

1.2. Технология решения задач по химии

Технология решения химической задачи вытекает из понимания ее структуры, которую можно представить в виде следующей схемы (рис. 2).



Рис. 2. Структура химической задачи

Решение химической задачи состоит из многих операций, которые должны быть определенным образом соединены между собой, применяться в установленной последовательности в соответствии со складывающейся логикой решения. Именно эта последовательность и должна привести к положительному результату. Нарушение последовательности ввода материала задачи сказывается на правильности ее решения.

В последовательность решения задачи закладывается строгое упорядочивание логически выделяемых этапов достижения главной цели. Цели всех этапов также должны быть определены и взаимосвязаны, должна быть продумана и логика реализации каждого этапа. Результат не может быть гарантирован, если не определена четкая последовательность действий, ведущих к его достижению.

Данная последовательность не является жесткой, и результат работы по ней у разных обучающихся может несколько отличаться.

Этапы действий по формированию последовательности решения расчетной задачи по химии

1. Внимательное чтение текста задачи.

2. Выполнение *химической части задачи*.

2.1. Запись условия задачи с использованием общепринятых обозначений физико-химических величин.

2.2. Запись вспомогательных величин согласно условию и тексту задачи.

2.3. Исследование текста задачи (запись формул или уравнений реакции).

2.4. Анализ задачи и план ее решения (алгоритм решения).

3. Выполнение *математической части задачи*.

3.1. Подбор наиболее рационального способа решения.

3.2. Проведение необходимых расчетов.

3.3. Осуществление проверки полученного результата (правильности хода выполненного решения).

3.4. Запись ответа задачи.

4. Составление задачи, обратной решенной.

При решении химических задач важно применять различные **методические приемы**, которыми должны овладеть обучающиеся:

- умение совершать действия по плану;
- построение логической цепи рассуждений;
- систематизация необходимого для решения материала;
- умение контролировать свои рассуждения и доказывать правильность предположений;
- составление задачи, обратной решенной.

Решение задачи, как установили психологи, всегда связано с более сложной мыслительной деятельностью, чем ответ на вопрос, так как в процессе решения задачи осуществляется теснейшее взаимодействие знаний и действий, представлений и понятий (рис. 3).

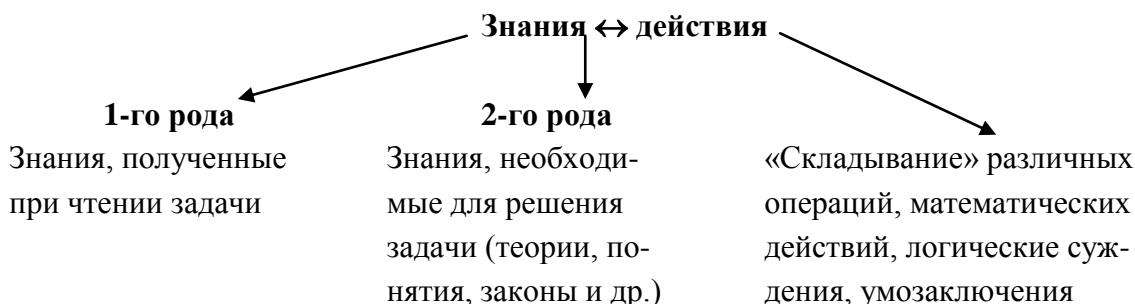


Рис. 3. Взаимосвязь знаний и действий при решении химической задачи

Рассмотрим это на конкретной задаче.

Пример 2.

Вычислите массу соли, образующейся при пропускании 5,6 л углекислого газа через раствор едкого натра массой 200 г с массовой долей 0,15.

При чтении этой задачи обучающиеся узнают о том, что углекислый газ реагирует со щелочью с образованием соли. Затем они фиксируют величины, которые даны в задаче: 5,6 л углекислого газа, 200 г раствора щелочи и ее массовую долю – 0,15 (или 15 %). Все это будут знания 1-го рода. Однако в тексте отсутствуют следующие знания, без которых задачу не решить (знания 2-го рода):

- формулы реагирующих и образующихся веществ;
- характер взаимодействия кислотного оксида с раствором едкого натра (с образованием средней или кислой соли);
- уравнение реакции и расстановка коэффициентов в нем;
- понятие «массовая доля растворенного вещества» и формула для ее определения;
- понятие «раствор» и его состав;
- грамотная запись величин молярных масс и молярного объема газа;
- формула для вычисления количества вещества;
- определение вещества, находящегося в избытке.

Отсутствие указанных знаний делает решение невозможным, так как в процессе решения осуществляется постоянный переход от знаний первого рода к знаниям второго рода и обратно.

Таким образом, задача может оказаться трудной для обучающегося из-за незнания чего-то из соответствующего учебного материала. Но не в меньшей степени она может быть не решена и потому, что студенты механически подводят решение под определенный ранее усвоенный вид. Отсутствие логики решения превращает процесс в процедуру, основанную на запоминании, а не на понимании. Надо помнить, что любая задача является объектом мышления, поиском новых способов и средств умственных действий. Следовательно, только с помощью логических операций, т. е. приемов работы с имеющимися данными (сравнение, аналогия, обобщение и конкретизация, анализ и синтез, суждение и умозаключение и др.) можно прийти к правильному решению.

По ходу решения и по его окончанию студенты должны ответить на задаваемые себе вопросы: Все ли данные, содержащиеся в задаче, были приняты во внимание? Не была ли нарушена логика взаимосвязи известных и неизвестных величин, логика мышления при решении? Не является ли полученный ответ абсурдным и др.

Анализ хода решения задачи с целью контроля правильности рассуждений можно проводить двумя путями. Первый – совмещение процесса анализа с ходом поиска решения. Второй – разделение их во времени (сначала решить задачу, затем заняться анализом процесса решения). В первом случае обучающиеся, выполняя решение, контролируют каждый свой шаг. Они выясняют, что предпринятый шаг правилен, доказывают, что он верен, определяют, рациональный ли способ решения применен, нет ли проще и т. д.

При реализации второго пути анализа решения задачи важно выяснить, можно ли проверить полученный результат не по ответам в конце задачника, а решив задачу другим, возможно более рациональным способом.

И здесь на помощь приходит методический прием, играющий очень важную роль не только в анализе задачи, но и в понимании ее структуры и логики решения, – это *прием составления задачи, обратной решенной*. Это варьирование в решении взаимообратных задач позволяет:

- понимать текст задачи;
- рельефно выделять структуру отношений между различными компонентами задачи;
- формировать способность к быстрой и свободной обратимости мыслительного процесса, перестройке его направленности (переключению с прямого на обратный ход мысли при рассуждениях студентов);
- раскрывать зависимость между искомой величиной и количественными данными условия задачи;
- устанавливать двусторонние ассоциации;
- развивать самостоятельность и творческое мышление.

Чем тщательнее будет анализироваться ход решения химических задач, тем эффективнее окажется процесс овладения их решением. Недаром психологи и дидакты рассматривают решение задачи как модель комплекса умственных действий.

Успех выработки у студентов умения решать химические задачи развивается и закрепляется лишь при условии непрерывного решения задач на протяжении всего курса неорганической химии на основе определенной, постепенно усложняющейся системы. Система решения химических задач включает качественные и расчетные задачи, решаемые устно, письменно и экспериментально по всем темам изучаемого курса. Число предлагаемых задач должно быть достаточным для образования прочного навыка. Ниже приводятся задачи по различным разделам курса «Неорганическая химия».

ГЛАВА II. РАСЧЕТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ И УРАВНЕНИЯМ

В химии, как и в каждой науке, есть своя система знаков – химическая символика. Используя ее, записывают химические формулы и уравнения химических реакций.

Различают истинные и простейшие химические формулы. Истинными или молекулярными называют химические формулы, показывающие, какие атомы и в каком числе входят в состав молекулы данного соединения. Простейшими называют химические формулы, которые показывают соотношение между числом атомов различных элементов, входящих в состав молекулы или немолекулярного вещества, а не абсолютное их число.

2.1. Задачи на вывод химических формул

Для вывода простейшей формулы соединения нужно знать процентное (по массе) содержание каждого элемента, входящего в состав соединения (массовая доля элемента в веществе, %).

Пример 3.

Выведите простейшую формулу соединения, в котором 70 % железа и 30 % кислорода (по массе).

Дано	Решение
$\omega(\text{Fe}) = 70 \%$ $\omega(\text{O}) = 30 \%$ Простейшая формула – ?	Обозначим число атомов железа в формуле соединения через x , число атомов кислорода – через y , тогда в общем виде формула вещества будет иметь вид Fe_xO_y . Масса всех атомов железа в одной формульной единице вещества равна $56 \cdot x$, а масса всех атомов кислорода – $16 \cdot y$, где 56 и 16 – соответственно относительные атомные массы железа и кислорода.
$A_r(\text{Fe}) = 56$ $A_r(\text{O}) = 16$	

Отношение относительных атомных масс в веществе должно отвечать процентному (по массе) составу вещества: $\frac{56 \cdot x}{16 \cdot y} = \frac{70}{30}$. Отсюда $\frac{x}{y} = \frac{70}{56} : \frac{30}{16} = 1,250 : 1,875 = 1 : 1,5$ или $2 : 3$.

Следовательно, $x = 2$, $y = 3$, т. е. формуле Fe_xO_y отвечает Fe_2O_3 .

Ответ: простейшая формула соединения – Fe_2O_3 .

Пример 4.

Вычислите массовую долю (%) элементов в H_2O .

Дано	Решение
Формула соединения – H_2O	Относительная молекулярная масса H_2O
$\omega(\text{H}) - ?$	равна 18, из которых на долю кислорода
$\omega(\text{O}) - ?$	приходится 16, а на долю водорода –
$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$	2 единицы массы. Следовательно, содержание кислорода и водорода составляет:
	$\omega(\text{O}) = \frac{16 \cdot 100}{18} = 88,9 \%$
	$\omega(\text{H}) = \frac{2 \cdot 100}{18} = 11,1 \%$

Ответ: массовая доля кислорода в H_2O – 88,9 %, водорода – 11,1 %.

Пример 5.

При полном сжигании 2,66 г некоторого вещества получилось 1,54 г CO_2 и 4,48 г SO_2 . Найдите простейшую формулу вещества.

Дано	Решение
$m(\text{вещества}) = 2,66 \text{ г}$	Состав продуктов горения показывает, что
$m(\text{CO}_2) = 1,54 \text{ г}$	вещество содержало углерод и серу.
$m(\text{SO}_2) = 4,48 \text{ г}$	Массу углерода, входившего в состав вещества, найдем по массе образовавшегося CO_2 .
Простейшая формула – ?	Составим пропорциональную зависимость:
$M(\text{CO}_2) = 44 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	в 44 г CO_2 содержится 12 г С
$M(\text{SO}_2) = 64 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	в 1,54 г CO_2 содержится x г С
	$m(\text{C}) = \frac{1,54 \text{ г} \cdot 12 \text{ г}}{44 \text{ г}} = 0,42 \text{ г}.$

Аналогично вычислим массу серы:

$$m(\text{S}) = \frac{4,48 \text{ г} \cdot 32 \text{ г}}{64 \text{ г}} = 2,24 \text{ г}.$$

Так как сумма масс углерода и серы ($0,42 \text{ г} + 2,24 \text{ г} = 2,66 \text{ г}$) равна общей массе сгоревшего вещества (2,66 г), то кислорода в нем не содержится.

Вычислим отношение числа атомов углерода (x) и серы (y) в молекуле сгоревшего вещества:

$$\frac{12 \cdot x}{32 \cdot y} = \frac{0,42}{2,24}. \text{ Отсюда } \frac{x}{y} = \frac{0,42}{12} : \frac{2,24}{32} = 0,035 : 0,07 = 1 : 2.$$

Следовательно, простейшая формула вещества CS_2 .

Ответ: простейшая формула вещества – CS_2 .

Для установления истинной формулы соединения нужно знать не только процентный (по массе) состав, как в случае простейших формул, но и относительную молекулярную массу соединения.

Пример 6.

Выведите истинную формулу соединения, содержащего 32,43 % натрия, 22,55 % серы и 45,02 % кислорода. Молярная масса соединения равна $142 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Дано

$$\omega(\text{Na}) = 32,43 \%$$

$$\omega(\text{S}) = 22,55 \%$$

$$\omega(\text{O}) = 45,02 \%$$

$$M(\text{соединения}) = 142 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Формула – ?

$$A_r(\text{Na}) = 23$$

$$A_r(\text{S}) = 32$$

$$A_r(\text{O}) = 16$$

Решение

Обозначим число атомов натрия в формуле соединения через x , число атомов серы и кислорода – соответственно через y и z , тогда формула вещества будет $\text{Na}_x\text{S}_y\text{O}_z$.

Масса всех атомов натрия в молекуле вещества равна $23 \cdot x$, масса всех атомов серы и кислорода – соответственно $32 \cdot y$ и $16 \cdot z$.

Отношение атомных масс в молекуле должно отвечать процентному (по массе) составу вещества. Отсюда:

$$x : y : z = \frac{32,43}{23} : \frac{22,55}{32} : \frac{45,02}{16} = 1,4 : 0,7 : 2,8 = 2 : 1 : 4$$

Следовательно, $x = 2$, $y = 1$, $z = 4$, т. е. формуле $\text{Na}_x\text{S}_y\text{O}_z$ отвечает Na_2SO_4 .

Посчитаем молярную массу Na_2SO_4 :

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 23 + 32 + 4 \cdot 16 = 142 \left(\frac{\text{г}}{\text{моль}} \right).$$

Истинная молярная масса соединения равна $142 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$, значит формула соединения Na_2SO_4 .

Ответ: истинная формула соединения – Na_2SO_4 .

2.2. Задачи по уравнениям химических реакций

Химическое уравнение – это выражение химической реакции, в которой записаны формулы исходных веществ (реагентов) и продуктов реакции, а также стехиометрические коэффициенты, которые показывают число молей участвующих в реакции веществ.

Если в реакции участвуют газообразные или парообразные вещества, то химическое уравнение показывает, в каких объемных отношениях реагируют и образуются вещества.

Пользуясь химическим уравнением, можно производить вычисления, имеющие большое значение в лабораторной практике и на производстве.

На основе уравнений вычисляют количество, массу, объем (для газообразных веществ) реагентов и продуктов реакции.

Химическое уравнение содержит обычно больше информации, чем нужно для решения задачи. Поэтому, прочитав условие задачи и написав уравнение реакции, нужно, прежде всего, обратить внимание на то, какая величина является данной, а какая искомой. Далее надо определить, в каких единицах должен быть дан ответ (в единицах количества, массы или объема).

В уравнении химической реакции каждая формула отображает один моль соответствующего вещества. Поэтому, зная молярные массы участвующих в реакции веществ, можно по уравнению реакции найти соотношение между массами веществ, вступающих в реакцию и образующихся в результате ее протекания.

Пример 7.

В качестве восстановителя для получения кремния часто применяют кокс. Сколько диоксида кремния можно восстановить с помощью 36 кг кокса.

Дано	Решение
$m(C) = 36 \text{ кг}$	Запишем уравнение реакции:
$m(\text{SiO}_2) = ?$	$\text{SiO}_2 + 2C \rightarrow \text{Si} + 2\text{CO}.$
$M(\text{SiO}_2) = 60 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	Вычислим количество кокса, используя формулу:
$M(C) = 12 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	$\nu = \frac{m}{M}, \text{ для чего переведем килограммы в граммы:}$
	$36 \text{ кг} = 36 \cdot 10^3 \text{ г.}$
	$\nu(C) = \frac{36 \cdot 10^3 \text{ г}}{12 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 3 \cdot 10^3 \text{ моль.}$

Из уравнения видно, что:

$$\nu(\text{SiO}_2) = \frac{1}{2}\nu(C) = \frac{1}{2} \cdot 3 \cdot 10^3 \text{ моль} = 1,5 \cdot 10^3 \text{ моль.}$$

Найдем массу диоксида кремния, зная его количество:

$$m = \nu \cdot M$$

$$m(\text{SiO}_2) = 1,5 \cdot 10^3 \text{ моль} \cdot 60 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 90 \cdot 10^3 \text{ г или } 90 \text{ кг.}$$

Ответ: с помощью кокса можно восстановить 90 кг диоксида кремния.

Пример 8.

Вычислите, сколько литров водорода (н. у.) получится при растворении 3,27 г цинка в избытке серной кислоты.

<i>Дано</i>	<i>Решение</i>
$m(\text{Zn}) = 3,27 \text{ г}$	Запишем уравнение реакции:
$V(\text{H}_2) - ?$	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow.$
$M(\text{Zn}) = 65,4 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	Вычислим количество цинка, растворенного в
$M(\text{H}_2) = 2,0 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	избытке серной кислоты, зная его массу:
$V_m = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$	$\nu = \frac{m}{M}$
	$\nu(\text{Zn}) = \frac{3,27 \text{ г}}{65,4 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,05 \text{ моль.}$

Из уравнения видно, что:

$$\nu(\text{H}_2) = \nu(\text{Zn}) = 0,05 \text{ моль.}$$

Найдем объем водорода, образующегося при растворении 3,27 г цинка в избытке серной кислоты, зная его количество:

$$\nu = \frac{V}{V_m}$$

$$V(\text{H}_2) = 0,05 \text{ моль} \cdot 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} = 1,12 \text{ л.}$$

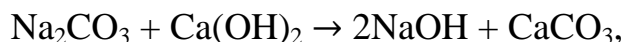
Ответ: при растворении цинка в избытке серной кислоты выделится 1,12 л водорода (н. у.).

Известно, что в реальных химических процессах из-за неполного протекания реакции и различных потерь веществ масса продуктов реакции часто бывает меньше той, которая должна образоваться в соответствии с законом сохранения массы вещества. Поэтому теоретический выход продукта всегда выше практического.

Используя химическое уравнение, можно найти теоретический выход продукта реакции. И наоборот, зная выход продукта, можно рассчитать, сколько реагентов необходимо для его получения.

Пример 9.

Вычислите, сколько соды потребуется для получения 20 т едкого натра по реакции:



если выход продукта составляет 95 % от теоретически возможного.

Дано

$$\eta_{\text{пр}}(\text{NaOH}) = 95 \%$$

$$m_{\text{пр}}(\text{NaOH}) = 20 \text{ т}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = ?$$

$$M(\text{NaOH}) = 40 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Решение

Вычислим массу и количество едкого натра, которые можно получить теоретически:

$$m_{\text{т}} = \frac{m_{\text{пр}}}{\eta} \cdot 100 \%$$

$$\nu = \frac{m}{M}$$

Переведем тонны в граммы: $20 \text{ т} = 20 \cdot 10^6 \text{ г}$

$$m_{\text{т}}(\text{NaOH}) = \frac{20 \cdot 10^6 \text{ г}}{95 \%} \cdot 100 \% = 21,05 \cdot 10^6 \text{ г}$$

$$\nu(\text{NaOH}) = \frac{21,05 \cdot 10^6 \text{ г}}{40 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,53 \cdot 10^6 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции из 1 моля соды образуется 2 моля едкого натра:

$$\nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2}\nu(\text{NaOH}) = \frac{1}{2} \cdot 0,53 \cdot 10^6 \text{ моль} = 0,265 \cdot 10^6 \text{ моль.}$$

Найдем массу соды, зная ее количество:

$$\nu = \frac{m}{M}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,265 \cdot 10^6 \text{ моль} \cdot 106 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 28,09 \cdot 10^6 \text{ г или } 28,09 \text{ т.}$$

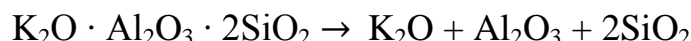
Ответ: потребуется 28,09 т соды.

Используя уравнения химических реакций, можно вычислить количество исходных веществ, необходимых для получения заданного количества продукта, если исходное вещество содержит некоторое количество примесей. Аналогично можно вычислить, сколько продукта получится из данного количества загрязненного примесями исходного вещества.

Пример 10.

Сколько тонн Al_2O_3 можно получить из 100 т нефелина $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$, содержащего 10 % примесей?

<i>Дано</i>	<i>Решение</i>
$\omega(\text{примеси}) = 10 \%$	Вычислим, сколько содержится
$m(\text{нефелина}) = 100 \text{ т}$	$\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ в 100 т нефелина:
$m(\text{Al}_2\text{O}_3) - ?$	$m(\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2) = 100 \text{ т} \cdot 0,90 =$ $= 90 \text{ т}.$
$M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	Запишем уравнение реакции разложе-
$M(\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2) = 316 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	ния нефелина:



Из уравнения видно, что из 318 т $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ образуется 102 т Al_2O_3 . Составив пропорциональную зависимость, найдем массу Al_2O_3 :

$$316 \text{ т } \text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \text{ — } 102 \text{ т } \text{Al}_2\text{O}_3$$

$$90 \text{ т } \text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \text{ — } x \text{ т } \text{Al}_2\text{O}_3$$

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{90 \text{ т} \cdot 102 \text{ т}}{316 \text{ т}} = 29,1 \text{ т}.$$

Ответ: можно получить 29,1 т Al_2O_3 .

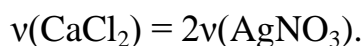
С помощью уравнения химической реакции можно подсчитать, какое вещество, и в каком количестве взято в избытке при смешении заданных количеств реагирующих веществ.

Пример 11.

Смешаны растворы, содержащие 17 г AgNO_3 и 15,9 г CaCl_2 . Какое вещество, и в какой массе останется в избытке после прохождения реакции.

<i>Дано</i>	<i>Решение</i>
$m(\text{AgNO}_3) = 17,0 \text{ г}$	Запишем уравнение реакции:
$m(\text{CaCl}_2) = 15,9 \text{ г}$	$2\text{AgNO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{AgCl}.$
$m(\text{избытка}) - ?$	Найдем количества реагирующих веществ, зная их массы:
$M(\text{AgNO}_3) = 170 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	$\nu = \frac{m}{M}$
$M(\text{CaCl}_2) = 111 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	$\nu(\text{AgNO}_3) = \frac{17 \text{ г}}{170 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,1 \text{ моль}$
	$\nu(\text{CaCl}_2) = \frac{15,9 \text{ г}}{111 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,143 \text{ моль}.$

По уравнению реакции:



Согласно расчетам, количество AgNO_3 , участвующее в реакции, составляет 0,1 моль, тогда количество CaCl_2 должно быть 0,05 моль. Таким образом, в избытке находится CaCl_2 :

$$v(\text{CaCl}_2)_{\text{изб}} = 0,143 \text{ моль} - 0,050 \text{ моль} = 0,093 \text{ моль}$$

$$m(\text{CaCl}_2)_{\text{изб}} = 0,093 \text{ моль} \cdot 111 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 10,32 \text{ г.}$$

Ответ: в избытке находится 10,32 г CaCl_2 .

2.3. Задачи на закон эквивалентов

Эквивалентом вещества называется такое его количество, которое соединяется с 1 моль атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях. Эквивалентной массой называется масса 1 эквивалента вещества.

Пример 12.

Определите эквивалентную массу элемента в соединениях: HCl , H_2O , BH_3 , CH_4 .

Решение

В соединениях HCl , H_2O , BH_3 , CH_4 с 1 моль атомов водорода соединяется соответственно 1 моль атомов хлора, $\frac{1}{2}$ моль атомов кислорода, $\frac{1}{3}$ моль атомов бора и $\frac{1}{4}$ моль атомов углерода. Согласно определению, эквиваленты хлора, кислорода, бора и углерода равны соответственно 1, $\frac{1}{2}$, $\frac{1}{3}$, $\frac{1}{4}$ моль. Таким образом, 1 моль водорода в HCl содержит 1 моль хлора, в H_2O – 2 моль кислорода, в BH_3 – 3 моль бора, в CH_4 – 4 моль углерода. Следовательно, эквивалентная масса хлора равна его молярной массе, т. е. $35,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$; кислорода – $\frac{16 \frac{\text{г}}{\text{моль}}}{2} = 8 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$; бора – $\frac{10,8 \frac{\text{г}}{\text{моль}}}{3} = 3,6 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$; углерода – $\frac{12 \frac{\text{г}}{\text{моль}}}{4} = 3 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Ответ: эквивалентная масса хлора равна $35,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$; кислорода – $8 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$; бора – $3,6 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$; углерода – $3 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Для определения эквивалентной массы элемента необязательно исходить из его соединения с водородом. Эквивалентную массу можно вычислить по составу соединения данного элемента с любым другим элементом, эквивалент которого известен.

Эквивалентная масса элемента – $M_э$, молярная масса элемента – M и валентность (степень окисления) элемента – V связаны соотношением:

$$M_э = \frac{M}{V}.$$

Пример 13.

Определите эквивалент и эквивалентные массы хрома в соединениях CrCl_3 и $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$. Одинаков ли эквивалент хрома в этих соединениях?

Решение

В соединении CrCl_3 эквивалент хрома равен $\frac{1}{3}$ моль. Исходя из молярной массы атома этого элемента, найдем, что эквивалентная масса хрома равна $\frac{51,9 \frac{\text{г}}{\text{моль}}}{3} = 17,3 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

В соединении $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ эквивалент хрома равен $\frac{1}{6}$ моль. Исходя из молярной массы атома этого элемента, найдем, что эквивалентная масса хрома равна $\frac{51,9 \frac{\text{г}}{\text{моль}}}{6} = 8,65 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Ответ: эквивалент хрома в соединениях CrCl_3 и $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ различен и составляет соответственно $\frac{1}{3}$ и $\frac{1}{6}$ моль.

Эквивалентные массы – 17,3 и $8,65 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Эквивалентные массы сложных веществ вычисляются по формулам:

$$M_э(\text{кислоты}) = \frac{M_{\text{кислоты}}}{\text{основность кислоты}};$$

$$M_э(\text{основания}) = \frac{M_{\text{основания}}}{\text{кислотность основания}};$$

$$M_э(\text{соли}) = \frac{M_{\text{соли}}}{\text{степень окисления металла} \cdot \text{число атомов металла}};$$

$$M_э(\text{оксида}) = \frac{M_{\text{оксида}}}{\text{степень окисления элемента} \cdot \text{число атомов элемента}}.$$

Закон эквивалентов: элементы соединяются друг с другом (или замещают друг друга) в отношении их эквивалентных масс:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{э1}}{M_{э2}},$$

где $m_{1,2}$ и $M_{э1,2}$ – массы и эквивалентные массы веществ соответственно.

Пример 14.

При сгорании 3,51 г магния образовалось 5,83 г его оксида. Определите эквивалентную массу магния.

Дано

$$m(\text{Mg}) = 3,51 \text{ г}$$

$$m(\text{MgO}) = 5,83 \text{ г}$$

$$M_3(\text{Mg}) - ?$$

$$M_3(\text{O}) = 8 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Решение

Найдем массу кислорода, пошедшего на окисление магния:

$$m(\text{O}_2) = 5,83 \text{ г} - 3,51 \text{ г} = 2,32 \text{ г}.$$

Найдем эквивалентную массу магния, используя формулу:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{Э1}}{M_{Э2}}$$

$$M_3(\text{Mg}) = \frac{8 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 3,51 \text{ г}}{2,32 \text{ г}} = 12,1 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

Ответ: эквивалентная масса магния равна $12,1 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Пример 15.

Вычислите эквивалентную массу металла, если установлено химическим анализом, что сульфид металла содержит 67,15 % металла (по массе), а эквивалентная масса серы равна $16 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Дано

$$\omega(\text{Me}) = 67,15 \%$$

$$M_3(\text{S}) = 16 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$M_3(\text{Me}) - ?$$

Решение

Найдем массовую часть серы, соединяющуюся с металлом:

$$\omega(\text{S}) = 100,00 \% - 67,15 \% = 32,85 \%$$

Найдем эквивалентную массу металла, используя формулу:

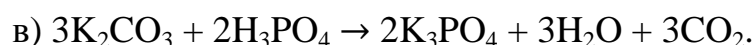
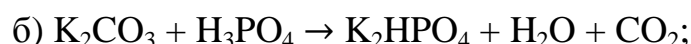
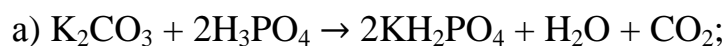
$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{Э1}}{M_{Э2}}$$

$$M_3(\text{Me}) = \frac{16 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 67,15 \text{ м. ч.}}{32,85 \text{ м. ч.}} = 32,71 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

Ответ: эквивалентная масса металла составляет $32,71 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Пример 16.

Вычислите эквивалентную массу фосфорной кислоты в следующих реакциях:



Найдем эквивалентную массу фосфорной кислоты, используя формулу:

$$M_3(\text{кислоты}) = \frac{M_{\text{кислоты}}}{\text{основность кислоты}}$$

Молярная масса фосфорной кислоты равна: $M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Эквивалентная масса фосфорной кислоты в реакции а):

$$M_3(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{98 \frac{\text{г}}{\text{моль}}}{1} = 98 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

Эквивалентная масса фосфорной кислоты в реакции б):

$$M_3(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{98 \frac{\text{г}}{\text{моль}}}{2} = 49 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

Эквивалентная масса фосфорной кислоты в реакции в):

$$M_3(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{98 \frac{\text{г}}{\text{моль}}}{3} = 32,7 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

Ответ: эквивалентная масса фосфорной кислоты а) $98 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$; б) $49 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$;
в) $32,7 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Задачи для самостоятельного решения

1. Выведите простейшую формулу соединения, в котором 11,1 % водорода и 88,9 % кислорода (по массе).

Ответ: H_2O .

2. Соединение содержит 13,05 % водорода, 34,78 % кислорода и 52,17 % углерода. Выведите простейшую формулу соединения.

Ответ: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

3. Вычислите массовую долю (%) каждого из элементов в соединениях:
а) FePO_4 ; б) Na_2CO_3 ; в) $\text{Al}(\text{OH})_3$.

4. Соединение содержит 22,13 % алюминия, 25,41 % фосфора и 52,46 % кислорода. Какова простейшая формула соединения?

Ответ: AlPO_4 .

5. Найдите простейшую формулу оксида хрома, содержащего 68,4 % (масс.) хрома.

Ответ: Cr_2O_3 .

6. Выведите истинную формулу соединения, в котором 5,88 % водорода и 94,12 % кислорода, а относительная молекулярная масса равна 34.

Ответ: H_2O_2 .

7. Требуется узнать, сколько граммов цинка необходимо для реакции с раствором серной кислоты, содержащим 24,5 г H_2SO_4 .

Ответ: 16,35 г.

8. Вычислите, сколько оксида магния образуется при сжигании 10 кг магния.

Ответ: 16,6 кг.

9. Сколько граммов NaCl можно получить из 265 г Na_2CO_3 ?

Ответ: 292,5 г.

10. Найдите массу серной кислоты, необходимую для полной нейтрализации 20 г гидроксида натрия.

Ответ: 24,5 г.

11. Хлор может быть получен действием серной кислоты на смесь MnO_2 с NaCl . Реакция протекает по уравнению:



Какой объем хлора (н. у.) можно получить из 100 г хлорида натрия?

Ответ: 19,15 л.

12. Термическое разложение нитрата натрия протекает по уравнению:



Вычислите, сколько литров кислорода (н. у.) получится при разложении 17 кг нитрата натрия.

Ответ: 2240 л.

13. При действии избытка концентрированной серной кислоты на кристаллический хлорид натрия массой 11,7 г выделяется хлороводород объемом 4 л (н. у.). Определите выход продукта реакции (в %).

Ответ: 89 %.

14. Какой объем углекислого газа требуется для получения 134,4 г гидрокарбоната натрия, если выход продукта реакции составляет 80 %?

Ответ: 44,8 л.

15. Определите массу карбоната магния, прореагировавшего с соляной кислотой, если при этом получено 8,96 л оксида углерода(IV), что составляет 80 % от теоретически возможного.

Ответ: 42 г.

16. Определите объем азота, использованного для синтеза аммиака, если получено 8,5 г продукта реакции, что составляет 90 % от теории.

Ответ: 6,2 л.

17. Карбонат кальция при нагревании разлагается на оксид кальция и углекислый газ. Вычислите, сколько известняка, содержащего 90 % по массе карбоната кальция, потребуется для получения 7 т негашеной извести.

Ответ: 13,9 т.

18. Для получения в лаборатории CO_2 по реакции:



было взято 50 г мрамора, содержащего 96 % CaCO_3 . Сколько литров CO_2 (н. у.) при этом получится?

Ответ: 10,75 л.

19. Сколько чугуна, содержащего 94 % Fe, можно получить из 1000 т оксида железа(III), содержащего 20 % пустой породы.

Ответ: 595 т.

20. Вычислите, сколько кубических метров CO_2 (н. у.) можно получить из 1 т известняка, содержащего 92 % CaCO_3 .

Ответ: 206,08 м³.

21. Смешаны два раствора, содержащие 8,55 г $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и 3,75 г HCl . Какое вещество останется в избытке? Какова его масса?

Ответ: HCl , 0,1 г.

22. Какое вещество, и какая его масса останется в избытке после смешения растворов, содержащих 15 г BaCl_2 и 11 г Na_2SO_4 ?

Ответ: Na_2SO_4 , 0,77 г.

23. В растворе реагируют 0,25 моль $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и 0,45 моль BaCl_2 . Определите массу хлорида железа(III).

Ответ: 48,75 г.

24. Смешано 7,3 г HCl с 4,0 г NH_3 . Сколько граммов NH_4Cl образуется? Найдите массу оставшегося после реакции газа.

Ответ: 10,7 г NH_4Cl ; 0,6 г NH_3 .

25. Определите эквивалент и эквивалентные массы элементов в соединениях HBr , H_2O и NH_3 .

Ответ: 1; $\frac{1}{2}$; $\frac{1}{3}$ моль и 79,9; 8,0; 4,67 $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

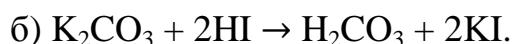
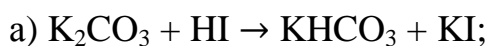
26. При сжигании 2,28 г металла было получено 3,78 г его оксида. Определите эквивалентную массу металла.

Ответ: 12,16 $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

27. При взаимодействии 5 г металла с кислотой выделилось 2,8 л водорода (н. у.). Вычислите эквивалентную массу металла.

Ответ: 20 $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

28. Вычислите эквивалентную массу карбоната калия в следующих реакциях:



Ответ: а) 165,9 $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$; б) 83,0 $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

29. Определите массу гидросульфата натрия, образующегося при нейтрализации серной кислотой раствора, содержащего 8 г NaOH .

Ответ: 24,4 г.

30. На нейтрализацию 2,45 г кислоты идет 2,00 г гидроксида натрия. Определите эквивалентную массу кислоты.

Ответ: 49,0 $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

ГЛАВА III. ЗАКОНЫ ГАЗООБРАЗНОГО ВЕЩЕСТВА

Газообразное состояние вещества характеризуется давлением P , температурой T и объемом V . Если давление и температура состояния равны соответственно 101,325 кПа или 760 мм рт. ст. (P_0) и 0 °С или 273 К (T_0), то условия, при которых находится газ, называют нормальными. Газ, находящийся при нормальных условиях (н. у.), характеризуется параметрами состояния P_0 , T_0 , V_0 .

3.1. Задачи на газовые законы Бойля-Мариотта, Гей-Люссака и объединенный закон состояния идеального газа

Согласно закону Бойля-Мариотта, при постоянной температуре ($T = \text{const}$) давление данной массы газа обратно пропорционально его объему:

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{V_2}{V_1} \text{ или } PV = \text{const.}$$

Пример 17.

Газ, занимающий объем 340 мл, находится под давлением 108,4 кПа. Каким станет давление газа, если его сжать до объема 220 мл ($T = \text{const}$)?

<i>Дано</i> $P_1(\text{газа}) = 108,4 \text{ кПа}$ $V_1(\text{газа}) = 340 \text{ мл}$ $V_2(\text{газа}) = 220 \text{ мл}$ $T = \text{const}$	<i>Решение</i> Обозначим искомое давление газа через P_2 и вычислим давление газа по формуле: $\frac{P_1}{P_2} = \frac{V_2}{V_1}$ $P_2(\text{газа}) = \frac{108,4 \text{ кПа} \cdot 340 \text{ мл}}{220 \text{ мл}} = 167,53 \text{ кПа.}$
$P_2(\text{газа}) - ?$	

Ответ: давление газа станет равным 167,53 кПа.

В соответствии с законом Гей-Люссака при постоянном давлении ($P = \text{const}$) объем газа прямо пропорционален абсолютной температуре:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \text{ или } \frac{V}{T} = \text{const.}$$

Пример 18.

Газ при 300 К занимает объем 0,3 м³. Вычислите, при какой температуре объем газа станет равным 1 м³ ($P = \text{const}$).

<i>Дано</i>	<i>Решение</i>
$T_1(\text{газа}) = 300 \text{ К}$	Вычислим температуру газа, используя формулу:
$V_1(\text{газа}) = 0,3 \text{ м}^3$	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$
$V_2(\text{газа}) = 1 \text{ м}^3$	
$P = \text{const}$	$T_2(\text{газа}) = \frac{300 \text{ К} \cdot 1 \text{ м}^3}{0,3 \text{ м}^3} = 1000 \text{ К.}$
$T_2(\text{газа}) - ?$	

Ответ: при температуре 1000 К.

В соответствии с законом Гей-Люссака при постоянном объеме ($V = \text{const}$) давление газа прямо пропорционально абсолютной температуре:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \text{ или } \frac{P}{T} = \text{const.}$$

Пример 19.

Газ заключен в баллон при температуре 20°C и давлении 10,13 кПа. Вычислите давление газа в баллоне при 40°C .

<i>Дано</i>	<i>Решение</i>
$T_1(\text{газа}) = 20^\circ\text{C}$	Вычислим давление газа, используя формулу
$P_1(\text{газа}) = 10,13 \text{ кПа}$	и переводя температуру в кельвины:
$T_2(\text{газа}) = 40^\circ\text{C}$	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$
$V = \text{const}$	
$P_2(\text{газа}) - ?$	$P_2(\text{газа}) = \frac{313 \text{ К} \cdot 10,13 \text{ кПа}}{293 \text{ К}} = 10,8 \text{ кПа.}$

Ответ: давление газа 10,8 кПа.

Объем газа V , его давление P и абсолютная температура T связаны между собой уравнением, объединяющим законы Бойля-Мариотта и Гей-Люссака:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0},$$

где P_0 , V_0 , T_0 – соответственно давление, объем и температура газа при нормальных условиях.

Привести объем к нормальным условиям – значит пересчитать его объем при данных условиях на объем при нормальных условиях.

Пример 20.

Вычислите объем газа (н. у.), если при 25 °С и 102425 кПа газ занимает объем 0,67 л.

Дано

$$T = 25 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$P = 102425 \text{ Па}$$

$$V = 0,67 \text{ л}$$

$$T_0 = 273 \text{ К}$$

$$P_0 = 101325 \text{ Па}$$

$$V_0(\text{газа}) - ?$$

Решение

Вычислим объем газа, подставив известные величины в формулу объединенного газового закона, предварительно выразив данную температуру по шкале Кельвина ($T = 25 + 273 = 298 \text{ К}$):

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0}$$

$$V_0(\text{газа}) = \frac{273 \text{ К} \cdot 102425 \text{ Па} \cdot 0,67 \text{ л}}{298 \text{ К} \cdot 101325 \text{ Па}} = 0,6 \text{ л.}$$

Ответ: объем газа составляет 0,6 л.

3.2. Задачи на закон А. Авогадро и по уравнению Менделеева-Клапейрона

Существует ряд методов определения молярной массы газов при определенных внешних параметрах: давлении (P), объеме (V) и температуре (T).

Закон Авогадро: в равных объемах различных газов при одинаковых температуре и давлении содержится одинаковое число молекул.

Из закона Авогадро следует, что массы двух равных объемов различных газов (при одинаковых температуре и давлении) будут относиться, как их молярные массы:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

где m_1 и m_2 – массы двух газов, M_1 и M_2 – их молярные массы. Отношение $\frac{m_1}{m_2}$ называется относительной плотностью первого газа по второму и обозначается буквой D : $\frac{m_1}{m_2} = D$. Отсюда: $\frac{M_1}{M_2} = D$ и $M_1 = D \cdot M_2$.

Таким образом, молярная масса первого газа равна молярной массе второго газа, умноженной на относительную плотность первого газа по второму.

Если плотность измерена по водороду ($M_2 = 2 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$), то $M_1 = 2 \cdot D_{\text{H}_2}$. Если плотность измерена по воздуху ($M_2 = 29 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$), то $M_1 = 29 \cdot D_{\text{возд}}$.

Из закона Авогадро следует, что один моль любого вещества содержит количество структурных единиц данного вещества, равное постоянной Авогадро ($N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹).

Таким образом, для расчета количества вещества можно использовать следующие соотношения:

$$v = \frac{N}{N_A},$$

где N – количество структурных единиц в системе;

$$v = \frac{V}{V_m},$$

где V_m – молярный объем газа.

Пример 21.

Вычислите молярную массу газа, если относительная плотность его по воздуху равна 1,45.

<i>Дано</i>	<i>Решение</i>
$D_{\text{возд}} = 1,45$	Найдем молярную массу газа, используя формулу:
$M(\text{газа}) - ?$	$M_1 = D \cdot M_2$
	$M(\text{газа}) = 1,45 \cdot 29 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 42,1 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$
$M(\text{воздуха}) = 29 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	
	<i>Ответ:</i> молярная масса газа составляет $42,1 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$

Пример 22.

Относительная плотность паров органического кислородсодержащего соединения по кислороду равна 3,125. Массовая доля углерода равна 72 %, водорода – 12 %. Выведите молекулярную формулу этого соединения.

<i>Дано</i>	<i>Решение</i>
$\omega(\text{C}) = 72 \%$	Обозначим число атомов углерода в формуле соединения через x , число атомов водорода и кислорода – соответственно через y и z , тогда формула вещества будет $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$.
$\omega(\text{H}) = 12 \%$	
$\omega(\text{O}) = 16 \%$	
$D_{\text{O}_2} = 3,125$	
формула – ?	Масса всех атомов углерода в молекуле вещества равна $12 \cdot x$, масса всех атомов водорода и кислорода соответственно – $1 \cdot y$ и $16 \cdot z$.
$A_r(\text{C}) = 12$	Отношение атомных масс в молекуле должно

$A_r(\text{H}) = 1$ $A_r(\text{O}) = 16$ $M(\text{O}_2) = 32 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	отвечать процентному (по массе) составу вещества. Отсюда $x : y : z = \frac{72}{12} : \frac{12}{1} : \frac{16}{16} = 6 : 12 : 1$.
--------------------------------------------------------------------------------------------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

Следовательно, $x = 6$, $y = 12$, $z = 1$, т. е. формуле $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ отвечает $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}$.

Найдем молярную массу кислородсодержащего соединения, используя формулу:

$$M(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = D_{\text{O}_2} \cdot M(\text{O}_2)$$

$$M(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = 3,125 \cdot 32 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 100 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Подсчитаем молярную массу соединения: $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}) = 100 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Истинная молярная масса равна $100 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$, значит формула соединения – $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}$.

Ответ: молекулярная формула соединения – $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}$.

Из закона Авогадро следует, что одинаковое число молекул любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем. Количества всех веществ в газообразном состоянии при одинаковых температуре и давлении занимают равные объемы. При нормальных условиях 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л.

Пример 23.

Какой газ занимает больший объем (н. у.): 1 кг O_2 или 1 кг O_3 ?

Дано	Решение
$m(\text{O}_2) = 1 \text{ кг}$ $m(\text{O}_3) = 1 \text{ кг}$ <hr/> $\frac{V(\text{O}_2)}{V(\text{O}_3)} = ?$ $M(\text{O}_2) = 32 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$ $M(\text{O}_3) = 48 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	Молярные массы кислорода и озона соответственно равны $32 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$ и $48 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$, следовательно, количество этих газов массой 1 кг составляет: $v = \frac{m}{M}$ $v(\text{O}_2) = \frac{1 \cdot 10^3 \text{ г}}{32 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,03 \cdot 10^3 \text{ моль}$ $v(\text{O}_3) = \frac{1 \cdot 10^3 \text{ г}}{48 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,02 \cdot 10^3 \text{ моль.}$

При нормальных условиях 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л. Отсюда искомый объем газов равен:

$$V(\text{O}_2) = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} \cdot 0,03 \cdot 10^3 \text{ моль} = 0,67 \cdot 10^3 \text{ л}$$

$$V(\text{O}_3) = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} \cdot 0,02 \cdot 10^3 \text{ моль} = 0,44 \cdot 10^3 \text{ л.}$$

Ответ: больший объем (н. у.) занимает O_2 .

Если условия, в которых находится газ, отличаются от нормальных (табл. 1), то молярную массу можно определить по уравнению Менделеева – Клапейрона:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T,$$

где R – универсальная газовая постоянная.

Таблица 1

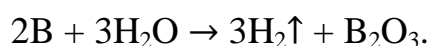
Единицы измерения величин в уравнении Менделеева – Клапейрона

Обозначение	Название величины	Единицы измерения	
		СИ	СГСЭ*
m	масса	кг	г
M	молярная масса	$\frac{\text{кг}}{\text{моль}}$	$\frac{\text{г}}{\text{моль}}$
P	давление	Па	мм рт. ст.
V	объем	м^3	мл
T	температура	К	К
R	универсальная газовая постоянная	$8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$62400 \frac{\text{мм рт.ст.} \cdot \text{мл}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$

Примечание: СГСЭ – система единиц измерения, действовавшая до принятия СИ

Пример 24.

При высоких температурах возможно получение водорода по реакции:



Сколько литров водорода можно получить при 600°C из 10,8 г бора?

Дано

$$m(\text{B}) = 10,8 \text{ г}$$

$$t = 600^\circ\text{C}$$

$$V(\text{H}_2) - ?$$

Решение

Вычислим количество бора, зная его массу:

$$\nu = \frac{m}{M}$$

$$\nu(\text{B}) = \frac{10,8 \text{ г}}{10,8 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 1 \text{ моль.}$$

$$M(B) = 10,8 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

$$T = 273 \text{ К}$$

$$P = 101325 \text{ Па}$$

Из уравнения видно, что:

$$\nu(\text{H}_2) = \frac{3}{2}\nu(B) = \frac{3}{2} \cdot 1 \text{ моль} = 1,5 \text{ моль.}$$

Найдем объем водорода, используя формулу:

$$V = \frac{\nu \cdot R \cdot T}{P}.$$

Подставим известные величины в формулу, предварительно выразив температуру в шкале Кельвина ($T = 273 + 600 = 873 \text{ К}$):

$$V(\text{H}_2) = \frac{1,5 \text{ моль} \cdot 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 873 \text{ К}}{101325 \text{ Па}} = 0,1074 \text{ м}^3 \text{ или } 107,4 \text{ л}$$

Ответ: можно получить 107,4 л водорода.

3.3. Задачи на парциальное давление газов

Парциальным давлением газа в смеси называется давление, которое производил бы этот газ, занимая при тех же физических условиях объем всей газовой смеси. По закону Дальтона, парциальное давление газа в смеси равно тому давлению газа, которым обладал бы данный газ, если бы при той же температуре занимал объем всей смеси газов.

Общее давление в смеси не реагирующих друг с другом газов есть сумма парциальных давлений компонентов смеси:

$$P_{\text{общ}} = P_1 + P_2 + P_3 + P_4 + \dots + P_n,$$

где P_1, \dots, P_n – парциальные давления компонентов смеси.

Пример 25.

Смешивают 2 л O_2 и 4 л SO_2 , взятых при одинаковом давлении, равном 100 кПа (750 мм рт. ст.); объем смеси 6 л. Определите парциальное давление газов в смеси.

Дано

$$V(\text{O}_2) = 2 \text{ л}$$

$$V(\text{SO}_2) = 4 \text{ л}$$

$$P = 100 \text{ кПа}$$

$$V(\text{смеси}) = 6 \text{ л}$$

$$P(\text{O}_2) = ?$$

$$P(\text{SO}_2) = ?$$

Решение

По условию задачи объем кислорода увеличился после смешения в $\frac{6 \text{ л}}{2 \text{ л}} = 3$ раза, объем диоксида серы – в $\frac{6 \text{ л}}{4 \text{ л}} = 1,5$ раза. Во столько же раз уменьшились парциальные давления газов.

Таким образом, согласно закону парциальных давлений:

$$P(\text{O}_2) = \frac{100 \text{ кПа}}{3} = 33,3 \text{ кПа}$$

$$P(\text{SO}_2) = \frac{100 \text{ кПа}}{1,5} = 66,7 \text{ кПа}.$$

Ответ: $P(\text{O}_2) = 33,3 \text{ кПа}$; $P(\text{SO}_2) = 66,7 \text{ кПа}$.

3.4. Расчеты объемов газов по химическим уравнениям с использованием законов Авогадро и Менделеева-Клапейрона

Пример 26.

Вычислите, сколько карбида кальция потребуется для получения 20 м^3 ацетилена (н. у.).

Дано

$$V(\text{C}_2\text{H}_2) = 20 \text{ м}^3$$

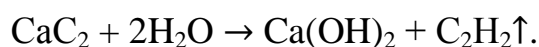
$$m(\text{CaC}_2) - ?$$

$$V_m = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$$

$$M(\text{CaC}_2) = 64 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Решение

Запишем уравнение реакции:



Вычислим количество ацетилена, зная его объем, предварительно выразив его в литрах

$$(20 \text{ м}^3 = 20 \cdot 10^3 \text{ л}):$$

$$\nu = \frac{V}{V_m}$$

$$\nu(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{20 \cdot 10^3 \text{ л}}{22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}} = 892,9 \text{ моль}.$$

Из уравнения видно, что:

$$\nu(\text{CaC}_2) = \nu(\text{C}_2\text{H}_2) = 892,9 \text{ моль}.$$

Найдем массу карбида, зная его количество:

$$\nu = \frac{m}{M}$$

$$m(\text{CaC}_2) = 892,9 \text{ моль} \cdot 64 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 57145,6 \text{ г или } 57,1 \text{ кг}.$$

Ответ: потребуется 57,1 кг карбида кальция.

Пример 27.

При взаимодействии соляной кислоты с 1,20 г сплава магния с алюминием выделилось 1,42 л водорода, измеренного при 23°C и давлении 100,7 кПа. Вычислите процентный состав сплава (по массе).

Дано

$$m(\text{сплава}) = 1,20 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2) = 1,42 \text{ л}$$

$$t = 23^\circ \text{C}$$

$$P = 100,7 \text{ кПа}$$

$$\omega(\text{Mg}) - ?$$

$$\omega(\text{Al}) - ?$$

$$M(\text{Mg}) = 24 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

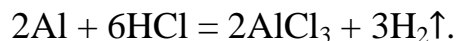
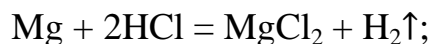
$$M(\text{Al}) = 27 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

$$T = 273 \text{ К}$$

Решение

Запишем уравнения реакций:



Найдем количество водорода по уравнению Менделеева – Клапейрона, предварительно выразив температуру по шкале Кельвина ($273 + 23 = 296 \text{ К}$):

$$P \cdot V = \nu \cdot R \cdot T$$

$$\nu(\text{H}_2) = \frac{100700 \text{ Па} \cdot 1,42 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3}{8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 296 \text{ К}} = 0,058 \text{ моль}.$$

Пусть x моль H_2 выделилось в первой реакции, тогда $(0,058 - x)$ моль H_2 выделилось

во второй реакции. Отношение количества Mg и водорода в первой реакции равно $1 : 1$, тогда $\nu(\text{Mg}) = x$ моль. Отношение количества Al и водорода во второй реакции равно $2 : 3$, тогда $\nu(\text{Al}) = \frac{2 \cdot (0,058 - x)}{3}$ моль.

Массы Mg и Al соответственно равны:

$$m(\text{Mg}) = 24 \cdot x \text{ г}$$

$$m(\text{Al}) = \frac{27 \cdot 2 \cdot (0,058 - x)}{3} \text{ г}.$$

Зная массу сплава, найдем количество магния:

$$(24 \cdot x) + \left(\frac{27 \cdot 2 \cdot (0,058 - x)}{3} \right) = 1,2$$

$$x = 0,026.$$

Таким образом, количество алюминия в сплаве составляет:

$$0,058 - 0,026 = 0,032 \text{ (моль)}.$$

Зная молярные массы металлов, вычислим их массы в сплаве:

$$m(\text{Mg}) = 24 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 0,026 \text{ моль} = 0,624 \text{ г}$$

$$m(\text{Al}) = 1,2 \text{ г} - 0,624 \text{ г} = 0,576 \text{ г}.$$

Вычислим массовую долю металлов в сплаве:

$$\omega(\text{Mg}) = \frac{0,624 \text{ г}}{1,2 \text{ г}} \cdot 100 \% = 52 \%$$

$$\omega(\text{Al}) = \frac{0,576 \text{ г}}{1,2 \text{ г}} \cdot 100 \% = 48 \%.$$

Ответ: $\omega(\text{Mg}) = 52 \%$; $\omega(\text{Al}) = 48 \%$.

Задачи для самостоятельного решения

31. Давление газа, занимающего при некоторой температуре объем $0,3 \text{ м}^3$, равно $101,5 \text{ кПа}$. Каким будет давление, если при той же температуре увеличить объем газа до $0,5 \text{ м}^3$.

Ответ: $60,9 \text{ кПа}$.

32. В цилиндре с поршнем объем газа, составляющий $1,25 \text{ л}$ под давлением $101,3 \text{ кПа}$, увеличили при той же температуре до $3,5 \text{ л}$. Каким станет давление газа?

Ответ: $36,18 \text{ кПа}$.

33. При некоторой температуре давление газа, занимающего объем 3 л , равно $93,3 \text{ кПа}$ (700 мм рт. ст.). Каким станет давление, если, не изменяя температуры, уменьшить объем газа до $2,8 \text{ л}$?

Ответ: 100 кПа (750 мм рт. ст.).

34. Давление газа, занимающего объем $2,5 \text{ л}$, равно $121,6 \text{ кПа}$ (912 мм рт. ст.). Чему будет равно давление, если, не изменяя температуры, сжать газ до объема в 1 л ?

Ответ: $303,9 \text{ кПа}$.

35. При 17°C объем газа составляет 440 л . Какой объем займет тот же газ при 47°C ($P = \text{const}$)?

Ответ: $470,31 \text{ л}$.

36. При 27°C объем газа равен 600 мл . Какой объем займет газ при 57°C , если давление будет оставаться постоянным?

Ответ: 660 мл .

37. При 17°C некоторое количество газа занимает объем 580 мл . Какой объем займет это же количество газа при 100°C , если давление его останется неизменным?

Ответ: 746 мл .

38. В баллоне при 20°C находится газ под давлением $4,053 \text{ МПа}$ (40 атм). Каким станет давление, если температура повысится до 30°C ?

Ответ: $4,191 \text{ МПа}$.

39. При 15°C давление в баллоне с кислородом равно $91,2 \cdot 10^2 \text{ кПа}$. При какой температуре оно станет равным $101,33 \cdot 10^2 \text{ кПа}$?

Ответ: 320 К или 47°C .

40. На сколько градусов надо нагреть газ, находящийся в закрытом сосуде при 0°C , чтобы давление его увеличилось вдвое?

Ответ: на 273 градуса.

41. При 23°C и 103308 Па газ занимает объем 250 л . Вычислите, какой объем займет газ при нормальных условиях.

Ответ: 235 л .

42. При 25°C и давлении $99,3\text{ кПа}$ (745 мм рт. ст.) некоторое количество газа занимает объем 152 мл . Найдите, какой объем займет это же количество газа при 0°C и давлении $101,33\text{ кПа}$.

Ответ: $136,5\text{ мл}$.

43. При 27°C и давлении 720 мм рт. ст. объем газа равен 5 л . Какой объем займет это же количество газа при 39°C и давлении 104 кПа ?

Ответ: $4,8\text{ л}$.

44. Вычислите молярную массу газа, если относительная плотность его по воздуху равна $1,586$.

Ответ: $46\frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

45. Плотность газа по кислороду $0,875$. Вычислите молярную массу газа.

Ответ: $28\frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

46. Найдите молекулярную формулу масляной кислоты, содержащей (по массе) $54,5\%$ углерода, $36,4\%$ кислорода и $9,1\%$ водорода, зная, что плотность ее паров по водороду равна 44 .

Ответ: $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$.

47. Вычислите, какой объем (н. у.) займут $1,5$ моля азота.

Ответ: $33,6\text{ л}$.

48. Вычислите, какой объем (н. у.) займут 11 г CO_2 .

Ответ: $5,6\text{ л}$.

49. Какой газ занимает больший объем (н. у.) – 1 кг Cl_2 или 1 кг F_2 ?

50. Масса $0,344\text{ л}$ газа при 42°C и 102908 Па равна $0,866\text{ г}$. Вычислите молярную массу газа.

Ответ: $64\frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

51. Вычислите объем газа, занимаемый 7 г оксида углерода(II) при 7°C и 103974 Па .

Ответ: $5,6\text{ л}$.

52. Вычислите молярную массу бензола, зная, что масса 600 мл его паров при 87°C и давлении $83,2\text{ кПа}$ равна $1,30\text{ г}$.

Ответ: $78,0\frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

53. Вычислите молярную массу ацетона, если масса 500 мл его паров при 87°C и давлении 96 кПа (720 мм рт. ст.) равна $0,93\text{ г}$.

Ответ: $58\frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

54. Газометр вместимостью 20 л наполнен газом. Плотность этого газа по воздуху 0,40, давление 103,3 кПа (774,8 мм рт. ст.), температура 17 °С. Вычислите массу газа.

Ответ: 9,94 г.

55. Смешивают 3 л CO₂ с 4 л O₂ и 6 л N₂. До смешения давление CO₂, O₂ и N₂ составляло соответственно 96, 108 и 90,6 кПа. Общий объем смеси 10 л. Определите давление смеси.

Ответ: 126,4 кПа.

56. Газовая смесь приготовлена из 0,03 м³ CH₄, 0,04 м³ H₂ и 0,01 м³ CO. Исходные давления CH₄, H₂ и CO составляли соответственно 96, 84 и 108,8 кПа (720, 630 и 816 мм рт. ст.). Объем смеси равен 0,08 м³. Определите парциальные давления газов и общее давление смеси.

Ответ: $P(\text{CH}_4) = 3,6$ кПа; $P(\text{H}_2) = 42$ кПа; $P(\text{CO}) = 13,6$ кПа; $P(\text{общ}) = 59,2$ кПа.

57. В закрытом сосуде вместимостью 0,6 м³ находится при 0 °С смесь, состоящая из 0,2 кг CO₂, 0,4 кг O₂ и 0,15 кг CH₄. Вычислите: а) общее давление смеси; б) процентный состав смеси по объему.

Ответ: а) 100 кПа; б) 17,2 % CO₂, 47,3 % O₂, 35,5 % CH₄.

58. При действии углекислого газа на раствор аммиака при температуре 130 °С и давлении 10 МПа получается карбамид (мочевина). Схема процесса:



Вычислите, какие объемы CO₂ и NH₃ (н. у.) потребуются для получения 600 кг карбамида.

Ответ: 224 м³; 448 м³.

ГЛАВА IV. РАСТВОРИМОСТЬ. РАСТВОРЫ. ТЕПЛОВЫЕ ЭФФЕКТЫ РАСТВОРЕНИЯ

Раствором (истинным раствором) называют гомогенную систему переменного состава, состоящую из двух и более компонентов, равномерно распределенных друг в друге. Компонент, в котором равномерно распределен второй компонент и который находится в том же агрегатном состоянии, что и полученный раствор, называют растворителем. Если же оба компонента до растворения находились в одинаковом агрегатном состоянии, то растворителем считается тот, который находится в большем количестве. Компонент, которого меньше по количеству, и который может находиться в любом агрегатном состоянии, но при растворении принимает агрегатное состояние растворителя, называют растворенным веществом.

4.1. Задачи на свойства растворов и растворимость веществ

Растворимость вещества измеряется содержанием вещества в его насыщенном растворе. Обычно растворимость твердых веществ и жидкостей выражают значением коэффициента растворимости (k_s), т. е. массой вещества, растворяющегося при данных условиях в 100 г растворителя с образованием насыщенного раствора.

Пример 28.

При 60 °С насыщенный раствор KNO_3 содержит 52,4 % (масс.) соли. Найдите коэффициент растворимости соли при этой температуре.

Дано	Решение
$\omega(\text{KNO}_3) = 52,4 \%$	Вычислим массовую долю воды в растворе:
$k_s(\text{KNO}_3) - ?$	$\omega(\text{H}_2\text{O}) = 100 - 52,4 = 47,6 (\%)$.

Составим пропорциональную зависимость:

на 47,6 г H_2O приходится 52,4 г KNO_3

на 100 г H_2O приходится x г KNO_3

$$m(\text{KNO}_3) = \frac{100 \text{ г} \cdot 52,4 \text{ г}}{47,6 \text{ г}} = 110 \text{ г}$$

$$k_s(\text{KNO}_3) = \frac{110 \text{ г}}{100 \text{ г}} = 1,1.$$

Ответ: коэффициент растворимости соли равен 1,1.

Пример 29.

При охлаждении 300 г 15 %-го (по массе) раствора часть растворенного вещества выпала в осадок, и концентрация раствора стала равной 8 %. Чему равна масса выпавшего в осадок вещества?

Дано	Решение
$\omega_1(\text{вещества}) = 15 \%$	Найдем массу растворенного вещества в растворе 1:
$\omega_2(\text{вещества}) = 8 \%$	$m_1(\text{раств. в-ва}) = 300 \text{ г} \cdot 0,15 = 45 \text{ г}$
$m(\text{раствора}) = 300 \text{ г}$	$m(\text{H}_2\text{O}) = 300 \text{ г} - 45 \text{ г} = 255 \text{ г}.$
$m(\text{осадка}) - ?$	

Составим пропорциональную зависимость:

в 92 г растворителя содержится 8 г растворенного вещества
в 255 г растворителя содержится x г растворенного вещества

$$m(\text{раств. в-ва}) = \frac{255 \text{ г} \cdot 8 \text{ г}}{92 \text{ г}} = 22,17 \text{ г}$$

$$m(\text{осадка}) = 45 \text{ г} - 22,17 \text{ г} = 22,83 \text{ г}.$$

Ответ: масса выпавшего в осадок вещества составляет 22,83 г.

Гетерогенное равновесие: осадок \leftrightarrow насыщенный раствор, подчиняется правилу произведения растворимости: в насыщенном растворе труднорастворимого электролита произведение концентраций (активностей) ионов, возведенных в степень стехиометрических коэффициентов, есть величина постоянная при данной температуре.

Для разбавленных растворов труднорастворимых электролитов, диссоциирующих по уравнению $A_aB_b \leftrightarrow aA^{b+} + bB^{a-}$, выражение произведения растворимости будет иметь вид:

$$\text{ПР}_{A_aB_b} = [A^{b+}]^a \cdot [B^{a-}]^b.$$

Из выражения вытекают два следствия.

1. Условие растворение осадка: произведение концентраций ионов, возведенных в степень стехиометрических коэффициентов, должно быть меньше величины произведения растворимости:

$$[A^{b+}]^a \cdot [B^{a-}]^b < \text{ПР}_{A_aB_b}$$

2. Условие осаждение осадка: произведение концентраций ионов, возведенных в степень стехиометрических коэффициентов, должно быть больше величины произведения растворимости:

$$[A^{b+}]^a \cdot [B^{a-}]^b > \text{ПР}_{A_aB_b}$$

Пример 30.

Произведение растворимости хромата бария равно $2,3 \cdot 10^{-10}$. Вычислите растворимость соли ($\frac{\text{моль}}{\text{л}}$).

<i>Дано</i> $\text{ПР}_{\text{BaCrO}_4} = 2,3 \cdot 10^{-10}$ $S_{\text{BaCrO}_4} = ?$	<i>Решение</i> Запишем уравнение диссоциации хромата бария: $\text{BaCrO}_4 \leftrightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-}$.
----------------------------------------------------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

Выражение для произведения растворимости $\text{ПР}_{\text{BaCrO}_4}$ будет иметь вид:

$$\text{ПР}_{\text{BaCrO}_4} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{CrO}_4^{2-}].$$

Так как растворившаяся часть соли диссоциировала нацело, то $[\text{Ba}^{2+}] = [\text{CrO}_4^{2-}] = x$. Отсюда:

$$\begin{aligned} 2,3 \cdot 10^{-10} &= x^2 \\ x &= \sqrt{2,3 \cdot 10^{-10}} \\ x &= 1,5 \cdot 10^{-5}. \end{aligned}$$

Таким образом, растворимость BaCrO_4 составляет $1,5 \cdot 10^{-5} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

Ответ: растворимость хромата бария составляет $1,5 \cdot 10^{-5} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

Пример 31.

Образуется ли осадок CaCO_3 при смешении равных объемов 0,02 М растворов хлорида кальция и карбоната натрия ($\text{ПР}_{\text{CaCO}_3} = 1,0 \cdot 10^{-5}$)?

<i>Дано</i> $\text{ПР}_{\text{CaCO}_3} = 1,0 \cdot 10^{-5}$ $C_{\text{м}}(\text{CaCl}_2) = 0,02 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$ $C_{\text{м}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,02 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$ $[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = ?$	<i>Решение</i> После смешения равных объемов растворов хлорида кальция и карбоната натрия объем смеси станет в 2 раза больше, а концентрация каждого иона в исходном растворе в 2 раза меньше:
----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

$$[\text{CaCl}_2] = [\text{Ca}^{2+}] = 0,02 \frac{\text{моль}}{\text{л}} \cdot \frac{1}{2} = 0,01 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

$$[\text{Na}_2\text{CO}_3] = [\text{CO}_3^{2-}] = 0,02 \frac{\text{моль}}{\text{л}} \cdot \frac{1}{2} = 0,01 \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$$

Найдем величину произведения концентрации ионов:

$$[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 0,01 \cdot 0,01 = 0,0001 \left(\frac{\text{моль}}{\text{л}}\right) \text{ или } 1,0 \cdot 10^{-4}.$$

Условием осаждения осадка является произведение концентраций ионов, возведенных в степень стехиометрических коэффициентов, должно быть больше величины произведения растворимости. По условию задачи $PR_{CaCO_3} = 1,0 \cdot 10^{-5}$, а $[Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = 1,0 \cdot 10^{-4}$. Таким образом, осадок образуется, так как $PR < [Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}]$.

Ответ: осадок образуется.

4.2. Задачи на энтальпию растворения

Растворение различных веществ в воде сопровождается выделением или поглощением теплоты.

Разрушение кристаллической решетки при растворении требует затраты энергии ($Q_{\text{разр}} < 0$), а образование гидратов сопровождается выделением теплоты гидратации ($Q_{\text{гидр}} > 0$). Суммарный тепловой эффект растворения при этом равен:

$$Q_{\text{раств}} = Q_{\text{гидр}} + (-Q_{\text{разр}}).$$

Если $Q_{\text{гидр}} > Q_{\text{разр}}$, происходит выделение теплоты ($Q_{\text{раств}} > 0$). Если $Q_{\text{гидр}} < Q_{\text{разр}}$, происходит поглощение теплоты ($Q_{\text{раств}} < 0$). Количество теплоты, которое выделяется или поглощается при растворении 1 моль вещества, называется теплотой растворения ($\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$).

При термохимическом правиле знаков, выделяемая теплота записывается со знаком «+», а поглощаемая – со знаком «-».

Теплота растворения безводной соли выражается равенством $Q'_{\text{раств}} = Q_{\text{гидр}} + Q_{\text{разр}}$, а теплота растворения кристаллогидрата – $Q''_{\text{раств}} = Q_{\text{разр}}$, так как соль уже гидратирована. Таким образом $Q_{\text{гидр}}$:

$$Q'_{\text{раств}} - Q''_{\text{раств}} = Q_{\text{гидр}} + Q_{\text{разр}} - Q_{\text{разр}} = Q_{\text{гидр}}.$$

Пример 32.

При растворении 25 г NH_4Cl в 430 г воды температура растворения понизилась на 4,3 К. Определите теплоту растворения соли, считая удельную теплоемкость раствора равной $4,18 \frac{\text{Дж}}{\text{г} \cdot \text{К}}$.

Дано

$$m(\text{NH}_4\text{Cl}) = 25 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 430 \text{ г}$$

$$\Delta t = -4,3 \text{ К}$$

$$C_A = 4,18 \frac{\text{Дж}}{\text{г} \cdot \text{К}}$$

$$Q_{\text{раств}} = ?$$

$$M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Решение

Найдем массу образовавшегося раствора хлорида аммония:

$$m(\text{р-ра NH}_4\text{Cl}) = 25 \text{ г} + 430 \text{ г} = 455 \text{ г}$$

$$Q_{\text{погл}} = 455 \text{ г} \cdot (-4,3 \text{ К}) \cdot 4,18 \frac{\text{Дж}}{\text{г} \cdot \text{К}} = -8178,17 \text{ Дж.}$$

Количество поглощенного тепла прямо пропорционально массе растворенного вещества:

$$25 \text{ г NH}_4\text{Cl} - (-8178,17 \text{ Дж})$$

$$53,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \text{ NH}_4\text{Cl} - x \frac{\text{Дж}}{\text{моль}}$$

$$Q_{\text{раств}} = \frac{53,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot (-8178,17 \text{ Дж})}{25 \text{ г}} = -17501,28 \frac{\text{Дж}}{\text{моль}} = -17,50 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}.$$

Ответ: теплота растворения соли равна $-17,50 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$.

Пример 33.

Определите теплоту гидратации Na_2CO_3 , если при растворении 1 моль безводной соли выделилось 25,1 кДж теплоты, а при растворении 1 моль кристаллогидрата поглотилось 66,9 кДж теплоты.

Дано

$$Q'_{\text{раств}} = 25,1 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

$$Q''_{\text{раств}} = -66,9 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

$$Q_{\text{гидр}} = ?$$

Решение

Теплота гидратации равна разности тепловых эффектов растворения безводной соли и кристаллогидрата:

$$Q_{\text{гидр}} = Q'_{\text{раств}} - Q''_{\text{раств}}$$

$$Q_{\text{гидр}} = 25,1 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}} - (-66,9 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}) = 92,0 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}.$$

Ответ: теплота гидратации равна $92,0 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$.

При термодинамическом правиле знаков, выделяемая системой теплота записывается со знаком «-», а поглощаемая – со знаком «+». Таким образом, $Q = -\Delta H$.

Пример 34.

Сколько теплоты выделится при растворении 31 г Na_2O в воде, если реакция выражается уравнением:



Дано

$$\Delta H = -853,6 \text{ кДж}$$

$$m(\text{Na}_2\text{O}) = 31 \text{ г}$$

$$Q = ?$$

$$M(\text{Na}_2\text{O}) = 62 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Решение

Обозначим теплоту образования через ΔH . Так как 1 моль Na_2O имеет массу 62 г, то теплота образования 1 моль:

$$\Delta H = \frac{-853,6 \text{ кДж} \cdot 31 \text{ г}}{62 \text{ г}} = -426,8 \text{ кДж}$$

$$Q = -\Delta H$$

$$Q = 426,8 \text{ кДж.}$$

Ответ: выделится 426,8 кДж теплоты.

4.3. Задачи на массовую долю растворенного вещества в растворе

Масса растворенного вещества, содержащаяся в определенной массе или объеме растворителя, называется концентрацией раствора. Одним из способов выражения концентрации растворов является массовая доля (%) растворенного вещества.

Массовой долей растворенного вещества в растворе называют отношение массы растворенного вещества к массе раствора. Массовую долю растворенного вещества вычисляют по формуле:

$$\omega = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100 \%,$$

$$\text{где } m_{\text{раствора}} = m_{\text{растворителя}} + m_{\text{вещества}}.$$

Пример 35.

Какая масса воды и хлорида натрия необходима для приготовления 300 г 15 %-го раствора хлорида натрия?

Дано

$$m(\text{р-ра NaCl}) = 300 \text{ г}$$

$$\omega(\text{NaCl}) = 15 \%$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

$$m(\text{NaCl}) = ?$$

Решение

Вычислим массу хлорида натрия, зная его массовую долю в растворе:

$$m_{\text{вещества}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{раствора}}}{100 \%}$$

$$m(\text{NaCl}) = \frac{15 \% \cdot 300 \text{ г}}{100 \%} = 45 \text{ г.}$$

Таким образом, для приготовления 300 г 15 %-го раствора хлорида натрия требуется 45 г NaCl. Зная общий объем раствора, вычислим массу воды, необходимой для приготовления раствора:

$$m_{\text{раствора}} = m_{\text{растворителя}} + m_{\text{вещества}}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 300 \text{ г} - 45 \text{ г} = 255 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{H}_2\text{O}) = 255 \text{ г}$; $m(\text{NaCl}) = 45 \text{ г}$.

Пример 36.

Какая масса хлорида калия необходима для приготовления 750 мл 10 %-го раствора хлорида калия с плотностью раствора $1,063 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$?

<i>Дано</i>	<i>Решение</i>
$V(\text{р-ра KCl}) = 750 \text{ мл}$	Вычислим массу раствора хлорида калия, зная его плотность и объем:
$\omega(\text{KCl}) = 10 \%$	
$\rho(\text{р-ра KCl}) = 1,063 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$	$m = V \cdot \rho$
$m(\text{KCl}) - ?$	$m(\text{р-ра KCl}) = 750 \text{ см}^3 \cdot 1,063 \frac{\text{г}}{\text{см}^3} = 797,25 \text{ г}.$

Вычислим массу хлорида калия в растворе, используя формулу:

$$m_{\text{вещества}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{раствора}}}{100 \%}$$

$$m(\text{KCl}) = \frac{10 \% \cdot 797,25 \text{ г}}{100 \%} = 79,73 \text{ г}.$$

Ответ: требуется 79,73 г хлорида калия.

Пример 37.

Морская вода содержит в среднем 3,5 % по массе различных солей, из которых 80 % приходится на долю NaCl. Вычислите, в какой массе воды содержится 1 т NaCl.

<i>Дано</i>	<i>Решение</i>
$\omega(\text{солей}) = 3,5 \%$	Составим пропорциональную зависимость:
$\omega(\text{NaCl}) = 80 \%$	1 т NaCl – 80 % NaCl
$m(\text{NaCl}) = 1 \text{ т}$	$x \text{ т солей} - 100 \% \text{ NaCl}$
$m(\text{морской воды}) - ?$	$m(\text{солей}) = \frac{1 \text{ т} \cdot 100 \%}{80 \%} = 1,25 \text{ т}.$

Зная массу солей в морской воде, найдем массу морской воды:

x т морской воды – 100 %

1,25 т солей – 3,5 %

$$m(\text{морской воды}) = \frac{1,25 \text{ т} \cdot 100 \%}{3,5 \%} = 35,71 \text{ т.}$$

Ответ: 35,71 т морской воды.

4.4. Расчеты массовой доли вещества при растворении кристаллогидратов

Многие вещества являются кристаллогидратами, т. е. содержат в своем составе кристаллизационную воду, например: медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, или кристаллическая сода $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Эту воду нужно учитывать при приготовлении раствора, так как массовая доля вещества рассчитывается на безводную соль. При этом важно понимать, что 1 моль кристаллогидрата, например $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, содержит 1 моль безводной соли CuSO_4 , т. е. $\nu_{\text{кр}} = \nu_{\text{б/в}}$.

Пример 38.

Сколько граммов $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и воды необходимо взять для приготовления 10 %-го раствора соли массой 710 г?

Дано

$$m(\text{р-ра Na}_2\text{SO}_4) = 710 \text{ г}$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 10 \%$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) - ?$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) - ?$$

Решение

Вычислим массу сульфата натрия в растворе, используя формулу:

$$m_{\text{вещества}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{раствора}}}{100 \%}$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{10 \% \cdot 710 \text{ г}}{100 \%} = 71 \text{ г.}$$

Зная общий объем раствора, вычислим массу воды, необходимой для приготовления раствора:

$$71 \text{ г Na}_2\text{SO}_4 - 142 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$x \text{ г Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O} - 322 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = \frac{17 \cdot 322}{142} = 161 \text{ г.}$$

$$m_{\text{раствора}} = m_{\text{растворителя}} + m_{\text{вещества}}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 710 \text{ г} - 161 \text{ г} = 549 \text{ г}.$$

$$\text{Ответ: } m(\text{H}_2\text{O}) = 549 \text{ г}; m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 161 \text{ г}.$$

Пример 39.

Какая масса кристаллогидрата требуется для приготовления 2 л 15 %-го раствора карбоната натрия с плотностью $1,158 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$?

<i>Дано</i>	<i>Решение</i>
$V(\text{р-ра Na}_2\text{CO}_3) = 2 \text{ л}$	Вычислим массу 2 л карбоната натрия
$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 15 \%$	в растворе, зная его плотность и объем:
$\rho(\text{р-ра Na}_2\text{CO}_3) = 1,158 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$	$m = \rho \cdot V$
$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) - ?$	

$$m(\text{р-ра Na}_2\text{CO}_3) = 1,158 \frac{\text{г}}{\text{см}^3} \cdot 2000 \text{ см}^3 = 2316 \text{ г}.$$

Раствор должен быть 15 %-м, т. е. 15 % его массы должен составлять Na_2CO_3 :

$$m_{\text{вещества}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{раствора}}}{100 \%}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{15 \% \cdot 2316 \text{ г}}{100 \%} = 347,4 \text{ г}.$$

Зная массу безводной соли, проведем вычисления массы ее кристаллогидрата:

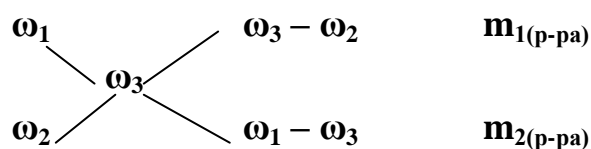
$$\begin{array}{l}
 347,4 \text{ г Na}_2\text{CO}_3 - 106 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \\
 x \text{ г Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} - 286 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \\
 m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = \frac{286 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 347,4 \text{ г}}{106 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 937,32 \text{ г}.
 \end{array}$$

Ответ: масса кристаллогидрата 937,32 г.

4.5. Задачи на смешение растворов

При смешении растворов большего и меньшего процентного содержания вещества суммы масс веществ в первом и во втором растворах равны произведению суммы масс этих растворов и новой массовой доли.

Правило смешения двухкомпонентной смеси: отношение массы одного компонента (раствора) к массе второго обратно пропорционально разности отношений свойств этих компонентов (массовых долей) и смеси в абсолютном значении. Это правило выражают графически в виде квадрата (конверта) Пирсона, который часто используют для расчета массовой доли вещества в смеси:



Пример 40.

Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 60 % ($\rho = 1,5 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$) и раствора с массовой долей серной кислоты 30 % ($\rho = 1,2 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$) нужно взять для приготовления раствора серной кислоты массой 240 г с массовой долей серной кислоты 50 %?

Дано

$$\omega_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 60 \%$$

$$\rho_1(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = 1,5 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$$

$$\omega_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = 30 \%$$

$$\rho_2(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = 1,2 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$$

$$\omega_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = 50 \%$$

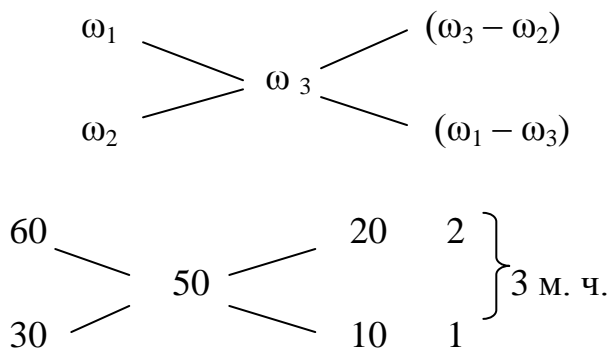
$$m(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = 240 \text{ г}$$

$$V_1(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = ?$$

$$V_2(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = ?$$

Решение

Для расчета используем правило конверта Пирсона:



Найдем массу 1 м. ч. раствора серной кислоты, зная общую массу раствора:

$$m(1 \text{ м. ч.}) = \frac{240 \text{ г}}{3} = 80 \text{ г.}$$

Найдем массу исходных растворов серной кислоты, зная их массовые части:

$$m_1(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 80 \text{ г} = 160 \text{ г}$$

$$m_2(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 80 \text{ г} = 80 \text{ г}.$$

Вычислим объем исходных растворов серной кислоты, зная их плотность и массу:

$$V = \frac{m}{\rho}$$

$$V_1(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = \frac{160 \text{ г}}{1,5 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}} = 106,7 \text{ см}^3$$

$$V_2(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = \frac{80 \text{ г}}{1,2 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}} = 66,7 \text{ см}^3.$$

Ответ: 106,7 см³ серной кислоты 60 % и 66,7 см³ серной кислоты 30 %.

Пример 41.

Определите объемы кислоты и воды, необходимые для приготовления двух литров 12,5 %-го раствора соляной кислоты с плотностью $1,06 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$ из имеющейся в лаборатории кислоты с массовой долей 37,27 % и плотностью $1,185 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$.

Дано

$$\omega_1(\text{HCl}) = 37,27 \%$$

$$\rho_1(\text{р-ра HCl}) = 1,185 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$$

$$\omega_2(\text{H}_2\text{O}) = 0 \%$$

$$\omega_3(\text{HCl}) = 12,5 \%$$

$$\rho_3(\text{р-ра HCl}) = 1,06 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$$

$$V_3(\text{р-ра HCl}) = 2 \text{ л}$$

$$V_1(\text{р-ра HCl}) - ?$$

$$V_2(\text{H}_2\text{O}) - ?$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1,0 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$$

Решение

Для расчета используем правило конверта Пирсона:

$$\begin{array}{ccc} \omega_1 & \diagdown & \omega_3 \quad \begin{array}{l} (\omega_3 - \omega_2) \\ (\omega_1 - \omega_3) \end{array} \\ & & \\ \omega_2 & \diagup & \end{array}$$

$$\begin{array}{ccccc} 37,27 & & 12,5 & & 1 \\ & \diagdown & & \diagup & \\ & 12,5 & & 24,77 & \\ & \diagup & & \diagdown & \\ 0 & & & & 2 \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{ccccc} 37,27 & & 12,5 & & 1 \\ & \diagdown & & \diagup & \\ & 12,5 & & 24,77 & \\ & \diagup & & \diagdown & \\ 0 & & & & 2 \end{array}} \right\} 3 \text{ м. ч.}$$

Вычислим массу раствора соляной кислоты, зная ее плотность и объем:

$$m = V \cdot \rho$$

$$m(\text{р-ра HCl}) = 2000 \text{ см}^3 \cdot 1,06 \frac{\text{г}}{\text{см}^3} = 2120 \text{ г}.$$

Найдем массу 1 м. ч., зная общую массу раствора:

$$m(1 \text{ м. ч.}) = \frac{2120 \text{ г}}{3} = 706,7 \text{ г.}$$

Найдем массу исходного раствора соляной кислоты и воды, зная их массовые части:

$$m_1(\text{р-ра HCl}) = 1 \cdot 706,7 \text{ г} = 706,7 \text{ г}$$

$$m_2(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 706,7 \text{ г} = 1413,4 \text{ г.}$$

Вычислим объем исходного раствора соляной кислоты и воды, зная их плотность и массу:

$$V = \frac{m}{\rho}$$

$$V_1(\text{р-ра HCl}) = \frac{706,7 \text{ г}}{1,185 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}} = 596,4 \text{ см}^3$$

$$V_2(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1413,4 \text{ г}}{1,0 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}} = 1413,4 \text{ см}^3.$$

Ответ: 596,4 см³ соляной кислоты и 1413,4 см³ воды.

Пример 42.

Для получения суперфосфата применяется 65 %-й раствор серной кислоты. Сколько по массе 92 %-го раствора и воды потребуется для приготовления 1 т такого раствора?

Дано

$$\omega_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 92 \%$$

$$\omega_2(\text{H}_2\text{O}) = 0 \%$$

$$\omega_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = 65 \%$$

$$m(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ т}$$

$$m_1(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) - ?$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) - ?$$

Решение

Для расчета используем правило конверта Пирсона:

$$\begin{array}{ccc} \omega_1 & & (\omega_3 - \omega_2) \\ & \searrow \quad \nearrow & \\ & \omega_3 & \\ & \nearrow \quad \searrow & \\ \omega_2 & & (\omega_1 - \omega_3) \end{array}$$

$$\begin{array}{ccccc} 92 & & 65 & 2,4 & \\ & \searrow \quad \nearrow & & & \\ & 65 & & & \\ & \nearrow \quad \searrow & & & \\ 0 & & 27 & 1 & \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{ccccc} 92 & & 65 & 2,4 & \\ & \searrow \quad \nearrow & & & \\ & 65 & & & \\ & \nearrow \quad \searrow & & & \\ 0 & & 27 & 1 & \end{array}} \right\} 3,4 \text{ м. ч.}$$

Найдем массу 1 м. ч., зная общую массу раствора:

$$m(1 \text{ м. ч.}) = \frac{1 \text{ т}}{3,4} = 0,294 \text{ т.}$$

Найдем массу исходного раствора серной кислоты и воды, зная их массовые части:

$$m_1(\text{р-ра } \text{H}_2\text{SO}_4) = 2,4 \cdot 0,294 \text{ т} = 0,706 \text{ т}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 0,294 \text{ т} = 0,294 \text{ т}.$$

Ответ: 0,706 т раствора серной кислоты и 0,294 т воды.

4.6. Задачи на приготовление кислот и крепких растворов щелочей

В большинстве случаев в лаборатории приходится пользоваться соляной, серной или азотной кислотами. Эти кислоты находятся в продаже в виде концентрированных растворов, массовую долю которых определяют по плотности. Для приготовления рабочих растворов их не взвешивают, а измеряют объемы. При этом надо помнить, что масса кислоты при разбавлении остается неизменной.

Пример 43.

Какой объем раствора соляной кислоты с массовой долей HCl 37,23 % и плотностью $1,19 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$ требуется для приготовления 20 л 0,1 М раствора этой кислоты?

Дано

$$\omega_1(\text{HCl}) = 37,23 \%$$

$$\rho_1(\text{р-ра } \text{HCl}) = 1,19 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$$

$$V_2(\text{р-ра } \text{HCl}) = 20 \text{ л}$$

$$C_m(\text{р-ра } \text{HCl}) = 0,1 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

$$V_1(\text{р-ра } \text{HCl}) = ?$$

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Решение

Определим массу соляной кислоты в растворе по формуле:

$$C_m = \frac{m}{M \cdot V}$$

$$m(\text{HCl}) = 0,1 \frac{\text{моль}}{\text{л}} \cdot 36,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 20 \text{ л} = 73 \text{ г}.$$

Вычислим массу раствора, содержащего 73 г HCl по формуле:

$$\omega = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100 \%$$

$$m_1(\text{р-ра } \text{HCl}) = \frac{73 \text{ г} \cdot 100 \%}{37,23 \%} = 196,08 \text{ г}.$$

Зная плотность раствора соляной кислоты, вычислим его объем:

$$V = \frac{m}{\rho}$$

$$V_1(\text{р-ра HCl}) = \frac{196,08 \text{ г}}{1,19 \frac{\text{г}}{\text{мл}}} = 164,8 \text{ мл.}$$

Ответ: потребуется 164,8 мл раствора соляной кислоты.

Пример 44.

К 1 л 10 %-го раствора KOH ($\rho = 1,092 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$) прибавили 0,5 л 5 %-го раствора KOH ($\rho = 1,045 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$). Объем смеси довели до 2 л. Вычислите молярную концентрацию раствора.

Дано

$$\omega_1(\text{KOH}) = 10 \%$$

$$\rho_1(\text{р-ра KOH}) = 1,092 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$$

$$V_1(\text{р-ра KOH}) = 1 \text{ л}$$

$$\omega_2(\text{KOH}) = 5 \%$$

$$\rho_2(\text{р-ра KOH}) = 1,045 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$$

$$V_2(\text{р-ра KOH}) = 0,5 \text{ л}$$

$$V_3(\text{р-ра KOH}) = 2 \text{ л}$$

$$C_{\text{м}}(\text{р-ра KOH}) - ?$$

$$M(\text{KOH}) = 56 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Решение

Найдем массу 1-го и 2-го растворов KOH, зная их плотность и объем, предварительно выразив объем в см^3 :

$$V = \frac{m}{\rho}$$

$$m_1(\text{р-ра KOH}) = 1000 \text{ см}^3 \cdot 1,092 \frac{\text{г}}{\text{см}^3} = 1092 \text{ г}$$

$$m_2(\text{р-ра KOH}) = 500 \text{ см}^3 \cdot 1,045 \frac{\text{г}}{\text{см}^3} = 522,5 \text{ г.}$$

Найдем массу KOH в растворах 1 и 2 по формуле:

$$\omega = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100 \%$$

$$m_1(\text{KOH}) = \frac{1092 \text{ г} \cdot 10 \%}{100 \%} = 109,2 \text{ г}$$

$$m_2(\text{KOH}) = \frac{522,5 \text{ г} \cdot 5 \%}{100 \%} = 26,25 \text{ г.}$$

Вычислим общую массу KOH в растворе 3:

$$m_3(\text{KOH}) = 109,2 \text{ г} + 26,25 \text{ г} = 135,45 \text{ г}$$

Найдем молярную концентрацию раствора KOH, зная его объем и массу:

$$C_{\text{м}} = \frac{m}{M \cdot V}$$

$$C_{\text{м}}(\text{р-ра KOH}) = \frac{135,45 \text{ г}}{56 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 2 \text{ л}} = 1,2 \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$$

Ответ: молярная концентрация раствора KOH составляет $1,2 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

4.7. Решение задач по уравнениям реакций, когда вещества реагируют или получаются в виде раствора с определенной массовой долей

В задачах по уравнениям реакций, протекающих в растворах, реагирующие вещества часто бывают даны в растворенном состоянии с определенной массовой долей вещества, молярной или эквивалентной концентрацией. Чтобы определить массовую долю полученного вещества в оставшемся после реакции растворе, нужно определить массу полученного вещества и массу раствора, которая складывается из масс растворов реагентов за вычетом массы осадка или газа.

Пример 45.

Вычислите, сколько миллилитров 20 %-й соляной кислоты потребуется для растворения 2,25 г MgCO_3 .

Дано

$$\omega(\text{HCl}) = 20 \%$$

$$m(\text{MgCO}_3) = 2,25 \text{ г}$$

$$V(\text{р-ра HCl}) = ?$$

$$\rho(\text{р-ра HCl}) = 1,1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$$

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$M(\text{MgCO}_3) = 84 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Решение

Запишем уравнение реакции:



Вычислим количество MgCO_3 , используя формулу:

$$v = \frac{m}{M}$$

$$v(\text{MgCO}_3) = \frac{2,25 \text{ г}}{84 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,03 \text{ моль.}$$

Из уравнения видим, что:

$$v(\text{HCl}) = 2v(\text{MgCO}_3) = 2 \cdot 0,03 \text{ моль} = 0,06 \text{ моль.}$$

Найдем массу соляной кислоты, зная ее количество:

$$m = v \cdot M$$

$$m(\text{HCl}) = 0,06 \text{ моль} \cdot 36,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 2,19 \text{ г.}$$

Найдем массу раствора соляной кислоты, используя формулу:

$$m_{\text{раствора}} = \frac{m_{\text{вещества}} \cdot 100 \%}{\omega}$$

$$m(\text{р-ра HCl}) = \frac{2,19 \text{ г} \cdot 100 \%}{20 \%} = 10,95 \text{ г.}$$

Вычислим объем раствора соляной кислоты, зная ее массу и плотность:

$$V = \frac{m}{\rho}$$

$$V(\text{р-ра HCl}) = \frac{10,95 \text{ г}}{1,1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}} = 9,95 \text{ см}^3 \text{ или } 9,95 \text{ мл.}$$

Ответ: потребуется 9,95 мл соляной кислоты.

Пример 46.

Взаимодействие кремния с раствором щелочи протекает по схеме:



Сколько кремния и 30 %-го раствора едкого натра потребуется для получения 1 м³ водорода?

Дано

$$\omega(\text{NaOH}) = 30 \%$$

$$V(\text{H}_2) = 1 \text{ м}^3$$

$$m(\text{Si}) - ?$$

$$V(\text{р-ра NaOH}) - ?$$

$$M(\text{Si}) = 28 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

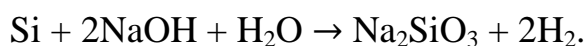
$$M(\text{NaOH}) = 40 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$V_m = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$$

$$\rho(\text{р-ра NaOH}) = 1,332 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$$

Решение

Запишем уравнение реакции:



Вычислим количество H₂, зная его объем:

$$v = \frac{V}{V_m}$$

$$v(\text{H}_2) = \frac{1 \cdot 10^3 \text{ л}}{22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}} = 44,6 \text{ моль}.$$

Из уравнения видим, что:

$$v(\text{Si}) = \frac{1}{2}v(\text{H}_2) = 22,3 \text{ моль}$$

$$v(\text{NaOH}) = v(\text{H}_2) = 44,6 \text{ моль}.$$

Найдем массу кремния и едкого натра, зная их количество:

$$m = v \cdot M$$

$$m(\text{Si}) = 22,3 \text{ моль} \cdot 28 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 624,4 \text{ г}$$

$$m(\text{NaOH}) = 44,6 \text{ моль} \cdot 40 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 1784 \text{ г или } 1,78 \text{ кг}.$$

Найдем массу 30 %-го раствора едкого натра, используя формулу:

$$m_{\text{раствора}} = \frac{m_{\text{вещества}} \cdot 100 \%}{\omega}$$

$$m(\text{р-ра NaOH}) = \frac{1,78 \text{ кг} \cdot 100 \%}{30 \%} = 5,933 \text{ кг}.$$

Используя табличные данные плотности водных растворов, вычислим объем 30 %-го раствора едкого натра:

$$V = \frac{m}{\rho}$$

$$V(\text{р-ра NaOH}) = \frac{5933 \text{ г}}{1,332 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}} = 4454,45 \text{ см}^3 \text{ или } 4,45 \text{ л}.$$

Ответ: масса кремния составляет 624,4 г;

объем 30 %-го раствора едкого натра – 4,45 л.

Пример 47.

На 200 г 16 %-го раствора сульфата меди(II) действовали раствором, содержащим 50 г сульфида натрия. Определите массовую долю в растворе полученного соединения.

Дано

$$m(\text{р-ра CuSO}_4) = 200 \text{ г}$$

$$\omega(\text{CuSO}_4) = 16 \%$$

$$m(\text{Na}_2\text{S}) = 50 \text{ г}$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = ?$$

$$M(\text{CuSO}_4) = 160 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

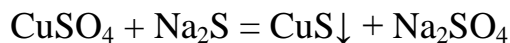
$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$M(\text{Na}_2\text{S}) = 78 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$M(\text{CuS}) = 96 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Решение

Запишем уравнение реакции:



Вычислим количества CuSO_4 и Na_2S :

$$v(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{р-ра}) \cdot \omega}{M(\text{CuSO}_4)}$$

$$v(\text{CuSO}_4) = \frac{200 \text{ г} \cdot 0,16}{160 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,2 \text{ моль}$$

$$v(\text{Na}_2\text{S}) = \frac{m}{M}$$

$$v(\text{Na}_2\text{S}) = \frac{50 \text{ г}}{78 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,64 \text{ моль}$$

Из уравнения видим, что количества солей равны. Следовательно, сульфид натрия дан в избытке. Тогда можно записать:

$$v(\text{CuSO}_4) = v(\text{Na}_2\text{S}) = v(\text{CuS}) = v(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,2 \text{ моль}.$$

Найдем массу полученного раствора, которая будет складываться из суммы масс реагентов за вычетом массы осадка:

$$m(\text{р-ра}) = 200 + 50 - 0,2 \cdot 96 = 230,8 \text{ (г)}.$$

Найдем массовую долю сульфата натрия, получившегося в растворе, предварительно найдя его массу:

$$\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{0,2 \text{ моль} \cdot 142 \frac{\text{г}}{\text{моль}}}{230,8 \text{ г}} = 0,123 \text{ (12,3 \%)}.$$

Ответ: в полученном растворе $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 12,3 \%$.

Задачи для самостоятельного решения

59. В 500 г воды растворено при нагревании 300 г NH_4Cl . Какая масса NH_4Cl выделится из раствора при охлаждении его до 50°C , если растворимость NH_4Cl при этой температуре равна 50 г в 100 г воды?

Ответ: 50 г.

60. Растворимость хлората калия при 70°C равна 30,2 г, а при 30°C – 10,1 г в 100 г воды. Сколько граммов хлората калия выделится из 70 г насыщенного при 70°C раствора, если его охладить до 30°C ?

Ответ: 10,8 г.

61. Коэффициент растворимости сульфата меди при 30°C равен 25 г на 100 г H_2O . Будет ли при этой температуре 18 %-й раствор соли насыщенным?

Ответ: нет.

62. $\text{PP}_{\text{PbI}_2} = 8,7 \cdot 10^{-9}$. Выпадет ли осадок, если смешать равные объемы растворов, содержащих $3 \frac{\text{г}}{\text{л}}$ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и $1 \frac{\text{г}}{\text{л}}$ KI ?

Ответ: да.

63. $\text{PP}_{\text{PbCl}_2} = 1,7 \cdot 10^{-5}$. Смешаны 1 мл 0,2 Н раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и 2 мл 0,01 Н раствора NaCl . Выпадет ли осадок?

Ответ: нет.

64. Произведение растворимости AgCl равно $1,6 \cdot 10^{-10}$. Выпадет ли осадок, если смешать 20 мл 0,01 Н раствора KCl с 6 мл 0,001 Н раствора AgNO_3 ?

Ответ: да.

65. При растворении 7 г KOH в 125 г воды температура раствора повысилась на 12,6 К. Определите теплоту растворения KOH , если удельная теплоемкость раствора равна $4,18 \frac{\text{Дж}}{\text{г} \cdot \text{К}}$.

Ответ: 55,67 кДж.

66. При растворении 10,7 г $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ в воде поглотилось 2615 Дж теплоты. Определите теплоту растворения кристаллогидрата.

Ответ: 78,66 кДж.

67. Вычислите теплоту гидратации SrCl_2 , если теплота растворения безводного хлорида стронция $47,7 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$, а теплота растворения $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ равна – $31,0 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$.

Ответ: $78,7 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$.

68. Теплоты растворения CuSO_4 и $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ составляют соответственно 66,1 и $-11,7 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$. Вычислить теплоту гидратации.

Ответ: $77,9 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$.

69. В воде объемом 200 мл растворили образец соли, получив раствор с массовой долей 20 %, к этому раствору добавили еще 150 мл воды. Определите массовую долю соли в полученном растворе.

Ответ: 12,5 %.

70. Сколько граммов хлористого калия нужно растворить в 100 г воды для получения 5 %-го раствора?

Ответ: 5,25 г.

71. Чему равна массовая доля вещества в растворе, полученном в результате растворения 90 г вещества в 180 г воды?

Ответ: 33,3 %.

72. Сколько граммов Na_2SO_3 потребуется для приготовления 5 л 8 %-го раствора, плотность которого $1,075 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$?

Ответ: 430 г.

73. Сколько граммов $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и воды потребуется для приготовления 5 %-го раствора соли массой 200 г?

Ответ: 15,63 г; 184,3 г.

74. Сколько граммов $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ следует растворить в 250 г воды для получения раствора, содержащего 5 % безводной соли?

Ответ: 32 г.

75. К 300 г 15 %-го раствора КОН прибавили 300 г воды. Определите новую массовую долю щелочи в полученном растворе.

Ответ: 7,5 %.

76. Сколько воды необходимо прибавить к 200 мл 20 %-го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,14 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$), чтобы получить 5 %-й раствор?

Ответ: 684 г.

77. Сколько граммов KCl следует прибавить к 450 г 8 %-го раствора той же соли для получения 12 %-го раствора?

Ответ: 20,45 г.

78. Какой объем 96 %-й серной кислоты плотностью $1,84 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$ потребуется для приготовления 3 л 0,4 Н раствора?

Ответ: 33,32 см³.

79. Какой объем 0,1 Н HNO₃ можно приготовить из 0,7 л раствора азотной кислоты с массовой долей 30 % ($\rho = 1180 \frac{\text{кг}}{\text{м}^3}$)?

Ответ: 39,3 л.

80. Какой объем раствора соляной кислоты с массовой долей HCl 30 % и плотностью $1149 \frac{\text{кг}}{\text{м}^3}$ следует прилить к 5 л 0,5 Н раствора этой кислоты для получения 1 Н раствора?

Ответ: 22,08 л.

81. Сколько миллилитров 30 %-й азотной кислоты ($\rho = 1,184 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$) потребуется для растворения 1 г меди?

Ответ: 7,44 мл.

82. Через 500 г 10 %-го раствора сульфата меди(II) пропустили 4,48 л (н. у.) сероводорода. Определите массовую долю серной кислоты в полученном растворе.

Ответ: 50,5 %.

83. К 100 г 24,5 %-го раствора серной кислоты прибавили 280 г 5 %-го раствора гидроксида калия. Определите массовую долю соли в полученном растворе.

Ответ: 12 %.

ГЛАВА V. КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ, СПОСОБЫ ИХ ВЫРАЖЕНИЯ И ПРИГОТОВЛЕНИЯ

5.1. Задачи на растворы молярной концентрации

Молярная концентрация ($C_M, \frac{\text{моль}}{\text{л}}$) выражается числом молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора.

Раствор, содержащий 1 моль растворенного вещества в 1 л, называется одномолярным (1 М), содержащий 0,1 моля – децимолярным (0,1 М), содержащий 0,01 моля – сантимольным (0,01 М).

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V} \text{ или } C_M = \frac{\nu}{V}$$

Пример 48.

Какой объем будет занимать раствор нитрата серебра(I) концентрацией 0,1 М и массой AgNO_3 4,96 г?

Дано

$$m(\text{AgNO}_3) = 4,96 \text{ г}$$

$$C_M(\text{р-ра AgNO}_3) = 0,1 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

$$V(\text{р-ра AgNO}_3) = ?$$

$$M(\text{AgNO}_3) = 169 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Решение

Найдем объем раствора нитрата серебра, зная его молярную концентрацию и массу:

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V}$$

$$V(\text{р-ра AgNO}_3) = \frac{4,96 \text{ г}}{169 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 0,1 \frac{\text{моль}}{\text{л}}} = 0,293 \text{ л или } 293 \text{ мл.}$$

Ответ: объем раствора нитрата серебра(I) равен 293 мл.

Пример 49.

Какова молярная концентрация 10 %-го раствора соляной кислоты плотностью $1,05 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$.

Дано

$$V(\text{р-ра HCl}) = 1 \text{ л}$$

$$\omega(\text{HCl}) = 10 \%$$

$$\rho(\text{р-ра HCl}) = 1,05 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$$

$$C_M(\text{р-ра HCl}) = ?$$

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Решение

Найдем массу раствора соляной кислоты, зная его плотность и объем:

$$m = V \cdot \rho$$

$$m(\text{р-ра HCl}) = 1000 \text{ см}^3 \cdot 1,05 \frac{\text{г}}{\text{см}^3} = 1050 \text{ г.}$$

Найдем массу соляной кислоты, необходимую для приготовления 10 %-го раствора:

$$m_{\text{вещества}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{раствора}}}{100 \%}$$

$$m(\text{HCl}) = \frac{10 \% \cdot 1050 \text{ г}}{100 \%} = 105 \text{ г.}$$

Найдем молярную концентрацию раствора соляной кислоты, используя формулу:

$$C_{\text{м}} = \frac{m}{M \cdot V}$$

$$C_{\text{м}}(\text{р-ра HCl}) = \frac{105 \text{ г}}{36,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 1 \text{ л}} = 2,8 \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$$

Ответ: молярная концентрация 10 %-го раствора соляной кислоты составляет $2,8 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

5.2. Задачи на растворы эквивалентной (нормальной) концентрации

Эквивалентная концентрация ($C_{\text{э}}, \frac{\text{моль}}{\text{л}}$) выражается числом эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора.

$$C_{\text{э}} = \frac{v_{\text{э}}}{V} \text{ или } C_{\text{э}} = \frac{m}{M_{\text{э}} \cdot V}$$

Пример 50.

Определите эквивалентную концентрацию раствора, содержащего в 200 мл 1,96 г хлороводорода.

Дано	Решение
$V(\text{р-ра HCl}) = 200 \text{ мл}$	Найдем эквивалентную концентрацию раствора соляной кислоты, зная его массу и объем:
$m(\text{HCl}) = 1,96 \text{ г}$	
$C_{\text{э}}(\text{р-ра HCl}) - ?$	
$M_{\text{э}}(\text{HCl}) = 36,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	$C_{\text{э}} = \frac{m}{M_{\text{э}} \cdot V}$ $C_{\text{э}}(\text{р-ра HCl}) = \frac{1,96 \text{ г}}{36,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 0,2 \text{ л}} = 0,2 \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$

Ответ: эквивалентная концентрация раствора HCl равна $0,2 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

Пример 51.

Определите эквивалентную концентрацию 16 %-го раствора NaOH ($\rho = 1,18 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$).

Дано

$$\omega(\text{NaOH}) = 16 \%$$

$$\rho(\text{р-ра NaOH}) = 1,18 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$$

$$C_3(\text{р-ра NaOH}) - ?$$

$$M_3(\text{NaOH}) = 40 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Решение

Найдем массу 1 л раствора NaOH, зная его плотность:

$$m = V \cdot \rho$$

$$m(\text{р-ра NaOH}) = 1000 \text{ см}^3 \cdot 1,18 \frac{\text{г}}{\text{см}^3} = 1180 \text{ г.}$$

Найдем массу NaOH, необходимую для приготовления 16 %-го раствора:

$$m_{\text{вещества}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{раствора}}}{100 \%}$$

$$m(\text{NaOH}) = \frac{16 \% \cdot 1180 \text{ г}}{100 \%} = 188,8 \text{ г.}$$

Найдем эквивалентную концентрацию 16 %-го раствора, зная его массу и объем:

$$C_3 = \frac{m}{M_3 \cdot V}$$

$$C_3(\text{р-ра NaOH}) = \frac{188,8 \text{ г}}{40 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 1 \text{ л}} = 4,72 \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$$

Ответ: эквивалентная концентрация 16 %-го раствора NaOH равна $4,72 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

5.3. Задачи на титр раствора

Масса вещества в граммах, содержащаяся в 1 мл раствора, называется титром (T) этого раствора. Размерность титра $\frac{\text{г}}{\text{мл}}$.

$$T = \frac{m}{V},$$

где m – масса растворенного вещества, г;

V – объем раствора, мл.

Между титром, эквивалентной концентрацией и эквивалентной массой существует соотношение:

$$T = \frac{C_3 \cdot M_3}{1000}.$$

Нормальные растворы реагируют друг с другом в объемах, обратно пропорциональных их нормальностям:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{32}}{C_{31}}.$$

Пример 52.

Определите титр 0,01 Н раствора КОН.

Дано	Решение
$C_3(\text{р-ра КОН}) = 0,01 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$	Вычислим массу КОН, зная его концентрацию:
$T(\text{КОН}) - ?$	$C_3 = \frac{m}{M_3 \cdot V}$
$M_3(\text{КОН}) = 56 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	$m(\text{КОН}) = 0,01 \frac{\text{моль}}{\text{л}} \cdot 56 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 1 \text{ л} = 0,56 \text{ г.}$
	Найдем титр раствора КОН по формуле:
	$T = \frac{m}{V}$

$$T(\text{КОН}) = \frac{0,56 \text{ г}}{1000 \text{ мл}} = 0,00056 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$$

Ответ: титр 0,01 Н раствора КОН равен $0,00056 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$.

Пример 53.

На нейтрализацию 31 см^3 0,16 Н раствора щелочи требуется 217 см^3 раствора H_2SO_4 . Чему равен титр раствора H_2SO_4 ?

Дано	Решение
$V(\text{р-ра щелочи}) = 31 \text{ см}^3$	При разных нормальностях объемы растворов реагирующих веществ обратно пропорциональны их нормальностям:
$C_3(\text{р-ра щелочи}) = 0,16 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$	$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_3}{C_3}$
$V(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = 217 \text{ см}^3$	$C_3(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = \frac{0,031 \text{ л} \cdot 0,16 \frac{\text{моль}}{\text{л}}}{0,217 \text{ л}} = 0,02286 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$
$T(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) - ?$	Зная массу кислоты, вычислим ее титр:
$M_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = 49 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	$T = \frac{C_3 \cdot M_3}{1000}$

$$T(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = \frac{0,02286 \frac{\text{моль}}{\text{л}} \cdot 49 \frac{\text{г}}{\text{моль}}}{1000 \text{ мл}} = 0,00112 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$$

Ответ: титр раствора H_2SO_4 равен $1,12 \cdot 10^{-3} \frac{\text{г}}{\text{мл}}$.

5.4. Задачи на растворы моляльной концентрации

Моляльная концентрация ($C_m, \frac{\text{моль}}{\text{кг}}$) выражается числом молей растворенного вещества в 1 кг (1000 г) растворителя.

$$C_m = \frac{m(\text{раств.в-ва}) \cdot 1000}{M \cdot m(\text{растворителя})}$$

Пример 54.

В воде массой 500 г растворено 0,0525 кг KCl. Определите моляльность раствора.

Дано

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 500 \text{ г}$$

$$m(\text{KCl}) = 0,0525 \text{ кг}$$

$$C_m(\text{р-ра KCl}) - ?$$

$$M(\text{KCl}) = 74,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Решение

Вычислим моляльность раствора:

$$C_m = \frac{m(\text{раств.в-ва}) \cdot 1000}{M \cdot m(\text{растворителя})}$$

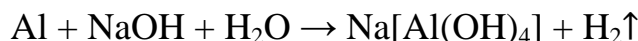
$$C_m(\text{р-ра KCl}) = \frac{52,5 \text{ г} \cdot 1000}{74,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 500 \text{ г}} = 1,41 \frac{\text{моль}}{\text{кг}}$$

Ответ: моляльность раствора равна $1,41 \frac{\text{моль}}{\text{кг}}$.

5.5. Решение задач по уравнениям реакций, когда вещества реагируют или получаются в виде раствора с определенной концентрацией

Пример 55.

Растворение алюминия в растворе щелочи по схеме:



потребовало 0,2 л 10 М раствора едкого натра. Сколько алюминия вступило в реакцию?

Дано

$$V(\text{р-ра NaOH}) = 0,2 \text{ л}$$

$$C_m(\text{р-ра NaOH}) = 10 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

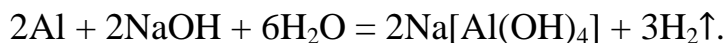
$$m(\text{Al}) - ?$$

$$M(\text{NaOH}) = 40 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$M(\text{Al}) = 27 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Решение

Расставим коэффициенты в уравнении реакции:



Найдем массу NaOH в растворе, зная концентрацию и объем раствора:

$$m(\text{вещества}) = C_m \cdot M \cdot V$$

$$m(\text{NaOH}) = 10 \frac{\text{моль}}{\text{л}} \cdot 40 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 0,2 \text{ л} = 80 \text{ г}.$$

Вычислим количество NaOH, зная его массу:

$$\nu = \frac{m}{M}$$

$$\nu(\text{NaOH}) = \frac{80 \text{ г}}{40 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 2 \text{ моль.}$$

Из уравнения видим, что:

$$\nu(\text{Al}) = \nu(\text{NaOH}) = 2 \text{ моль.}$$

Найдем массу алюминия, зная его количество:

$$m = \nu \cdot M$$

$$m(\text{Al}) = 2 \text{ моль} \cdot 27 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 54 \text{ г.}$$

Ответ: 54 г алюминия вступило в реакцию.

Задачи для самостоятельного решения

84. Сколько граммов $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ нужно для приготовления 250 мл раствора концентрацией 0,1 М?

Ответ: 6,2 г.

85. Сколько граммов KOH нужно для приготовления 500 мл 0,1 М раствора?

Ответ: 2,805 г.

86. В 2 л раствора содержится 12,6 г HNO_3 . Вычислите молярную концентрацию раствора.

Ответ: 0,1 М.

87. Сколько миллилитров 70 %-й H_2SO_4 ($\rho = 1,622 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$) надо взять для приготовления 25 мл 2 М раствора?

Ответ: 4,32 мл.

88. Вычислите молярную концентрацию раствора, который содержит в 2 л 34,8 г K_2SO_4 .

Ответ: 0,1 М.

89. Определите нормальную концентрацию раствора, содержащего 30 г хлорида аммония в 500 мл раствора.

Ответ: $1,12 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

90. Сколько граммов фосфорной кислоты нужно для приготовления 100 мл раствора концентрацией 0,02 Н.

Ответ: 0,06 г.

91. Какая масса азотной кислоты содержится в 2 л ее раствора, концентрация которого 0,1 Н?

Ответ: 12,6 г.

92. Определите эквивалентную концентрацию 20 %-го раствора серной кислоты, если ее плотность $1,14 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$.

Ответ: $4,65 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

93. Рассчитайте титр HCl в растворе, если на титрование 2,0 мл исследуемого раствора пошло 3,0 мл 0,02 Н раствора NaOH.

Ответ: $0,0011 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$.

94. Вычислите нормальность раствора, если T_{NaOH} равен $0,02174 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$.

Ответ: $0,5431 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

95. В 100 г воды растворили 10 г NaCl. Установите моляльную концентрацию раствора.

Ответ: $1,7 \frac{\text{моль}}{\text{кг}}$.

96. Определите моляльную концентрацию 15 %-го раствора щелочи NaOH.

Ответ: $4,41 \frac{\text{моль}}{\text{кг}}$.

97. Вычислите молярную, молярную концентрацию эквивалента и моляльную концентрации 4,7 %-го раствора ($\rho = 1,03 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$) серной кислоты.

Ответ: $4,9 \cdot 10^{-1} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$; $0,99 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$; $0,05 \frac{\text{моль}}{\text{кг}}$.

98. Для осаждения в виде AgCl всего серебра, содержащегося в 100 мл раствора AgNO₃, потребовалось 50 мл 0,2 Н раствора HCl. Какова нормальность раствора AgNO₃? Какая масса AgCl выпала в осадок?

Ответ: 0,1 Н; 1,435 г.

99. Сколько миллилитров 0,2 М раствора Na₂CO₃ требуется для реакции с 50 мл 0,5 М раствора CaCl₂?

Ответ: 125 мл.

100. Какой объем раствора 0,25 Н серной кислоты можно нейтрализовать прибавлением 600 мл 0,15 Н раствора гидроксида кальция Ca(OH)₂?

Ответ: 0,36 л.

ГЛАВА VI. ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА РАЗБАВЛЕННЫХ РАСТВОРОВ НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ

6.1. Задачи на осмотическое давление растворов неэлектролитов

Осмотическое давление – это гидростатическое избыточное давление, создаваемое раствором, препятствующее диффузии растворителя через полупроницаемую перегородку в раствор. При измерениях осмотического давления растворов неэлектролитов было установлено, что его величина зависит от концентрации растворов и от температуры, но не зависит ни от природы растворителя, ни от природы растворенного вещества. В 1886 году голландский химик Вант-Гофф показал, что между осмотическим давлением разбавленных растворов неэлектролитов и газовым давлением существует количественная аналогия, которую можно выразить уравнением:

$$p_{\text{осм}} \cdot V = \nu \cdot R \cdot T \quad \text{или} \quad p_{\text{осм}} = \frac{\nu \cdot R \cdot T}{V}$$

Осмотическое давление раствора численно равно тому давлению, которое производило бы растворенное вещество, если бы оно находилось при данной температуре в газообразном состоянии и занимало бы объем, равный объему раствора (закон Вант-Гоффа).

В этом уравнении ν – число молей растворенного вещества. Заменяя в этом выражении $\frac{\nu}{V}$ (число молей растворенного вещества в единице объема) на молярную концентрацию C_m , получим выражение

$$p_{\text{осм}} = C_m \cdot R \cdot T.$$

Молярная же концентрация равна $C_m = \frac{m}{M \cdot V}$. Подставляя это значение в уравнение Вант-Гоффа, найдем:

$$p_{\text{осм}} \cdot V = \frac{m \cdot R \cdot T}{M}.$$

Полученное уравнение по форме напоминает общее уравнение состояния идеального газа Менделеева-Клапейрона, которое позволяет подсчитать для разбавленных растворов неэлектролитов:

- молярную массу растворенного вещества;
- концентрацию раствора;
- осмотическое давление раствора.

Растворы, обладающие одинаковым осмотическим давлением называются **изотоническими**.

Пример 56.

Вычислите величину осмотического давления раствора, в 1 л которого содержится 0,2 моля неэлектролита, если температура равна 17 °С.

Дано

$$V(\text{р-ра}) = 1 \text{ л}$$

$$\nu(\text{неэл-та}) = 0,2 \text{ моль}$$

$$t = 17 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$P_{\text{осм}} - ?$$

$$R = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

$$T^0 = 273 \text{ К}$$

Решение

Подставим исходные данные в уравнение Вант-Гоффа. Так как объем выражен в литрах уравнение имеет вид:

$$P_{\text{осм}} = C_{\text{м}} \cdot R \cdot T.$$

Так как в 1 л раствора содержится 0,2 моль неэлектролита – его концентрация составляет $0,2 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$. Температура при переводе в кельвины: $T = 273 \text{ К} + 17 = 290 \text{ К}$.

$$P_{\text{осм}} = 0,2 \frac{\text{моль}}{\text{л}} \cdot 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 290 \text{ К} = 482,2 \text{ кПа}.$$

Ответ: осмотическое давление раствора 482,2 кПа.

Пример 57.

Сколько граммов глюкозы содержится в 0,2 л раствора, осмотическое давление которого при 37 °С составляет 810,6 кПа?

Дано

$$V(\text{р-ра}) = 0,2 \text{ л}$$

$$P_{\text{осм}} = 810,6 \text{ кПа}$$

$$t = 37 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) - ?$$

$$R = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

$$T^0 = 273 \text{ К}$$

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Решение

Подставим исходные данные в уравнение Вант-Гоффа:

$$V \cdot P_{\text{осм}} = \frac{m \cdot R \cdot T}{M}$$

$$m = \frac{V \cdot P_{\text{осм}} \cdot M}{R \cdot T}$$

$$m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \frac{0,2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \cdot 810600 \text{ Па} \cdot 180 \cdot 10^{-3} \frac{\text{кг}}{\text{моль}}}{8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 310 \text{ К}} =$$
$$= 11322,4 \cdot 10^{-6} \text{ кг} = 11,3 \cdot 10^{-3} \text{ г} = 0,011 \text{ г}.$$

Ответ: масса глюкозы 0,011 г.

Пример 58.

Раствор, в 0,25 л которого при 17 °С содержится 2,3 г неэлектролита, обладает осмотическим давлением 488,2 кПа. Определить молярную массу неэлектролита.

Дано

$$V(\text{р-ра}) = 0,25 \text{ л}$$

$$P_{\text{осм}} = 488,2 \text{ кПа}$$

$$t = 17 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$m(\text{неэл-та}) = 2,3 \text{ г}$$

$$M(\text{неэл-та}) - ?$$

$$R = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

$$T^0 = 273 \text{ К}$$

Решение

Подставим исходные данные в уравнение Вант-Гоффа:

$$V \cdot P_{\text{осм}} = \frac{m \cdot R \cdot T}{M}$$

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{V \cdot P_{\text{осм}}}$$

$$M(\text{неэл-та}) = \frac{2,3 \cdot 10^{-3} \text{ кг} \cdot 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 290 \text{ К}}{488200 \text{ Па} \cdot 0,25 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3} =$$
$$= 0,045 \frac{\text{кг}}{\text{моль}} = 45,4 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

Ответ: молярная масса неэлектролита $45,4 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

6.2. Задачи на законы Рауля

В 1887 году французский физик Ф. Рауль, изучая растворы различных нелетучих жидкостей и твердых веществ, установил закон, связывающий понижение давления пара над разбавленными растворами неэлектролитов: *относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно мольной доле растворенного вещества.*

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N$$

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{\nu}{\nu + \nu_0}$$

$$\frac{\Delta P}{P_0} = \frac{\nu}{\nu + \nu_0}$$

где $(P_0 - P)$ – абсолютное понижение давления;

$(\frac{P_0 - P}{P_0})$ – относительное понижение давления.

В разбавленных растворах число молей растворителя значительно больше, чем число молей растворенного вещества, поэтому можно записать:

$$\frac{\Delta P}{P_0} \approx \frac{\nu}{\nu_0} \text{ или } \frac{\Delta P}{P_0} \approx \frac{m \cdot M_0}{M \cdot m_0},$$

$$M = \frac{m \cdot M_0 \cdot P_0}{\Delta P \cdot m_0}.$$

Давление насыщенного пара растворителя над раствором пропорционально мольной доле растворителя:

$$P = K_p \cdot N_0,$$

где P – давление насыщенного пара над раствором (Па);

P_0 – давление пара над чистым растворителем (Па);

N_0 – мольная доля растворителя.

Физический смысл коэффициента пропорциональности K_p (константы Рауля): если растворенного вещества нет, то $K_p = P_0$, отсюда следует, что $P = P_0 \cdot N_0$, т. е. давление насыщенного пара растворителя над раствором равно произведению его давления над чистым растворителем на мольную долю растворителя. Это одна из формулировок закона французского физика – Ф. М. Рауля.

Пример 59.

Вычислите давление пара растворителя над раствором, содержащим при 20 °С 0,2 моль сахарозы в 450 г воды. Давление водяного пара при этой температуре равно 2332,75 Па.

Дано

$$\nu(\text{сахарозы}) = 0,2 \text{ моль}$$

$$t = 20^\circ\text{C}$$

$$m_0(\text{H}_2\text{O}) = 450 \text{ г}$$

$$P_0(\text{H}_2\text{O}) = 2332,75 \text{ Па}$$

$$P = ?$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Решение

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = \frac{450 \text{ г}}{18 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 25 \text{ моль}$$

$$P = P_0 - \frac{P_0 \cdot \nu_1}{\nu_2}$$

$$P(\text{пара H}_2\text{O}) = 2332,75 \text{ Па} - \frac{2332,75 \text{ Па} \cdot 0,2 \text{ моль}}{25 \text{ моль}} = 2314,1 \text{ Па}$$

Ответ: давление пара растворителя над раствором равно 2314,1 Па.

Пример 60.

При 25 °С давление насыщенного пара воды составляет 3166 Па. Определите при той же температуре давление насыщенного пара над 5 %-м водным раствором карбамида.

Дано

$$P_0(\text{H}_2\text{O}) = 3166 \text{ Па}$$

$$\omega(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = 5 \%$$

$$t = 25^\circ \text{C}$$

$$P = ?$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$M(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = 60 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Решение

$$P = P_0 - \frac{P_0 \cdot v_1}{v_2}$$

В 5 %-м растворе содержится 5 г $(\text{CO}(\text{NH}_2)_2)$ и 95 г H_2O

$$v(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = \frac{5 \text{ г}}{60 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,08 \text{ моль}$$

$$v_0(\text{H}_2\text{O}) = \frac{95 \text{ г}}{18 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 5,278 \text{ моль}$$

$$\text{молярная доля } (\chi) = \frac{5,278 \text{ моль}}{5,278 \text{ моль} + 0,08 \text{ моль}} = 0,985$$

$$P = 3166 \text{ Па} \cdot 0,985 = 3119 \text{ Па или } 3,119 \text{ кПа.}$$

Ответ: давление насыщенного пара растворителя над раствором равно 3,119 кПа.

Индивидуальные вещества имеют строго определенные температуры кипения и плавления или кристаллизации. Иначе обстоит дело с растворами. Присутствие растворенного вещества повышает температуру кипения и понижает температуру замерзания растворителя. Таким образом, раствор кипит и кристаллизуется в некотором температурном интервале в зависимости от концентрации растворенного вещества.

Разность между температурами кипения раствора и чистого растворителя называют *повышением температуры кипения* ($\Delta t_{\text{кип}}$), а разность между температурами замерзания чистого растворителя и раствора называют *понижением температуры замерзания* ($\Delta t_{\text{зам}}$).

Изучая замерзание и кипение растворов, Ф. Рауль установил, что для разбавленных растворов неэлектролитов существует зависимость: *понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения пропорциональны молярной концентрации раствора.*

$$\Delta t_{\text{зам}} = K \cdot C_m$$

$$\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot C_m$$

Здесь K – криоскопическая и E – эбулиоскопическая постоянные, зависящие только от природы растворителя и не зависящие от природы растворенного вещества. Выведенные закономерности дают возможность вычислить:

- температуры кипения и замерзания растворов неэлектролитов;
- молярные массы растворенных веществ по температурам кипения и замерзания растворов.

Пример 61.

Определите, при какой температуре должен кристаллизоваться раствор, содержащий в 250 г воды 54 г глюкозы.

Дано	Решение
$m_2(\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г}$	$\Delta t_{\text{зам}} = \frac{K \cdot m_1 \cdot 1000 \text{ г}}{M \cdot m_2}$
$m_1(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 54 \text{ г}$	$\Delta t_{\text{зам}} = \frac{1,86^\circ \cdot 1000 \text{ г} \cdot 54 \text{ г}}{180 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 250 \text{ г}} = 2,23^\circ \text{C}$
$t_{\text{зам}} = ?$	$t_{\text{зам p-ра}} = 0 - 2,23 = -2,23 (^\circ \text{C}).$
$K(\text{H}_2\text{O}) = 1,86^\circ$	
$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	<i>Ответ:</i> $t_{\text{зам}}(\text{p-ра}) = -2,23^\circ \text{C}.$

Пример 62.

Раствор, содержащий 8 г некоторого вещества в 100 г диметилового эфира, кипит при $36,86^\circ \text{C}$, тогда как чистый эфир кипит при $35,60^\circ \text{C}$. Определите молярную массу растворенного вещества.

Дано	Решение
$m_1(\text{в-ва}) = 8 \text{ г}$	$\Delta t_{\text{кип}}(\text{эфира}) = 36,86^\circ - 35,60^\circ = 1,26^\circ$
$m_2(\text{эфира}) = 100 \text{ г}$	По уравнению $\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot C_m$
$t_{\text{кип}}(\text{p-ра}) = 36,86^\circ \text{C}$	определяем моляльность раствора:
$t_{\text{кип}}(\text{эфира}) = 35,60^\circ \text{C}$	$C_m = \frac{1,26}{2,02} = 0,624 \text{ моля на } 1000 \text{ г эфира}.$
$M(\text{в-ва}) = ?$	Молярную массу вещества найдем из соотношения:
$M(\text{CH}_3\text{OCH}_3) = 46 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	$M = \frac{m_{\text{раств. в-ва}} \cdot 1000}{m_{\text{раств-ля}} \cdot C_m}$
$E(\text{эфира}) = 2,02^\circ$	$M(\text{в-ва}) = \frac{1000 \text{ г} \cdot 8 \text{ г}}{0,624 \text{ моль} \cdot 100 \text{ г}} = 128,2 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$

Ответ: молярная масса растворенного вещества равна $128,2 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$

Задачи для самостоятельного решения

101. Определите молярную массу глюкозы, если осмотическое давление раствора, содержащего 6 г глюкозы в 1 л раствора, равно 83,14 кПа при 27 °С.

Ответ: $180 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

102. При какой температуре должен находиться раствор, содержащий 0,42 моля неэлектролита в 1 л, чтобы быть изотоничным раствору, содержащему при 20 °С 6,4 г метилового спирта в 0,5 л раствора?

Ответ: 6 °С.

103. Найдите при 65 °С давление пара над раствором, содержащим 13,68 г сахарозы в 90 г воды, если давление насыщенного пара над водой при той же температуре равно 25,0 кПа.

Ответ: 24,8 кПа.

104. Чему равно давление насыщенного пара над 10 %-м раствором карбамида при 100 °С?

Ответ: 98 кПа.

105. При 315 К давление насыщенного пара над водой равно 8,2 кПа. На сколько понизится давление пара при указанной температуре, если в 540 г воды растворить 36 г глюкозы?

Ответ: на 54 Па.

106. При 293 К давление насыщенного пара над водой равно 3,34 кПа. Сколько граммов глицерина надо растворить в 180 г воды, чтобы понизить давление пара на 133,3 Па?

Ответ: 55,7 г.

107. Давление водяного пара при 25 °С составляет 3167,2 Па. Вычислите для той же температуры давление пара над раствором, в 468 г которого содержится 18 г глюкозы.

Ответ: 3154,5 кПа.

108. На сколько градусов повысится температура кипения, если в 200 г воды растворить 12 г глюкозы.

Ответ: на 0,17 °С.

109. Определите температуру кипения 10 %-го водного раствора глюкозы.

Ответ: 100,32 °С.

110. При какой температуре будет кипеть 30 %-й водный раствор сахарозы?

Ответ: 100,65 °С.

111. При какой температуре будет замерзать 10 %-й водный раствор глицерина?

Ответ: $-2,2^{\circ}\text{C}$.

112. Вычислите температуру замерзания раствора, содержащего 5,4 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ в 250 г воды. Криоскопическая константа воды равна $1,86^{\circ}$.

Ответ: $-0,223^{\circ}\text{C}$.

113. Раствор, содержащий 0,162 г серы в 20 г бензола, кипит при температуре на $0,081^{\circ}\text{C}$ выше, чем чистый бензол. Рассчитайте молярную массу серы. Сколько атомов содержится в одной молекуле серы?

Ответ: $257,0 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$; S_8 .

ГЛАВА VII. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

7.1. Задачи на особенности электролитов, изотонический коэффициент

Электролиты, к которым относятся растворы кислот, солей и щелочей, не подчиняются законам Рауля и Вант-Гоффа. Для них осмотическое давление, понижение давления пара, изменения температур кипения и замерзания всегда больше, чем это отвечает концентрации раствора.

Чтобы использовать законы растворов неэлектролитов для электролитов Вант-Гофф ввел понятие *изотонического коэффициента* i , показывающего, во сколько раз экспериментально определенные величины превышают соответствующие теоретически рассчитанные по уравнениям для разбавленных растворов электролитов:

$$i = \frac{\Delta P_{\text{э}}}{\Delta P_{\text{т}}} = \frac{\Delta T_{\text{зэ}}}{\Delta T_{\text{зт}}} = \frac{\Delta T_{\text{кэ}}}{\Delta T_{\text{кт}}} = \frac{P_{\text{осм э}}}{P_{\text{осм т}}} = \frac{N_{\text{э}}}{N_{\text{т}}}.$$

Следовательно, законы идеальных растворов для электролитов будут выглядеть следующим образом:

$$\frac{\Delta P}{P_{\text{р-ля}}} = i \cdot N_{\text{в-ва}} = \frac{i \cdot \nu_{\text{в-ва}}}{\nu_{\text{р-ля}} + \nu_{\text{в-ва}}}.$$

Если $\nu_{\text{в-ва}} \approx 0$, то $\frac{\Delta P}{P_{\text{р-ля}}} = \frac{i \cdot \nu_{\text{в-ва}}}{\nu_{\text{р-ля}}}.$

$$\Delta T_{\text{з}} = i \cdot K \cdot C_{\text{мл}}$$
$$\Delta T_{\text{к}} = i \cdot E \cdot C_{\text{мл}}$$
$$P_{\text{осм}} = i \cdot C_{\text{м}} \cdot R \cdot T$$

Пример 63.

Осмотическое давление $0,1 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$ сульфата цинка при 0°C равно $1,59 \cdot 10^5$ Па. Вычислите изотонический коэффициент этого раствора.

Дано

$$C_3(\text{ZnSO}_4) = 0,1 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

$$p'_{\text{осм}} = 1,59 \cdot 10^5 \text{ Па}$$

$$t = 0^\circ\text{C}$$

$i = ?$

$$R = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

$$T = 273 \text{ К}$$

Решение

$$p'_{\text{осм}} = \frac{i \cdot v \cdot R \cdot T}{V}$$

$$i = \frac{p'_{\text{осм}} \cdot V}{v \cdot R \cdot T}$$

$$i = \frac{1,59 \cdot 10^5 \text{ Па} \cdot 1 \cdot 10^{-3} \text{ л}}{0,05 \text{ моль} \cdot 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 273 \text{ К}} = 1,4.$$

Ответ: изотонический коэффициент раствора равен 1,4.

Пример 64.

Раствор, содержащий 8 г гидроксида натрия в 1000 г воды, кипит при $100,184^\circ\text{C}$. Определите изотонический коэффициент, если эбулиоскопическая константа воды равна $0,516^\circ\text{C}$.

Дано

$$m_1(\text{NaOH}) = 8 \text{ г}$$

$$m_2(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ г (1 кг)}$$

$$t = 100,184^\circ\text{C}$$

$$E(\text{H}_2\text{O}) = 0,516^\circ$$

$i = ?$

$$M_r(\text{NaOH}) = 40$$

Решение

$$i = \frac{\Delta t'_{\text{кип}}}{\Delta t_{\text{кип}}}$$

$$\Delta t'_{\text{кип}} = 100,184^\circ\text{C} - 100^\circ\text{C} = 0,184^\circ\text{C}$$

$$\Delta t_{\text{кип}} = i \cdot \frac{E \cdot m_1 \cdot 1000}{M_r \cdot m_2}, \text{ тогда}$$

$$i = \frac{\Delta t'_{\text{кип}} \cdot M_r \cdot m_2}{E \cdot m_1 \cdot 1000}$$

$$i = \frac{0,184^\circ\text{C} \cdot 40 \cdot 1000 \text{ г}}{0,516^\circ\text{C} \cdot 8 \text{ г} \cdot 1000} = 1,78.$$

Ответ: $i = 1,78$.

7.2. Задачи на определение степени и константы диссоциации слабых электролитов

Электролиты, диссоциирующие в растворах не полностью, называются *слабыми электролитами*. Сила электролита определяется степенью его диссоциации, которую ввел С. Аррениус для ее характеристики. Степенью диссоциации электролита называется отношение числа его молекул, распавшихся в данном растворе на ионы, к общему числу его молекул в растворе.

Если из числа молекул электролита (N_0), которые находятся в растворе, на ионы распалось (x) молекул, то степень диссоциации (α) будет равна $\alpha = \frac{x}{N_0}$. Степень диссоциации принято выражать либо в долях единицы, либо в процентах.

Зависимость между изотоническим коэффициентом i , степенью диссоциации α и числом ионов N_0 , на которое распадается молекула электролита, выражается формулой:

$$\alpha = \frac{i - 1}{N_0 - 1}.$$

Это соотношение позволяет вычислить степень диссоциации при известной формуле электролита по экспериментально определяемому изотоническому коэффициенту.

В растворах слабых и средних электролитов устанавливается равновесие между образовавшимися ионами и недиссоциированными молекулами, поэтому способность слабого электролита диссоциировать на ионы (т. е. его силу) можно характеризовать независимо от его концентрации в растворе величиной константы равновесия диссоциации (*константы диссоциации* $K_{\text{дис}}$).

Между константой диссоциации ($K_{\text{дис}}$) и степенью диссоциации (α) существует следующая зависимость:

$$K_{\text{дис}} = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}.$$

Для растворов очень слабых электролитов, когда $\alpha \ll 1$ и $1 - \alpha \sim 1$ формула упрощается:

$$K = \alpha^2 \cdot C.$$

Данное уравнение называется уравнением Оствальда и выражает закон разбавления Оствальда: $V = \frac{1}{C}$, где V – это разбавление (объем раствора, содержащего 1 моль электролита).

С учетом разбавления можно записать:

$$K_{\text{дис}} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot V.$$

Если степень диссоциации мала, то выражение $1 - \alpha \approx 1$ и тогда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис}}}{C}} = \sqrt{K_{\text{дис}} \cdot V}.$$

Из данной формулы видно, что с уменьшением концентрации электролита в растворе степень электролитической диссоциации возрастает.

Пример 65.

Определите концентрации всех частиц в водном растворе плавиковой кислоты, концентрация которой $0,01 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, а степень диссоциации в данном растворе равна 25 %.

Дано

$$C(\text{HF}) = 0,01 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

$$\alpha = 25 \% (0,25)$$

$$[\text{HF}] - ? \quad [\text{H}^+] - ?$$

$$[\text{F}^-] - ?$$

Решение

$$[\text{H}^+] = [\text{F}^-] = \alpha \cdot C; \quad \text{HF} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{F}^-$$

$$\nu(\text{HF}) = \frac{0,01 \text{ моль}}{0,25} = 0,0025 \text{ моль} \quad \text{или} \quad 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль}$$

$$\begin{aligned} \nu(\text{HF})(\text{не дисс.}) &= 0,01 \text{ моль} - 0,0025 \text{ моль} = \\ &= 0,0075 \text{ моль} \quad \text{или} \quad 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль}. \end{aligned}$$

Так как каждая молекула HF дает по одному иону H^+ и F^- , их количества в 1 литре раствора, а значит и концентрации будут равны:

$$[\text{H}^+] = [\text{F}^-] = 2,5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$$

$$\text{Ответ: } [\text{H}^+] = [\text{F}^-] = 2,5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{моль}}{\text{л}}; \quad [\text{HF}] = 7,5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$$

Пример 66.

Вычислите концентрацию гидроксид-ионов в растворе, содержащем смесь гидроксида аммония, концентрация которого $0,2 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$ и хлорида аммония с концентрацией $1 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, если константа диссоциации гидроксида аммония равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Дано

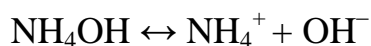
$$C(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,2 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

$$C(\text{NH}_4\text{Cl}) = 1,0 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

$$K_{\text{дис}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

$[\text{OH}^-] - ?$

Решение



$$K_{\text{дис}} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

$$\text{Отсюда } [\text{OH}^-] = K_{\text{дис}} \cdot \frac{[\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$[\text{NH}_4^+] \text{ в } \text{NH}_4\text{Cl} = 1 \frac{\text{моль}}{\text{л}}, \text{ так как } \text{NH}_4\text{Cl}$$

– сильный электролит, поэтому концентрацией $[\text{NH}_4^+]$, полученной за счет диссоциации слабого электролита NH_4OH , можно пренебречь. Тогда имеем:

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,2 \frac{\text{моль}}{\text{л}} \cdot 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{\text{моль}}{\text{л}}}{1,0 \frac{\text{моль}}{\text{л}}} = 3,6 \cdot 10^{-6} \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$$

$$\text{Ответ: } [\text{OH}^-] = 3,6 \cdot 10^{-6} \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$$

7.3. Задачи на активность и ионную силу сильных электролитов

Сильные электролиты в водных растворах полностью диссоциируют на ионы. Межионные силы понижают подвижность ионов, поэтому эффективная концентрация ионов оказывается меньше их истинной концентрации. Для учета межионного взаимодействия введено понятие *активность* (а).

Активностью ионов называется их концентрация, соответственно которой они действуют в химических реакциях.

Отношение активности (а) к молярной концентрации называется *коэффициентом активности* (f) (величина безразмерная):

$$\frac{a}{C} = f \quad \text{или} \quad a = f \cdot C.$$

Если $f = 1$, то $a = C$. Это характерно для разбавленных растворов слабых и сильно разбавленных растворов сильных электролитов.

Понятие активности применимо не только к отдельным ионам, но и к электролиту в целом. Активность электролита АВ (катион и анион однозарядные) связана с активностями ионов соотношением:

$$a(\text{AB}) = a(\text{A}^+) \cdot a(\text{B}^-) \quad \text{или} \quad C^2 \cdot f(\text{A}^+) \cdot f(\text{B}^-).$$

Важной величиной растворов сильных электролитов является величина *ионной силы* (I) раствора, которая равна полусумме произведений молярных концентраций всех присутствующих ионов на квадраты их зарядов (z):

$$I = 0,5(C_1 \cdot z_1^2 + C_2 \cdot z_2^2 + \dots + C_n \cdot z_n^2) \text{ или } I = 0,5 \sum C_{n1} \cdot z_1^2.$$

Коэффициент активности иона вычисляют по приближенной формуле Дебая-Гюккеля:

$$\lg f = -0,5z^2\sqrt{I}.$$

Пример 67.

Вычислите активность иодида натрия в растворе, моляльная концентрация которого $0,05 \frac{\text{моль}}{\text{кг}}$, если известно, что средний коэффициент активности равен 0,84.

Дано

$$C_{\text{мл}}(\text{NaI}) = 0,05 \frac{\text{моль}}{\text{кг}}$$

$$f(\pm)(\text{Na}^+) = 0,84$$

$$a(\text{NaI}) = ?$$

Решение

$$a(\text{AB}) = a(\text{A}^+) \cdot a(\text{B}^-), \text{ или } c_n^2 \cdot f(\pm)^2$$

$$a(\text{NaI}) = 0,05^2 \cdot 0,84^2 = 1,76 \cdot 10^{-3}.$$

Ответ: $a(\text{NaI}) = 1,76 \cdot 10^{-3}.$

Пример 68.

Вычислите ионную силу раствора хлорида цинка, концентрация которого равна $0,2 \frac{\text{моль}}{\text{кг}}$.

Дано

$$C_{\text{мл}}(\text{ZnCl}_2) = 0,02 \frac{\text{моль}}{\text{кг}}$$

$$I(\text{р-ра ZnCl}_2) = ?$$

Решение

$$I = 0,5(C_{n1} \cdot z_1^2 + C_{n2} \cdot z_2^2 + \dots + C_n \cdot z_n^2)$$

$$I(\text{р-ра ZnCl}_2) = 0,5 (0,2 \cdot 2^2 + 0,4 \cdot 1^2) = 0,6.$$

Ответ: ионная сила раствора 0,6.

Задачи для самостоятельного решения

114. Изотонический коэффициент раствора едкого натра, концентрация которого $0,2 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, равен 1,8. Вычислите осмотическое давление этого раствора при 10°C .

Ответ: 847 кПа.

115. Найдите изотонический коэффициент раствора нитрата калия, концентрация которого $9 \cdot 10^{-4} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, если этот раствор изотоничен с 50 %-м водным раствором сахарозы при 50°C . Плотность 50 %-го раствора сахарозы равна $1230 \frac{\text{кг}}{\text{м}^3}$.

Ответ: 2,0.

116. Давление водяного пара над раствором 66,6 г хлорида кальция в 50 г воды при 90°C равно 56690 Па. Чему равен изотонический коэффициент, если давление паров воды при этой же температуре равно 70101 Па?

Ответ: 1,78.

117. Изотонический коэффициент раствора 178,5 г бромида калия в 900 г воды равен 1,7. Определите давление водяного пара над этим раствором при 50°C , если давление паров воды при 50°C равно 12334 Па.

Ответ: 11723 Па.

118. Раствор, содержащий 16,06 г нитрата бария в 500 г воды, кипит при $100,122^\circ\text{C}$. Рассчитайте изотонический коэффициент этого раствора.

Ответ: 1,92.

119. Изотонический коэффициент 6,8 %-го водного раствора соляной кислоты равен 1,66. Вычислите температуру замерзания этого раствора.

Ответ: $-6,15^\circ\text{C}$.

120. Вычислите константу диссоциации уксусной кислоты, если степень ее диссоциации в растворе, концентрация которого $0,05 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, равна 1,9 %.

Ответ: $1,8 \cdot 10^{-5}$.

121. Константа диссоциации азотистой кислоты равна $5 \cdot 10^{-4}$. Вычислите степень ее диссоциации в растворе, концентрация которого $0,05 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

Ответ: 10 %.

122. Вычислите степень диссоциации и концентрацию ионов водорода в 1 %-м растворе угольной кислоты, плотность которого равна $1 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$, а константа диссоциации по первой ступени равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Ответ: $1,7 \cdot 10^{-3} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$; 1 %.

123. Сколько растворенных частиц (ионов и недиссоциированных молекул) должен содержать 1 л раствора цианистой кислоты, концентрация которой $0,0001 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, а константа диссоциации $4,9 \cdot 10^{-10}$?

Ответ: $6,03 \cdot 10^{-19}$.

124. Вычислите концентрацию ионов водорода и степень диссоциации в растворе, концентрация которого $0,5 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, а константа диссоциации равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Ответ: $3 \cdot 10^{-3} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$; 0,006.

125. Вычислите приближенное значение активности ионов K^+ и SO_4^{2-} в растворе сульфата бария, концентрация которого $0,01 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

Ответ: $a(\text{K}^+) = 0,0164 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$; $a(\text{SO}_4^{2-}) = 0,0045 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

126. Вычислите ионную силу и активность ионов в 0,1 %-м растворе хлорида бария. Плотность раствора принять равной $1 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$.

Ответ: $I = 0,0144$; $a(\text{Ba}^{2+}) = 2,8 \cdot 10^{-3} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$; $a(\text{Cl}^-) = 8,4 \cdot 10^{-3} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

127. Рассчитайте активность ионов водорода в растворе соляной кислоты, концентрация которой $0,0005 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, содержащей, кроме того, $0,15 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$ хлорида натрия.

Ответ: $a(\text{H}) = 3,2 \cdot 10^{-3} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

128. Найдите изотонический коэффициент раствора, содержащего 10 г едкого натра в 1 кг воды, который кипит при $100,234^\circ\text{C}$.

Ответ: 1,80.

129. Вычислите кажущуюся степень диссоциации 0,15 %-го раствора гидроксида бария, если найдено, что он замерзает при $-0,028^\circ\text{C}$.

Ответ: 0,77.

ГЛАВА VIII. ДИССОЦИАЦИЯ ВОДЫ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

8.1. Расчеты ионного произведения воды, водородного показателя

Химически чистая вода обладает хотя и ничтожной, но измеримой электрической проводимостью. Из этого следует, что вода в незначительной степени, но диссоциирует на ионы. Выражение для константы диссоциации воды можно записать следующим образом:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = [\text{H}_2\text{O}] \cdot K.$$

Так как степень диссоциации воды очень мала, в разбавленных водных растворах ее можно считать постоянной величиной. Тогда выражение для константы диссоциации воды можно преобразовать:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = [\text{H}_2\text{O}] \cdot K = K(\text{H}_2\text{O}).$$

$K(\text{H}_2\text{O})$, равная произведению концентраций ионов H^+ и OH^- , представляет собой постоянную при данной температуре величину, которая называется *ионным произведением воды*.

В чистой воде концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов одинаковы и при 25 °C составляют $1 \cdot 10^{-7}$. Отсюда следует, что при этой указанной температуре константа воды будет равна:

$$K(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 10^{-7} \cdot 1 \cdot 10^{-7} = 1 \cdot 10^{-14}.$$

Водные растворы различных соединений могут давать кислую, щелочную или нейтральную реакцию. Реакция среды зависит от соотношения концентраций ионов гидроксония и гидроксид-ионов в растворе.

Если концентрации этих ионов равны, то реакция среды нейтральная. Следовательно, вода принадлежит к типичным амфотерным соединениям, совмещающим кислотные и основные свойства, выраженные в одинаковой степени.

Если $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$, то реакция среды становится кислой. Кислотность тем выше, чем больше $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

Если $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$, то реакция среды становится щелочной.

Кислотность или основность раствора можно выразить, взяв вместо концентрации ионов водорода ее десятичный логарифм. Чтобы избавиться от отрицательной степени в значении концентрации ионов водорода, пользуются отрицательным значением логарифма величины $[\text{H}^+]$, названным *водородным показателем* или pH:

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

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

В практике принимается $K_b = 10^{-14}$, отсюда $[H^+] = 10^{-7} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$ и $pH = 7$.

Соотношения между реакцией среды, концентрациями ионов и значением водородного показателя получаются следующие:

Нейтральная среда: $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, $pH = 7$.

Кислая среда: $[H_3O^+] > [OH^-] > 10^{-7} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, $pH < 7$.

Щелочная среда: $[H_3O^+] < [OH^-] < 10^{-7} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, $pH > 7$.

Реакцию среды можно охарактеризовать и гидроксильным показателем, т. е. отрицательным десятичным логарифмом концентрации гидроксид-ионов:

$$pOH = -\lg[OH^-].$$

Соответственно, в нейтральной среде $pOH = pH = 7$, в кислой – $pOH > 7$, а в щелочной – $pOH < 7$, т. е. изменение pOH в кислых и щелочных растворах противоположно изменению в них pH : $pH + pOH = 14$.

Пример 69.

Сколько граммов NaOH потребуется для приготовления 500 мл раствора, pH которого 12,2?

<i>Дано</i>	<i>Решение</i>
$V_{\text{р-ра NaOH}} = 500 \text{ мл}$	Расчет pH в растворах сильных оснований проводят по формуле:
$pH(\text{NaOH}) = 12,2$	
$m(\text{NaOH}) - ?$	$pH = 14 + \lg[OH^-]$
	$\lg[OH^-] = 12,2 - 14 = -1,8$
$M(\text{NaOH}) = 40 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-1,8} = 1,6 \cdot 10^{-2} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$

Гидроксид натрия относится к сильным основаниям, поэтому можно принять концентрацию NaOH равной концентрации гидроксид-ионов:

$$[OH^-] = [NaOH] = 1,6 \cdot 10^{-2} \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$$

Зная концентрацию NaOH в растворе, рассчитаем массу гидроксида натрия в растворе по формуле:

$$m = M \cdot C \cdot V$$

$$m(\text{NaOH}) = 1,6 \cdot 10^{-2} \frac{\text{моль}}{\text{л}} \cdot 40 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 0,5 \text{ л} = 32 \cdot 10^{-2} \text{ г} = 0,32 \text{ г}.$$

Ответ: масса щелочи 0,32 г.

Пример 70.

Вычислите массу (г) Na_2CO_3 в 100 мл раствора с $\text{pH} = 11,6$.

Дано	Решение
$V_{\text{р-ра}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 100 \text{ мл}$ $\text{pH}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 11,6$	Значение pH раствора соли по аниону рассчитывают по формуле:
$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = ?$	$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pKк} + \frac{1}{2} \lg c_c$
$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$ $K(\text{H}_2\text{CO}_3) = 5,6 \cdot 10^{-11}$	$\lg(\text{Na}_2\text{CO}_3) = (11,6 - 7 - \frac{1}{2} \cdot (-\lg[5,6 \cdot 10^{-11}])) \cdot 2 =$ $= (4,6 - \frac{1}{2} \cdot (11 - \lg 5,6)) \cdot 2 = (4,16 - \frac{1}{2} \cdot (11 - 0,75)) \cdot$ $\cdot 2 = (4,6 - 5,1) \cdot 2 = -1$
	$C(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 10^{-1} = 0,1 \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$

Зная концентрацию NaOH в растворе, рассчитаем массу гидроксида натрия в растворе по формуле:

$$m = M \cdot C \cdot V$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \frac{\text{моль}}{\text{л}} \cdot 106 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 0,1 \text{ л} = 1,1 \text{ г}.$$

Ответ: масса карбоната натрия 1,1 г.

Пример 71.

Вычислите pH раствора цианистой кислоты, концентрация которой $0,1 \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$

Дано	Решение
$C_{\text{н}}(\text{HCN}) = 0,1 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$	$[\text{H}^+] = C_{\text{н}} \cdot \alpha$
$\text{pH} = ?$	$[\text{H}^+] = 0,1 \frac{\text{моль}}{\text{л}} \cdot 7 \cdot 10^{-5} = 7 \cdot 10^{-6} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$ $\text{pH} = -\lg 7 \cdot 10^{-6} = 6 - \lg 7 = 6 - 0,85 = 5,15.$
$\alpha(\text{HCN}) = 0,007 \% \text{ или } 7 \cdot 10^{-5}$	

Ответ: $\text{pH} = 5,15.$

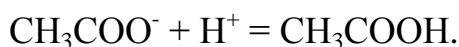
8.2. Задачи на буферные растворы

В лабораторной практике, особенно в аналитических операциях, иногда бывает необходимо поддерживать в исследуемом растворе определенную концентрацию ионов водорода, которая не должна изменяться при хранении, разбавлении раствора, добавлении к нему небольших количеств сильной кислоты или щелочи.

Растворы, сохраняющие постоянным значение pH при добавлении некоторых количеств кислоты или основания, называются *буферными*.

Буферные растворы могут быть трех видов в зависимости от их состава.

1. Растворы, содержащие слабую кислоту и ее соль (ацетатный, карбонатный буферы). Ацетатный буферный раствор содержит уксусную кислоту и ацетат натрия. При добавлении к такому раствору кислоты происходит взаимодействие ацетат-ионов, образующихся при диссоциации соли, с ионами водорода:



При добавлении щелочи, OH^- взаимодействуют с молекулами уксусной кислоты: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$.

Этим объясняется буферное действие данной смеси.

Пользуясь выражением для константы диссоциации уксусной кислоты, можно вывести формулу для расчета pH буферной системы. В данном растворе равновесную концентрацию уксусной кислоты можно принять равной ее начальной концентрации, а концентрацию ацетат-ионов – начальной концентрации ацетата натрия. Тогда:

$$K_{\text{д}}(\text{к-ты}) = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{C_{\text{э}}(\text{соли}) \cdot [\text{H}^+]}{C_{\text{э}}(\text{к-ты})},$$

$$\text{откуда } [\text{H}^+] = \frac{K_{\text{д}}(\text{к-ты}) \cdot C_{\text{э}}(\text{к-ты})}{C_{\text{э}}(\text{соли})}$$

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

2. Растворы, содержащие слабое основание и его соль (аммиачный буфер).

3. Растворы, содержащие соли слабой многоосновной кислоты (фосфатный буфер).

Минимальное количество кислоты или основания, при добавлении которого к 1 л буферного раствора pH меняется на единицу, называется *буферной емкостью*.

Пример 72.

Вычислите pH буферного раствора, содержащего в 1 л раствор уксусной кислоты концентрацией $0,02 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$ и раствор ацетата натрия с концентрацией $0,01 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$. Константа диссоциации уксусной кислоты равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Дано

$$V(\text{р-ра}) = 1 \text{ л}$$

$$C(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,02 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

$$C(\text{CH}_3\text{COONa}) = 0,01 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

$$K_{\text{дис}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} - ?$$

Решение

$$[\text{H}^+] = \frac{K_{\text{д}} (\text{к-ты}) \cdot C_{\text{э}} (\text{к-ты})}{C_{\text{э}} (\text{соли})}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,02}{0,01} = 3,6 \cdot 10^{-5} \left(\frac{\text{моль}}{\text{л}} \right)$$

$$\text{pH} = -\lg 3,6 \cdot 10^{-5} = 5 - \lg 3,6 = 4,4.$$

Ответ: pH = 4,4.

Пример 73.

Вычислите изменение pH аммонийного буферного раствора, содержащего в 1 л по 0,1 моль гидроксида аммония и хлорида аммония, после добавления к нему 0,01 моль соляной кислоты. Константа диссоциации гидроксида аммония равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Дано

$$C(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,1 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

$$C(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,1 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

$$C(\text{HCl}) = 0,01 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

$$K_{\text{дис. осн.}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

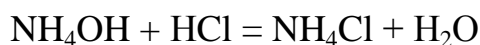
$$\text{pH} - ?$$

Решение

$$\text{pH} = 14 - (\text{p}K_{\text{д}}(\text{осн}) + \frac{\lg[\text{соли}]}{[\text{осн}]})$$

$$\text{p}K_{\text{д}}(\text{осн}) = -\lg K_{\text{д}}(\text{осн}) = -\lg 1,8 \cdot 10^{-5} = 6 - 1,26 = 4,74$$

$$C(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,1 - 0,01 = 0,09 \left(\frac{\text{моль}}{\text{л}} \right)$$



$$C(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,1 + 0,01 = 0,11 \left(\frac{\text{моль}}{\text{л}} \right)$$

$$\text{pH} = 14 - 4,74 + \lg\left(\frac{0,1}{0,1}\right) = 9,26$$

$$\text{pH} = 14 - 4,74 + \lg\left(\frac{0,09}{0,11}\right) = 9,26 - 0,09 = 9,17.$$

Ответ: изменение величины pH составило 0,09.

8.3. Задачи на произведение растворимости

В насыщенном растворе малорастворимого сильного электролита устанавливается равновесие между осадком (твёрдой фазой) электролита и его ионами в растворе. Например:



Поскольку в растворах электролитов состояние ионов определяется их активностями, то константа последнего процесса выразится следующим уравнением:

$$K = \frac{a(\text{Ca}^{2+}) \cdot a(\text{CO}_3^{2-})}{a(\text{CaCO}_3)}.$$

Так как электролит очень мало растворим, то ионная сила его насыщенного раствора близка к нулю, а коэффициенты активности ионов мало отличаются от единицы. В этом случае произведение активностей можно заменить произведением их концентраций. Знаменатель дроби – концентрация твёрдой соли – представляет собой постоянную величину. Тогда в насыщенном растворе электролита произведение концентраций его ионов тоже будет величиной постоянной при данной температуре.

Эта величина количественно характеризует способность электролита растворяться и называется *произведением растворимости* электролита, обозначается ПР. Для карбоната кальция эта величина определяется выражением:

$$\text{ПР} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 4,8 \cdot 10^{-9}.$$

Если электролит при диссоциации образует два или несколько одинаковых ионов, то в выражении для ПР концентрации (активности) этих ионов должны быть возведены в соответствующие степени, например:

$$\text{ПР}(\text{CaF}_2) = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 \quad \text{ПР}[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2] = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2.$$

При увеличении концентрации одного из ионов электролита в его насыщенном растворе (путем введения другого электролита, содержащего тот же ион) произведение концентраций ионов электролита станет больше ПР. При этом равновесие между твёрдой фазой и равновесием смещается в сторону образования осадка. Таким образом, *условием образования осадка является превышение произведения концентраций ионов малорастворимого электролита над его ПР.*

Наоборот, растворение осадка малорастворимого электролита происходит при условии, что произведение концентраций его ионов меньше значения ПР.

Зная ПР малорастворимого электролита, можно вычислить его растворимость (S) в молях на литр и в граммах на литр.

Пример 74.

Растворимость гидроксида магния при 18 °С равна $1,7 \cdot 10^{-4} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$. Определите ПР этого основания при данной температуре.

<i>Дано</i>	<i>Решение</i>
$S[\text{Mg}(\text{OH})_2] =$	$\text{ПР}[\text{Mg}(\text{OH})_2] = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$
$= 1,7 \cdot 10^{-4} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$	$[\text{Mg}^{2+}] = 1,7 \cdot 10^{-4} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$
$t = 18 \text{ }^\circ\text{C}$	$[\text{OH}^-] = 2 \cdot 1,7 \cdot 10^{-4} \frac{\text{моль}}{\text{л}} = 3,4 \cdot 10^{-4} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$
$\text{ПР}[\text{Mg}(\text{OH})_2] - ?$	$\text{ПР}[\text{Mg}(\text{OH})_2] = 1,7 \cdot 10^{-4} \cdot (3,4 \cdot 10^{-4})^2 = 1,96 \cdot 10^{-11}.$

Ответ: ПР = $1,96 \cdot 10^{-11}$.

Пример 75.

Произведение растворимости иодида свинца(II) при 20 °С равно $8 \cdot 10^{-9}$. Вычислите растворимость соли (в $\frac{\text{моль}}{\text{л}}$ и в $\frac{\text{г}}{\text{л}}$) при указанной температуре.

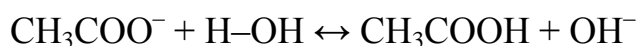
<i>Дано</i>	<i>Решение</i>
$\text{ПР}(\text{PbI}_2) = 8 \cdot 10^{-9}$	$\text{ПР}(\text{PbI}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$
$t = 20 \text{ }^\circ\text{C}$	$S(\text{PbI}_2) = \sqrt[3]{8 \cdot 10^{-9} / 4} = 1,3 \cdot 10^{-3} (\frac{\text{моль}}{\text{л}})$
$S(\text{PbI}_2) - ?$	$S(\text{PbI}_2) = 1,3 \cdot 10^{-3} \frac{\text{моль}}{\text{л}} \cdot 461 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 0,6 \frac{\text{г}}{\text{л}}$
$M(\text{PbI}_2) = 461 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	

Ответ: растворимость соли $1,3 \cdot 10^{-3} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$; $0,6 \frac{\text{г}}{\text{л}}$.

8.4. Задачи на гидролиз солей

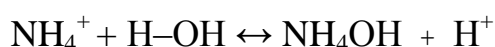
Гидролизом солей называется взаимодействие ионов соли с молекулами воды, приводящее к образованию слабого электролита. Гидролиз сопровождается, как правило, изменением pH раствора, так как при накоплении заметного избытка катионов водорода (H^+) или гидроксид-ионов (OH^-) меняется реакция среды раствора соли.

Количественной характеристикой гидролиза солей могут служить константы равновесий. Для ацетата натрия уравнение и константа гидролиза имеют вид:



$$K_r = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-] \cdot [H_2O]}.$$

Для соли аммония уравнение и константа гидролиза имеют вид:



$$K_r = \frac{[NH_4OH] \cdot [H^+]}{[NH_4^+] \cdot [H_2O]}.$$

В обоих уравнениях гидролиза множитель $[H_2O]$ практически мало меняется при изменении концентрации соли, поэтому концентрацию воды можно считать величиной постоянной. В результате получаем:

$$K_r = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

$$K_r = \frac{[NH_4OH] \cdot [H^+]}{[NH_4^+]}$$

Заменяв в первом уравнении $[OH^-]$ на $\frac{K_B}{[H^+]}$, а во втором $[H^+]$ на $\frac{K_B}{[OH^-]}$, получим:

$$K_r = \frac{[CH_3COOH] \cdot K_B}{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}, \text{ или } \frac{K_B}{K_{\text{кис}}}$$

$$K_r = \frac{[NH_4OH] \cdot K_B}{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}, \text{ или } \frac{K_B}{K_{\text{осн}}}$$

$K_r = \frac{K_B}{K_{\text{кис}}}$ – константа гидролиза соли, образованной сильным основанием и слабой одноосновной кислотой.

$K_r = \frac{K_B}{K_{\text{осн}}}$ – константа гидролиза соли, образованной сильной кислотой и слабым однокислотным основанием.

Для соли, образованной слабым однокислотным основанием и слабой одноосновной кислотой, константа гидролиза имеет вид:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_B}{K_{\text{кис}} \cdot K_{\text{осн}}}.$$

Константа гидролиза позволяет вычислить степень гидролиза соли α , показывающую, какая часть соли находится в гидролизованном состоянии. Степень гидролиза определяется отношением числа молекул, подвергшихся гидролизу, к общему числу молекул соли в растворе, и выражается в долях единицы или в процентах. Степень гидролиза связана с константой гидролиза уравнением, аналогичным закону разбавления Оствальда для диссоциации слабого электролита:

$$K_{\Gamma} = \frac{\alpha^2 \cdot c}{(1-\alpha)}.$$

Но так как степень гидролиза соли очень мала и, следовательно, концентрация продуктов гидролиза незначительна, то величиной $(1-\alpha)$ можно пренебречь. Тогда связь между K_{Γ} и α выразится более простым соотношением:

$$K_{\Gamma} = \alpha^2 \cdot C, \text{ откуда } \alpha = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C}}.$$

Для вычисления pH раствора необходимо учитывать, что при гидролизе солей, образованных слабыми одноосновными кислотами, образуется количество гидроксид-ионов, равное молярной концентрации соли C , а гидролизу подвергается доля h этих ионов, то при этом их будет $\alpha \cdot c_n$. Таким образом:

$$[\text{OH}^-] = \alpha \cdot C, \text{ а } \text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] \text{ и } \text{pH} = 14 - \text{pOH}.$$

Пример 76.

Вычислите константу гидролиза, степень гидролиза и pH раствора ацетата калия, концентрация которого $0,1 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

Дано	Решение
$C(\text{CH}_3\text{COOK}) = 0,1 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$	$K_{\Gamma} = \frac{K_B}{K_{\text{кис}}}$
$K_{\Gamma} - ? \quad \alpha - ? \quad \text{pH} - ?$	$K_{\Gamma} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$
$K_{\Gamma}(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 10^{-14}$	$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C}}$

$$\alpha = \sqrt{\frac{5,56 \cdot 10^{-10}}{0,1}} = 7,5 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{OH}^-] = \alpha \cdot C$$

$$[\text{OH}^-] = 7,5 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1 = 7,5 \cdot 10^{-6} \left(\frac{\text{моль}}{\text{л}} \right)$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\lg(7,5 \cdot 10^{-6}) = 5,12$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} \quad \text{pH} = 14 - 5,12 = 8,88.$$

$$\text{Ответ: } K_r = 5,56 \cdot 10^{-10} \frac{\text{моль}}{\text{л}}; \alpha = 7,5 \cdot 10^{-5}; \text{pH} = 8,88.$$

Задачи для самостоятельного решения

130. Найдите молярную концентрацию гидроксид-ионов в водном растворе, концентрация ионов водорода в котором равна $10^{-3} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

Ответ: $10^{-11} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

131. Вычислите водородный показатель раствора, в котором концентрация ионов водорода равна $2 \cdot 10^{-7} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

Ответ: 6,70.

132. Вычислите водородный показатель раствора уксусной кислоты, концентрация которого $0,01 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, а степень диссоциации кислоты равна 0,042.

Ответ: 3,38.

133. Вычислите молярную концентрацию раствора муравьиной кислоты, если водородный показатель равен 3, а константа диссоциации равна $1,8 \cdot 10^{-4}$.

Ответ: $4,8 \cdot 10^{-3} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

134. Вычислите pH формиатного буферного раствора, в 1 л которого содержится по 0,1 моль муравьиной кислоты и формиата натрия. Константа диссоциации кислоты равна $1,8 \cdot 10^{-4}$.

Ответ: 3,74.

135. Вычислите pH ацетатной буферной смеси, содержащей в 1 л уксусную кислоту, концентрация которой $0,15 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, и ацетат натрия с концентрацией $0,2 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$. Константа диссоциации кислоты равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Ответ: 4,62.

136. Рассчитайте pH аммонийного буферного раствора, содержащего гидроксид аммония, концентрация которого $0,3 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, и хлорид аммония с концентрацией $0,15 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$. Константа диссоциации основания равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Ответ: 9,56.

137. Вычислите pH ацетатного буферного раствора, содержащего в 1 л уксусную кислоту, концентрация которой $0,25 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, и ацетат натрия с концентрацией $0,12 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, после добавления к нему 0,02 моль едкого кали. Константа диссоциации кислоты равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Ответ: 4,52.

138. Рассчитайте pH аммонийного буферного раствора, содержащего гидроксид аммония, концентрация которого $0,3 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, и хлорид аммония с концен-

трацией $0,15 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, после добавления к нему $0,03$ моль соляной кислоты. Константа диссоциации основания равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Ответ: 9,44.

139. Растворимость карбоната кальция при 35°C равна $6,9 \cdot 10^{-5} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$. Вычислите произведение растворимости этой соли.

Ответ: $4,8 \cdot 10^{-9}$.

140. Вычислите произведение растворимости бромида свинца при 25°C , если растворимость соли при этой температуре равна $1,32 \cdot 10^{-2} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

Ответ: $9,2 \cdot 10^{-6}$.

141. В 500 мл воды при 18°C растворяется $0,0166$ г хромата серебра. Чему равно произведение растворимости этой соли?

Ответ: $4 \cdot 10^{-12}$.

142. Для растворения $1,16$ г иодида свинца потребовалось 2 л воды. Определите произведение растворимости соли.

Ответ: $8 \cdot 10^{-9}$.

143. Исходя из произведения растворимости карбоната кальция, найдите массу этой соли, содержащуюся в 100 мл его насыщенного раствора.

Ответ: $7,1 \cdot 10^{-6}$ г.

144. Определите константу гидролиза, степень гидролиза и pH $0,1$ М раствора цианида калия.

Ответ: $K_r = 1,25 \cdot 10^{-5} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$; $\alpha = 0,0112$ (1,12); pH = 11,05.

145. Определите степень гидролиза и pH $0,005$ Н раствора KCN.

Ответ: $\alpha = 0,063$ (6,63); pH = 10,5.

146. Вычислите K_r , степень гидролиза $0,01$ М раствора NH_4NO_3 при температуре 298 К, если при указанной температуре $K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$.

Ответ: $K_r = 5,6 \cdot 10^{-10} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$; $\alpha = 5,6 \cdot 10^{-8}$.

147. Как гидролизуются следующие соли: ацетат калия, нитрат железа(III), иодид натрия?

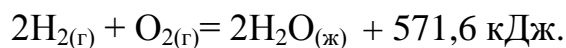
ГЛАВА IX. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

9.1. Термохимические расчеты

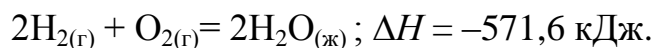
Химические реакции сопровождаются выделением или поглощением энергии в форме теплоты, поэтому различают экзотермические и эндотермические реакции. Уравнение химической реакции, включающее величину теплового эффекта (энтальпии), называется *термохимическим уравнением*. В нем буквами в скобках у химических знаков реагирующих и образующихся веществ указывается агрегатное состояние веществ.

Встречаются два способа записи теплоты (энтальпии) химической реакции, отвечающие различным правилам знаков тепловых эффектов.

При *термохимическом правиле* записи уравнения значение теплового эффекта в экзотермической реакции указывается со знаком «+», а в эндотермической – знаком «–». Например:



При *термодинамическом правиле* записи уравнения значение энтальпии (теплового эффекта) в экзотермической реакции указывается со знаком «–», а в эндотермической – знаком «+», например:



Теплотой образования соединения называется количество выделяемой или поглощаемой теплоты при образовании 1 моль соединения из простых веществ.

Теплотой разложения соединения называется количество выделяемой или поглощаемой теплоты при разложении 1 моль соединения на простые вещества.

Энтальпия образования соединения из простых *веществ в стандартном состоянии* ($T = 298 \text{ К}$, $p = 101325 \text{ Па}$) обозначается через $\Delta_f H^\circ$.

Вычисление теплоты реакции по теплотам образования реагирующих и образующихся в ней веществ производится на основании закона Г. И. Гесса: *тепловой эффект химической реакции зависит только от состояния исходных и полученных веществ и не зависит от пути протекания процесса*.

Согласно следствию из закона Гесса теплота реакции равна разности между суммами стандартных теплот образования конечных продуктов и исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов. Теплота образования простых веществ принимается равной нулю.

Пример 77.

Вычислите теплоту образования кристаллического карбоната магния по теплотам образования оксида магния и оксида углерода(IV) и теплоте реакции разложения карбоната магния (к) на оксид магния (к) и углекислый газ (г).

Дано

$$\Delta_f H^\circ(\text{MgO})_{(к)} = -602,0 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)_{(г)} = -395,4 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{разл}}(\text{MgCO}_3)_{(к)} = 115,6 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{MgCO}_3)_{(к)} = ?$$

Решение

Запишем термодинамическое уравнение:



$$\Delta H = 115,6 \text{ кДж.}$$

В соответствии со следствием из закона

Гесса:

$$\Delta H^\circ_{\text{разл}} = \Delta_f H^\circ \text{MgO}_{(к)} + \Delta_f H^\circ \text{CO}_{2(г)} - \Delta_f H^\circ \text{MgCO}_{3(к)}$$

$$\Delta_f H^\circ \text{MgCO}_{3(к)} = -602,0 - 395,4 - 115,6 = -1113,0 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}.$$

$$\text{Ответ: теплота образования} = -1113,0 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}.$$

Пример 78.

При сжигании угля образовалось 22 г углекислого газа и выделилось 197,7 кДж теплоты. Вычислите теплоту образования диоксида углерода.

Дано

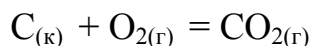
$$m(\text{CO}_2) = 22 \text{ г}$$

$$Q = 197,7 \text{ кДж}$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) = ?$$

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

Решение



$$n(\text{CO}_2) = \frac{22 \text{ г}}{44 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,5 \text{ моль}$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) = \frac{-197,7 \text{ кДж}}{0,5 \text{ моль}} = -395,4 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}.$$

$$\text{Ответ: теплота образования } \text{CO}_2 = -395,4 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}.$$

9.2. Задачи на движущую силу и направление химических реакций (энтальпия, энтропия, энергия Гиббса)

Термохимия является частью химической термодинамики. С ее помощью можно не только рассчитывать тепловые эффекты химических реакций, но и определять возможность самопроизвольного протекания химических процессов.

Критерии самопроизвольного протекания процесса.

1. *Энтальпийный фактор* (ΔH) – характеризует стремление системы к упорядочению, поскольку процесс сопровождается уменьшением внутренней энергии. Если процесс протекает без изменения энергии в системе ($\Delta H = 0$), то его направление определяется энтропийным фактором – процесс идет в сторону увеличения энтропии ($\Delta S > 0$). Это процессы в изолированной системе

2. *Энтропийный фактор* (ΔS) – отражает тенденцию к разупорядочению, поскольку такое состояние наиболее вероятно. Если при протекании процесса порядок в системе остается неизменным ($\Delta S = 0$), то его направление определяется энтальпийным фактором – процесс идет в сторону уменьшения энтальпии ($\Delta H < 0$).

Таким образом, ΔH позволяет судить о выгодности процесса, а ΔS – о вероятности самопроизвольного процесса.

Для того, чтобы действие этих двух факторов было сопоставимым, необходима одинаковая размерность величин, для чего ΔS , измеряемое в Дж/(моль·К), необходимо умножить на абсолютную температуру.

$T\Delta S$ – характеризует ту часть энергии, которую нельзя превратить в работу (связанная энергия), и отражает стремление системы к максимуму беспорядка. Выражение $T \cdot \Delta S$ имеет глубокий смысл, поскольку увеличение энтропии, и температуры приводит к усилению в системе беспорядка.

В состоянии равновесия две тенденции, т. е. энтальпийный и энтропийный факторы компенсируют друг друга. При этом справедливо равенство $\Delta H = T \cdot \Delta S$. Это равенство является условием термодинамического равновесия системы. Из этого условия всегда можно рассчитать температуру, при которой начнется процесс.

Функцией, учитывающей оба фактора и противоположность в тенденции их изменения, является энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал или свободная энергия):

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

Движущая сила химической реакции определяется изменением свободной энергии системы. Ее определяют при постоянных значениях p и T . В стандартных условиях – стандартная энергия Гиббса – обозначается ΔG° .

$$\Delta G_p = \sum \Delta G(\text{прод.}) - \sum \Delta G(\text{исх. в-в}).$$

Таким образом, условием возможности самопроизвольного протекания реакции является выполнение неравенства: $\Delta G_p < 0$. При $\Delta G_p > 0$ – самопроизвольного протекания реакции невозможно ни при каких условиях.

При $\Delta G_p = 0$ – система находится в термодинамическом равновесии.

Пример 79.

Пользуясь значениями ΔH° и S° , вычислите ΔG_p° реакции горения графита с образованием оксида углерода(IV); энтальпия реакции равна $-393,9 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$.

Дано

$$\begin{aligned} S^\circ(\text{C}_{(\text{гр})}) &= 5,73 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \\ S^\circ(\text{O}_{2(\text{г})}) &= 205,0 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \\ S^\circ(\text{CO}_{2(\text{г})}) &= 213,6 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \\ \Delta H^\circ &= -393,9 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}} \\ \hline \Delta G_p^\circ &= ? \end{aligned}$$

Решение

$$\begin{aligned} \text{C}_{(\text{гр})} + \text{O}_{2(\text{г})} &= \text{CO}_{2(\text{г})}; \Delta H^\circ = -393,9 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}} \\ \Delta S^\circ &= S^\circ(\text{CO}_{2(\text{г})}) - [S^\circ(\text{C}_{(\text{гр})}) + S^\circ(\text{O}_{2(\text{г})})] \\ \Delta S^\circ &= 213,6 - (5,73 + 205,0) = 2,87 \left(\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \right) \\ \Delta G^\circ &= \Delta H^\circ - 298^\circ \cdot \Delta S^\circ \\ \Delta G^\circ &= -393,9 - 298 \cdot 2,87 \cdot 10^{-3} = -394,3 \left(\frac{\text{кДж}}{\text{моль}} \right) \end{aligned}$$

$$\text{Ответ: } \Delta G_p^\circ = -394,3 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}.$$

Пример 80.

Вычислите изменение энтропии в реакции сероводорода с хлором, если образуется кристаллическая сера.

Дано

$$\begin{aligned} S^\circ(\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}) &= 205,6 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \\ S^\circ(\text{Cl}_{2(\text{г})}) &= 233 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \\ S^\circ(\text{HCl}_{(\text{г})}) &= 186,7 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \\ S^\circ(\text{S}_{(\text{т})}) &= 31,88 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \\ \hline \Delta S_p^\circ &= ? \end{aligned}$$

Решение

$$\begin{aligned} \text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} &= 2\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{S}_{(\text{т})} \\ \Delta S_p^\circ &= \sum S(\text{прод}) - \sum S(\text{реаг}) \\ \Delta S_p^\circ &= (186,7 \cdot 2 + 31,88) - (205,6 + 233) = \\ &= -23,32 \left(\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \right) \end{aligned}$$

$$\text{Ответ: } \Delta S_p^\circ = -23,32 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$$

Пример 81.

Пользуясь значениями ΔG° образования отдельных соединений, вычислите ΔG° реакции оксида серы(IV) с диоксидом азота, если в результате получается газообразный оксид серы(VI) и оксид азота(II), и определите возможность осуществления реакции в стандартных условиях.

Дано

$$\Delta G^\circ(\text{SO}_2) = -300,4 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

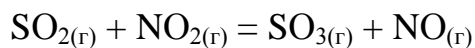
$$\Delta G^\circ(\text{NO}_2) = 51,84 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

$$\Delta G^\circ(\text{SO}_3) = -370,4 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

$$\Delta G^\circ(\text{NO}) = 86,57 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

$$\Delta G^\circ_{\text{р}} = ?$$

Решение



$$\Delta G_{\text{р}} = \sum \Delta G(\text{прод}) - \sum \Delta G(\text{реаг})$$

$$\Delta G^\circ_{\text{р}} = (-370,4 + 86,57) - (-300,4 + 51,84) =$$
$$= -35,27 \text{ (кДж)}$$

Ответ: данную реакцию можно осуществить в стандартных условиях.

Задачи для самостоятельного решения

148. Сколько теплоты выделится при сжигании 38 г сероуглерода, если энтальпия его образования равна $-62,7 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$?

Ответ: 524,8 кДж.

149. Вычислите энтальпию реакции восстановления оксида цинка углем с образованием оксида углерода(II), если энтальпия образования оксида цинка равна $-348 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$.

Ответ: 238 кДж.

150. Вычислите энтальпию взаимодействия магния с углекислым газом, если энтальпия оксида магния равна $-611 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$.

Ответ: 829,6 кДж.

151. Вычислите энтальпию реакции оксида бора с магнием с образованием свободного бора, приняв $\Delta_f H^\circ(\text{MgO}) = -611 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$ и $\Delta_f H^\circ(\text{B}_2\text{O}_3) = -1406 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$.

Ответ: 427,4 кДж.

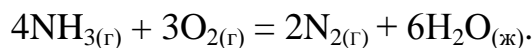
152. Сколько теплоты выделится при взаимодействии 0,2 моль никеля с серой, если $\Delta_f H^\circ(\text{NiS})_{(к)} = -79,4 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$?

Ответ: 15,88 кДж.

153. Энтальпия образования углекислого газа $-395,4 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$. Сколько сожжено угля, если выделилось 3954 кДж теплоты?

Ответ: 120 г.

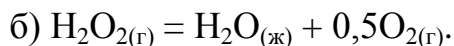
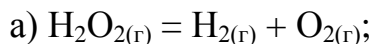
154. Реакция окисления аммиака идет по уравнению:



Образование 2,24 л азота (н. у.) сопровождается выделением 76,5 кДж теплоты. Вычислите теплоту реакции и $\Delta_f H^\circ \text{NH}_{3(г)}$.

Ответ: -1530 кДж ; $46,2 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$.

155. Рассчитайте, по какому уравнению реакции возможно разложение пероксида водорода при стандартной температуре:



Ответ: по уравнению под буквой «б».

156. Вычислите изменение свободной энергии Гиббса при стандартных условиях в реакции разложения твердого оксида азота(V) с образованием газообразного диоксида азота и кислорода. При каких температурах процесс проте-

кает самопроизвольно? Изменением ΔH_p° и ΔS_p° в зависимости от температуры пренебречь.

Ответ: $\Delta G_p^\circ = -10,309 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$; $T > 272 \text{ К}$.

157. По знаку ΔG° определите, какие из приведенных ниже оксидов можно восстановить водородом в стандартных условиях: а) оксид меди(I), $\Delta G^\circ < 0$; б) оксид германия(IV), $\Delta G^\circ > 0$; в) оксид лития, $\Delta G^\circ > 0$.

Ответ: можно восстановить оксид меди(I) – а.

ГЛАВА X. КИНЕТИКА И МЕХАНИЗМ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

10.1. Задачи на скорость химической реакции

Под *скоростью химической реакции* понимают число элементарных актов реакции, проходящих в единицу времени в единице объема (для гомогенных реакций) и на единице поверхности (для гетерогенных реакций). Выражают как изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени. Скорость химической реакции зависит от природы и концентрации реагирующих веществ, температуры и присутствия катализатора.

Зависимость скорости химической реакции от концентрации определяется *законом действия масс*. В 1865 году Н. Н. Бекетов впервые установил влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химического процесса. Позднее, в 1867 году норвежские ученые К. М. Гульдберг и П. Вааге сформулировали это положение в более общей форме: *при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, определяемых экспериментально*.

Например, при взаимодействии водорода с парами иода, скорость химической реакции определяется выражением:

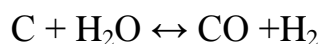


Коэффициент пропорциональности k – *константа скорости реакции*, которая представляет скорость реакции в условиях, когда произведение концентраций реагирующих веществ равно единице – $\vartheta = k$.

Если сказано, что реакция является простой одностадийной, показатель степени в законе действующих масс совпадает с коэффициентом. Так, для реакции синтеза аммиака $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ в этом случае скорость будет определяться выражением:

$$\vartheta = k \cdot [\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3.$$

При гетерогенных реакциях концентрации веществ, находящихся в твердой фазе, обычно не изменяются в ходе реакции и поэтому не включаются в уравнение закона действия масс. Например, для реакции



выражение скорости реакции будет следующим:

$$\vartheta = k \cdot [\text{H}_2\text{O}].$$

В системах, где реагирующие вещества являются газами, скорость химической реакции зависит от давления. Для газов скорость химической реакции выражается через парциальные давления:

$$\vartheta = k_p \cdot p_A^n \cdot p_B^m.$$

Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется эмпирическим *правилом Вант-Гоффа*, согласно которому при повышении температуры на 10 °С скорость большинства реакций возрастает примерно в 2–4 раза.

Число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость химической реакции при повышении температуры, называется температурным коэффициентом скорости реакции и обозначается γ :

$$\vartheta_2 = \vartheta_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}.$$

Пример 82.

Вычислите, во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры с 20 до 40 °С. Температурный коэффициент скорости равен 3.

Дано

$$t_1 = 20^\circ\text{C}$$

$$t_2 = 40^\circ\text{C}$$

$$\gamma = 3$$

$$\frac{\vartheta_{40}}{\vartheta_{20}} = ?$$

Решение

Подставим исходные данные в уравнение Вант-Гоффа:

$$\vartheta_2 = \vartheta_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}.$$

$$\vartheta_{40} = \vartheta_{20} \cdot 3^{\frac{40 - 20}{10}} = \vartheta_{20} \cdot 3^2 = 9 \cdot \vartheta_{20}$$

$$\frac{\vartheta_{40}}{\vartheta_{20}} = \frac{9 \cdot \vartheta_{20}}{\vartheta_{20}} = 9$$

Ответ: скорость возрастет в 9 раз.

Пример 83.

Элементарная химическая реакция протекает согласно уравнению $2\text{A}_{(г)} + \text{B}_{(г)} = \text{C}_{(г)}$. Концентрацию вещества А увеличили в 2 раза, а концентрацию В уменьшили в 2 раза. Как изменится скорость реакции?

Дано	Решение
$C_2(A) > C_1(A)$ в 2 р.	$2A_{(г)} + B_{(г)} = C_{(г)}$
$C_2(B) < C_1(B)$ в 2 р.	По закону действующих масс скорость
$\frac{\vartheta_2}{\vartheta_1} = ?$	элементарной реакции прямо пропорциональна
	произведению концентраций реагирующих ве-
	ществ,

взятых в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам. Для данной задачи $\vartheta = k \cdot C^2(A) \cdot C(B)$. Подставляя числа, получаем:

$$\vartheta = k \cdot [2 \cdot C(A)]^2 \cdot \frac{1}{2} \cdot C(B) = 4 \cdot \frac{1}{2} C^2(A) \cdot C(B) = 2 \cdot C^2(A) \cdot C(B).$$

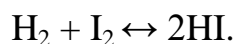
Ответ: скорость возрастет в 2 раза.

10.2. Задачи на химическое равновесие

Химические реакции, в которых исходные вещества целиком превращаются в продукты реакции, называются *необратимыми*, например:



Значительно чаще происходят обратимые реакции, идущие одновременно в двух противоположных направлениях. Примером такой реакции является взаимодействие водорода с парами иода:



В таких реакциях через некоторое время скорости прямой и обратной реакций становятся равными и наступает состояние *химического равновесия*, при котором дальнейшего изменения концентраций участвующих в реакции веществ не происходит. Химическое равновесие определяется уравнением:

$$\vartheta_{пр} = \vartheta_{обр} \quad \text{или} \quad k_1 \cdot [H_2] \cdot [I_2] = k_2 \cdot [HI]^2.$$

После алгебраического преобразования приходим к выражению *константы равновесия системы (K)*:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = K_{равн}.$$

В выражение константы равновесия гетерогенной реакции, как и в выражение закона действия масс, входят только молярные концентрации веществ,

находящихся в жидкой или газообразной фазе, так как концентрации твердых веществ остаются, как правило, постоянными.

Концентрации отдельных составных частей системы, которые соответствуют ее состоянию равновесия, принято называть *равновесными концентрациями*. Последние взаимно связаны друг с другом уравнением реакции и законом действия масс.

Пример 84.

Вычислите равновесные концентрации водорода и иода, если известно, что исходные концентрации веществ составляли $0,02 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, а равновесная концентрация иодоводорода $-0,03 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$. Вычислите константу равновесия реакции.

Дано	Решение
$C_{\text{исх}}(\text{H}_2) = C_{\text{исх}}(\text{I}_2) =$ $0,02 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$	$\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$
$C_{\text{р}}(\text{HI}) = 0,03 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$	По уравнению реакции на образование $0,03$ моль HI расходуется по $0,015$ моль H_2 и I_2 ,
$K_{\text{равн}} - ?$	т. е. их равновесные концентрации равны
$C_{\text{р}}(\text{H}_2) - ?$	и составляют $0,02 - 0,015 = 0,005 \left(\frac{\text{моль}}{\text{л}}\right)$
$C_{\text{р}}(\text{I}_2) - ?$	$K_{\text{равн.}} = \frac{0,03^2}{0,005 \cdot 0,005} = 36.$

Ответ: $K_{\text{равн.}} = 36$; $C_{\text{р}}(\text{H}_2) = C_{\text{р}}(\text{I}_2) = 0,005 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

Пример 85.

Равновесные концентрации веществ в реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$ равны: $[\text{CO}] = 0,3 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$; $[\text{O}_2] = 0,1 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$; $[\text{CO}_2] = 0,2 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$. Вычислите исходные концентрации веществ и константу равновесия.

Дано	Решение
$C_{\text{р}}(\text{CO}) = 0,3 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$	$2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$
$C_{\text{р}}(\text{O}_2) = 0,1 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$	По уравнению реакции на образование 2 моль CO_2 необходимо 2 моль CO и 1 моль O_2 , тогда по
$C_{\text{р}}(\text{CO}_2) = 0,2 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$	условию задачи необходимо $0,2$ моль CO и
$K_{\text{равн}} - ?$	$0,1$ моль O_2 . Отсюда $C_{\text{исх}}(\text{CO}) = 0,3 + 0,2 =$
$C_{\text{исх}}(\text{CO}) - ?$	$= 0,5 \left(\frac{\text{моль}}{\text{л}}\right)$, а $C_{\text{исх}}(\text{O}_2) = 0,1 + 0,1 = 0,2 \left(\frac{\text{моль}}{\text{л}}\right)$
$C_{\text{исх}}(\text{O}_2) - ?$	

$$K_{\text{равн}} = \frac{0,2^2}{0,3^2 \cdot 0,1} = 4,44.$$

$$\text{Ответ: } K_{\text{равн}} = 4,44; C_{\text{исх}}(\text{CO}) = 0,5 \frac{\text{моль}}{\text{л}}; C_{\text{исх}}(\text{O}_2) = 0,2 \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$$

Задачи для самостоятельного решения

158. Во сколько раз следует увеличить концентрацию оксида углерода(II) в системе $2\text{CO} = \text{CO}_2 + \text{C}$, чтобы скорость реакции увеличилась в 4 раза.

Ответ: в 2 раза.

159. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы скорость образования диоксида азота в системе $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ возросла в 1000 раз?

Ответ: в 10 раз.

160. В реакции, уравнение которой $\text{C} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_4$, концентрация водорода увеличена в 2 раза. Во сколько раз возрастет скорость реакции?

Ответ: в 4 раза.

161. Найдите значение константы скорости реакции $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$, если при концентрациях веществ А и В, равных соответственно 0,05 и $0,01 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$, скорость реакции равна $5 \cdot 10^{-5} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

Ответ: 0,1.

162. Во сколько раз следует увеличить концентрацию вещества B_2 в системе $2\text{A}_{2(\text{г})} + \text{B}_{2(\text{г})} = 2\text{A}_2\text{B}_{(\text{г})}$, чтобы при уменьшении концентрации А в 4 раза скорость прямой реакции не изменилась?

Ответ: в 16 раз.

163. Через некоторое время после начала реакции $3\text{A} + \text{B} \rightarrow 2\text{C} + \text{D}$ концентрации веществ составляли: $[\text{A}] = 0,03 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$; $[\text{B}] = 0,01 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$; $[\text{C}] = 0,008 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$. Каковы исходные концентрации веществ А и В?

$$\text{Ответ: } [\text{A}]_{\text{исх}} = 0,042 \frac{\text{моль}}{\text{л}}; [\text{B}]_{\text{исх}} = 0,014 \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$$

164. На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции возросла в 30 раз? Температурный коэффициент реакции равен 2,5?

Ответ: на 37 °С.

165. При повышении температуры на 50 °С скорость реакции возросла в 1200 раз. Чему равен температурный коэффициент?

Ответ: 4,13.

166. Равновесие в реакции $2\text{NO}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$ установилось при следующих молярных концентрациях: $[\text{NO}_2] = 0,03 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$; $[\text{NO}] = 0,09 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$; $[\text{O}_2] = 0,20 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$. Вычислите константу равновесия этой реакции.

Ответ: 1,8.

167. В сосуд объемом 2 л помещено 0,53 моль водорода и 0,3 моль азота. К моменту равновесия образовалось 0,02 моль аммиака. Вычислите константу равновесия.

Ответ: $2,76 \cdot 10^3$.

168. Вычислите константу равновесия реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$, проходящей в сосуде объемом 2 л, если начальные массы веществ были следующими: 0,2 г H_2 и 12,7 г I_2 . К моменту равновесия прореагировало 20 % водорода.

Ответ: 0,67.

169. Равновесные концентрации веществ в обратимой реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ составляют ($\frac{\text{моль}}{\text{л}}$): $[\text{N}_2] = 5$; $[\text{H}_2] = 8$; $[\text{NH}_3] = 4$. Вычислите исходные концентрации азота и водорода и константу равновесия реакции.

Ответ: $[\text{N}_2]_{\text{исх}} = 7 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$; $[\text{H}_2]_{\text{исх}} = 14 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$; $K_{\text{равн}} = 6,25 \cdot 10^{-5}$.

170. Каков состав равновесной смеси веществ, участвующих в реакции $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{PCl}_5$, если исходные концентрации трихлорида фосфора и хлора равны $0,7$ и $1,2 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$ соответственно, а константа равновесия равна 3?

Ответ: $C_{\text{p}}(\text{PCl}_3) = 0,22 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$; $C_{\text{p}}(\text{Cl}_2) = 0,72 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$; $C_{\text{p}}(\text{PCl}_5) = 0,48 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

ЛИТЕРАТУРА

1. Адамович, Т. П. Сборник упражнений и усложненных задач с решениями по химии [Текст] / Т. П. Адамович и др. – 2-е изд., испр. и доп. – Минск : Вышейш. шк., 1973. – 236 с.
2. Ардашникова, Е. И. Сборник задач по неорганической химии [Текст] / Е. И. Ардашникова, Г. Н. Мазо, М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – М., 2008. – 208 с.
3. Беляева, И. И. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии [Текст] : учеб. пособие для студ. пед. ин-тов по спец. Химия, Биология / И. И. Беляева, Е. И. Сутягин, В. Л. Шелепина. – М. : Просвещение, 1989. – 190 с.
4. Береснева, Е. В. Обучение решению усложненных задач по химии [Текст] : учеб. пособие / Е. В. Береснева, А. Н. Лямин, Е. А. Шишкин. – Киров : ВятГУ, 2016. – 100 с.
5. Васильева, С. И. Эквивалент и его применение для оптимизации химических расчетов [Текст] / С. И. Васильева // Химия в школе. 2000. № 7. – С. 38.
6. Витинг, Л. М. Задачи и упражнения по общей химии [Текст] : учеб. пособие / Л. М. Витинг, Л. А. Резницкий. – 3-е изд. – М. : Изд-во МГУ, 1995. – 221 с.
7. Гельфман, М. И. Неорганическая химия [Текст] : учеб. пособие для студ., обучающихся по технологическим направлениям и спец. / М. И. Гельфман, В. П. Юстаров. – изд. 2-е, стер. – СПб. ; М. ; Краснодар : Лань, 2009. – 528 с.
8. Гетманова, А. Д. Учебник по логике / А. Д. Гетманова. – 2-е изд. – М. : Владос, 1995. – 303 с.
9. Глинка, Н. Л. Общая химия [Текст] : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – М. : КноРус, 2011. – 752 с.
10. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст] : учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. – 23-е изд. – Л. : Химия, 1985. – 264 с.
11. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст] : учеб. пособие для вузов / под ред. В. А. Рабиновича и Х. М. Рубиной. При участии Т. Е. Алексеевой, Н. Б. Платуновой, В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной, Т. Е. Хрипуновой. – М. : Интеграл-Пресс, 2005. – 240 с.
12. Зайцев, О. С. Задачи, упражнения и вопросы по химии [Текст] / О. С. Зайцев. – М. : Химия, 1996. – 431 с.

13. Коровин, Н. В. Общая химия [Текст] : учеб. для студ. вузов, обучающихся по техническим направлениям и спец / Н. В. Коровин. – изд. 8-е, стер. – М. : Высш. шк., 2007. – 57 с.
14. Кочкаров, Ж. А. Неорганическая химия в уравнениях реакций [Текст] : учебное пособие / Ж. А. Кочкаров. – Ростов н/Д : Феникс, 2017. – 414 с.
15. Неорганическая химия. В 3 т. Т. 1. Физико-химические основы неорганической химии [Текст] : учеб. для студ вузов, обучающихся по направлению «Химия» и спец. «Химия» / под ред. Ю. Д. Третьякова. – 3-е изд., перераб. и доп. – М. : Академия, 2012. – 240 с.
16. Неорганическая химия. В 3 т. Т. 2. Химия непереходных элементов [Текст] : учеб. для студ. вузов / под ред. Ю. Д. Третьякова. – М. : Академия, 2011. – 368 с.
17. Неорганическая химия. В 3 т. Т. 3. Химия переходных элементов. Кн. 2 [Текст] : учеб. для студ. вузов, обучающихся по направлению 510500 «Химия» и спец. 011000 «Химия» / под ред. Ю. Д. Третьякова. – М. : Академия, 2007. – 400 с.
18. Общая химия. Сборник задач и упражнений (часть 1) [Текст] / Н. Г. Давыдова, Т. С. Шепеленко, Т. В. Лапова. – Томск : Изд-во Том. гос. архит. - строит. ун-та, 2008. – 203 с.
19. Смарыгин, С. Н. Неорганическая химия. Практикум [Текст] : учебно-практическое пособие / С. Н. Смарыгин, Н. Л. Багнавец, И. В. Дайдакова; под ред. С. Н. Смарыгина. – М. : Издательство Юрайт, 2012. – 414 с.
20. Степин, Б. Д. Применение международной системы единиц физических величин в химии [Текст] / Б. Д. Степин. – М. : Высш. шк., 1990. – 96 с.
21. Шишкин, Е. А. Методика обучения решению задач по химии : учеб. пособие для студентов химических специальностей. – Киров : КИПК и ПРО, 2008. – 304 с.
22. Шишкин, Е. А. Решение задач на вычисление компонентов в смеси [Текст] / Е. А. Шишкин. – М. : Чистые Пруды, 2008. – 31 с.
23. Шишкин, Е. А. Обучение учащихся решению химических задач [Текст] / Е. А. Шишкин. – Киров : ВГПУ, 2001. – 118 с.

Учебное издание

Береснева Елена Владимировна

Товстик Евгения Владимировна

РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Учебно-методическое пособие

Авторская редакция

Технический редактор А. Е. Свинина

Подписано в печать 05.04.2019. Печать цифровая. Бумага для офисной техники.
Усл. печ. л. 6,67. Тираж 8 экз. Заказ № 5217.

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего
образования «Вятский государственный университет».

610000, г. Киров, ул. Московская, 36, тел.: (8332) 74-25-63, <http://vyatsu.ru>