

ХИМИЯ

*Методические указания для самостоятельной работы
студентов бакалавриата направления 21.03.01*

САНКТ-ПЕТЕРБУРГ
2017

Министерство образования и науки Российской Федерации

Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
Санкт-Петербургский горный университет

Кафедра общей и физической химии

ХИМИЯ

*Методические указания для самостоятельной работы студентов
бакалавриата направления 21.03.01*

САНКТ-ПЕТЕРБУРГ
2017

УДК 622.235(073)

ХИМИЯ: Методические указания для самостоятельной работы/ Санкт-Петербургский горный университет. Сост.: *В.В. Сергеев, М.А. Понамарева, В.Н Сагдиев*. СПб, 2017. 59 с.

В методических указаниях изложен краткий теоретический материал, приведены примеры решения задач и задания по основным разделам общей химии: номенклатуре, основным законам, свойствам растворов и окислительно-восстановительным реакциям.

Предназначен для студентов бакалавриата направления, 21.03.01 «Нефтегазовое дело».

Научный редактор проф. *О.В. Черемисина*

©Санкт-Петербургский горный
университет, 2017

ВВЕДЕНИЕ

Дисциплина «Химия» – изучается в течение двух семестров. Дисциплина «Химия» предназначена для обучающихся по программе подготовки бакалавров, специализирующихся в области топливной энергетики, включающей освоение месторождений, транспорт и хранение углеводородов.

Цель изучения дисциплины

- подготовка бакалавра (бакалавра-инженера), владеющего современными методами физико-химического описания и моделирования технологических процессов;

- обучение теоретическим основам и практическим методам исследования и решения профессиональных задач, связанных с выполнением инженерно-химических расчетов, анализа веществ, их смесей и химических соединений, процессами межфазного массообмена, применяемых в технологических процессах нефтегазового комплекса.

Основными задачами дисциплины «Химия» являются:

изучение теоретических основ, общих законов и закономерностей химических превращений;

овладение методами выполнения расчетов материальных и тепловых балансов химических реакций, основными методами исследования состава и свойств веществ, а также использованием полученных знаний при организационно-управленческой деятельности;

формирование представлений в области термодинамических расчетов и прогнозирования протекания химических процессов, их кинетики и продуктов при формировании комплекса мероприятий по добыче, транспортировке, переработке и хранению нефти газа и продуктов их переработки;

приобретение навыков обращения со специальной литературой, поиска сведений и данных в библиотечных и информационно-коммуникационных электронных ресурсах практического применения полученных знаний;

развитие способностей для самостоятельной работы; мотивации к самостоятельному повышению уровня профессиональных навыков.

Итоговая форма контроля учебной дисциплины – экзамен, к которому допускаются студенты, выполнившие все виды самостоятельной подготовки и отчитавшиеся по ним перед преподавателем.

Усвоение материала студентами способствует формированию следующих компетенций: способность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования (ОПК-2), способность применять процессный подход в практической деятельности, сочетать теорию и практику (ПК-1).

Для более глубокого изучения курса рекомендуется ответить на вопросы для самопроверки.

В данных методических указаниях рассмотрен теоретический курс и решения задач по курсу общей химии и учебному плану III семестра.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОПРОВЕРКИ ПО ТЕМАМ (РАЗДЕЛАМ)

III семестр

1. Строение вещества

1. Какому состоянию атома (молекулы) соответствует наиболее низкий уровень энергии?
2. Каким уравнением описывается величина кванта света, поглощаемого молекулой?
3. Какие реакции называют окислительно-восстановительными?
4. В каком случае элемент является окислителем?
5. В каком случае элемент является восстановителем?
6. Что такое степень окисления?
7. Каков тип связи во внутренней сфере комплексного соединения?
8. Что описывает значение главного квантового числа?
9. Какой тип химической связи подвергается гибридизации?
10. Какова природа водородной связи?

2. Химические свойства элементов и их соединений

1. Какой ион отвечает за образование окрашенного соединения гексанитрокобальтата (III) калия?
2. Почему осадок хромата бария растворяется в соляной кислоте?
3. Солью какой кислоты является тетраборат натрия?
4. С какой кислотой не реагирует алюминий?
5. Какой газ выделяется при взаимодействии алюминия с разбавленной азотной кислотой?
6. Какой газ выделяется при взаимодействии олова с соляной кислотой?
7. Какой реактив следует добавить к раствору хлорида олова (II) для уменьшения степени его гидролиза?
8. Какое соединение свинца получается при взаимодействии с азотной кислотой?
9. Что представляет собой белый дым образующийся при некотором избытке аммиака при реакции с бромом?
10. Будет ли цинк растворяться в иодоводородной кислоте?

3. Общие закономерности химических процессов

1. Что называется эквивалентом элемента?
2. Что такое эквивалентная масса вещества?
3. Как связаны между собой понятия «эквивалент» и «эквивалентная масса»?
4. Какое уравнение связывает понятия «количество вещества» и «масса вещества»?
5. Какие критерии применяют для формально необратимого процесса?
6. Какова формулировка закона Авогадро?
7. Какова формула, отображающая закон Дальтона?
8. Какое уравнение отвечает понятию «объединенный газовый закон»?
9. Как формулируется закон Рауля?
10. Какова формулировка периодического закона?

4. Растворы

1. Какие свойства растворов называются коллигативными?
2. От какого параметра системы зависит значение коллигативного свойства?
3. На каких положениях основана теория коллигативных свойств растворов?
4. Что называется процессом электролитической диссоциации?
5. Что такое степень диссоциации?
6. Как диссоциируют сильные электролиты?
7. Какие формы вещества содержатся в растворе слабого электролита?
8. Что такое гидролиз?
9. Что является продуктами гидролиза?
10. Каковы основные типы гидролиза?

5. Методы исследования минеральных систем

1. Как формулируется закон Рэлея для дисперсных систем?
2. Какова формула закона Бугера-Ламберта-Бэра для кажущейся оптической плотности?

3. Как определить степень диссоциации слабого электролита по данным электропроводности?
4. Как зависит эквивалентная электропроводность от концентрации сильного и слабого электролита?
5. Какой электрод используется в потенциометрии в качестве электрода сравнения?
6. Что такое стандартный водородный электрод?
7. От каких параметров системы зависит величина электрохимического потенциала?
8. Какое состояние химической системы называется «точка эквивалентности»?
9. Что является задачей титрования?
10. Как экспериментально определить точку эквивалентности при титровании кислоты щелочью?

№1. НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И РЕАКЦИИ ОБМЕНА

1. Основные классы неорганических соединений

Номенклатура

К основным классам неорганических соединений относятся: оксиды, гидроксиды, кислоты, соли. Рассмотрим основы номенклатуры и характерные свойства каждого из этих классов соединений.

1.1. Оксиды

Оксидами называют двойное соединение химического элемента с кислородом в степени окисления -2 , в котором сам кислород связан только с менее электроотрицательным элементом, например, $C^{+4}O_2^{-2}$, $S^{+6}O_3^{-2}$.

Названия оксидов дают по следующей схеме:

оксид $\frac{\text{название элемента}}{\text{название элемента}} \frac{\text{степень окисления элемента}}{\text{степень окисления элемента}}$ (_____).

Например: N_2O – оксид азота (I), CO – оксид углерода (II), Fe_2O_3 – оксид железа (III), SO_3 – оксид серы (VI).

Основные оксиды образованы металлами. Взаимодействуют с кислотами с образованием солей:



Оксиды элементов I и II групп главных подгрупп периодической системы (за исключением бериллия и магния) взаимодействуют с водой с образованием соответствующих гидроксидов.



и с кислотными оксидами с образованием солей



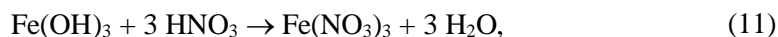
Амфотерные оксиды также образованы металлами. Обладают одновременно свойствами как основных, так и кислотных оксидов. Отличительным признаком амфотерных оксидов является способность взаимодействовать как с кислотами, так и со щелочами с образованием солей:



отличие от остальных гидроксидов. Нерастворимые гидроксиды могут быть получены путем воздействия щелочей на соответствующие соли:



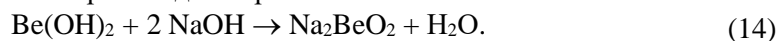
Все гидроксиды взаимодействуют с кислотами с образованием солей:



Амфотерными называют гидроксиды, которые могут взаимодействовать как с кислотами, так и со щелочами, образуя соли. К амфотерным гидроксидам, в частности, относятся $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Реакция амфотерного гидроксида со щелочью по-разному идет в растворе и в расплаве. В растворе идет образование гидроксокомплексов:



а в расплаве происходит образование обычной соли:



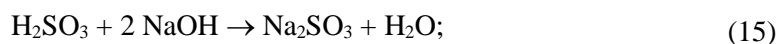
1.3. Кислоты

Кислотами называют вещества, состоящие из отрицательного иона кислотного остатка и положительного иона водорода (одного или нескольких). Общую формулу кислоты можно записать следующим образом H_xAn , где x – модуль заряда аниона кислотного остатка An^{x-} . С точки зрения теории электролитической диссоциации к кислотам относятся вещества, способные диссоциировать в растворе с образованием ионов водорода.

По наличию атома кислорода в кислотном остатке различают бескислородные кислоты (HCl , H_2S) и кислородсодержащие (HNO_3 , H_2SO_4).

По числу атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться металлами, различают кислоты одноосновные (HCl , HNO_3), двухосновные (H_2S , H_2SO_4), трехосновные (H_3PO_4) и т. д.

Все кислоты взаимодействуют с гидроксидами металлов и с активными металлами с образованием солей:



При составлении названия кислот используется *корень русского названия* элемента, образующего кислоту (центрального атома), с добавлением суффикса, окончания или приставки в зависимости от состава кислоты и степени окисления центрального атома.

Бескислородные кислоты.

При составлении названия кислоты используют схему: *элементоводородная кислота*, например: HCl – хлороводородная кислота (соляная), H₂S – сероводородная кислота, H₂Te – теллуридоводородная кислота.

Кислородсодержащие кислоты.

Центральный атом имеет максимальную степень окисления (высшие кислоты) – используют окончание **-ная** или **-вая**, например: HNO₃ – азотная кислота, H₂SO₄ – серная кислота, H₂CrO₄ – хромовая кислота.

Центральный атом имеет минимальную положительную степень окисления – используют суффикс **-ист**, например: HNO₂ – азотистая кислота, H₂SO₃ – сернистая кислота.

Для обозначения степеней окисления атомов галогенов используют суффиксы:

-н(ая) → -оват(ая) → -ист(ая) → -оватист(ая)

→ степень окисления понижается →:

HC⁺⁷O₄ (хлорная) → HC⁺⁵O₃ (хлорноватая) → HC⁺³O₂ (хлористая) → HC⁺¹O (хлорноватистая).

Приставку **орто-** и **мета-** используют для обозначения кислот, образованных элементом с одинаковой степенью окисления, но различающихся основностью: H₃PO₄ – ортофосфорная кислота, HPO₃ – метафосфорная кислота.

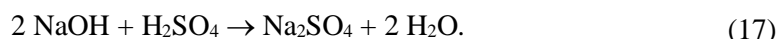
Приставку **тио-** используют для обозначения кислот, в молекуле которых атом кислорода замещен на серу со степенью окисления -2: H₂SO₃S (H₂S₂O₃) – тиосерная кислота, H₂CS₃ – тритиоугольная кислота.

Приставку **ди-** используют для обозначения кислот с двумя атомами, образующими кислотный остаток: $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$ – дифосфорная кислота, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – дихромовая кислота.

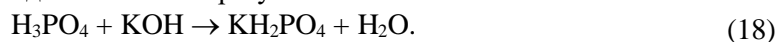
1.4. Соли

Солями называют сложные вещества, состоящие из катиона металла и аниона кислотного остатка. Общую формулу соли можно записать как Me_xAn_y , где x и y – наименьшие целые числа, кратные заряду катиона и аниона соответственно. Соли можно рассматривать и как продукты полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металлов или гидроксогрупп в молекуле гидроксида металла кислотными остатками.

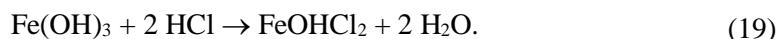
При полном замещении (нейтрализации) образуются средние соли:



При неполной нейтрализации многоосновной кислоты гидроксидом металла образуются кислые соли:



При неполной нейтрализации гидроксида металла кислотой образуются основные соли:



Разновидностью основных солей являются оксосоли, образующиеся при отщеплении молекулы воды от основной соли:



В ряде случаев образуются двойные соли, имеющие два разных катиона металла и один кислотный остаток, например $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$.

Названия солей составляют из названия кислотного остатка и названия металла в родительном падеже, в скобках указывают степень окисления металла, если их несколько, например, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат железа (III), NaCl – хлорид натрия. Название аниона соли дают исходя из латинского корня кислотообразующего элемента, с добавлением приставки или суффикса в зависимости от наличия кислорода в кислотном остатке, степени окисления кислотообразующего элемента и состава кислотного остатка.

Бескислородные кислоты (кислотные остатки).

К латинскому корню кислотообразующего элемента добавляют суффикс **-ид**: Cl^- – хлорид, NaCl – хлорид натрия; S^{2-} – сульфид, NiS – сульфид никеля (II).

Кислородсодержащие кислоты (кислотные остатки).

Кислотообразующий элемент находится в высшей степени окисления - латинскому корню кислотообразующего элемента добавляют суффикс **-ат**:

SO_4^{2-} – сульфат, K_2SO_4 – сульфат калия; NO_3^- – нитрат, NH_4NO_3 – нитрат аммония; CrO_4^{2-} – хромат, BaCrO_4 – хромат бария.

Кислотообразующий элемент находится в низшей степени окисления - латинскому корню кислотообразующего элемента добавляют суффикс **-ит**:

SO_3^{2-} – сульфит, BaSO_3 – сульфит бария; NO_2^- – нитрит, NaNO_2 – нитрит натрия; CrO_2^- – хромит, KCrO_2 – хромит калия.

Для обозначения анионов орто- и мета- кислот сохраняют приставки орто- и мета-:

PO_4^{3-} – ортофосфат, Na_3PO_4 – ортофосфат натрия;

PO_3^- – метафосфат, NaPO_3 – метафосфат натрия;

Для обозначения кислотных остатков тиокислот сохраняют приставку тио-:

SSO_3^{2-} ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) – тиосульфат, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – тиосульфат натрия.

Если кислотный остаток содержит два атома кислотообразующего элемента, то к названию аниона добавляют приставку ди-: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ – дихромат, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – дихромат натрия.

Для обозначения степеней окисления атомов галогенов используют приставки и суффиксы:

пер-...-ат → -ат → -ит → гипо-...-ит

→ степень окисления понижается →:

$\text{Cl}^{+7}\text{O}_4^-$ (перхлорат) → $\text{Cl}^{+5}\text{O}_3^-$ (хлорат) → $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2^-$ (хлорит)

→ Cl^{+1}O^- (гипохлорит)

Для названия анионов кислых солей используют приставку гидро-, количество атомов водорода в составе соли указывают греческими числительными (ди, три, тетра и т. д.):

HCO_3^- – гидрокарбонат, NaHCO_3 – гидрокарбонат натрия, $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ – гидрокарбонат бария; H_2PO_4^- – дигидроортофосфат, KH_2PO_4 – дигидроортофосфат калия.

Для названия катионов основных солей используют приставку гидрокси-, количество гидроксогрупп в составе соли указывают греческими числительными (ди, три, тетра и т. д.):

FeOHCl – хлорид гидроксожелеза (II); $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$ – сульфат гидроксоникеля; $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – нитрат дигидроксоалюминия.

Для названия катионов оксоослей используют корень латинского названия металла с добавлением суффикса –ил:

BiO^+ – висмутил, BiOCl – хлорид висмутила;

UO_2^{2+} – уранил, UO_2Cl_2 – хлорид уранила.

Название двойным солям дают руководствуясь вышеперечисленными правилами, называя сначала анион, а затем катионы в направлении справа налево:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – сульфат алюминия, калия.

Для солей характерны реакции с кислотами, щелочами, металлами, друг с другом, если в результате реакции образуются осадок, газ или малодиссоциированное соединение. Следует помнить, что более сильная кислота вытесняет более слабую из состава соли, более активный металл замещает менее активный, при действии на соли щелочей могут получаться осадки нерастворимых гидроксидов металлов.

2. Составление ионных уравнений реакций обмена

К сильным электролитам относят:

1. Кислоты: азотную HNO_3 , серную H_2SO_4 , соляную HCl , бромисто- и йодистоводородные HBr и HI , хлорную HClO_4 , марганцевую HMnO_4 , дихромовую $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

2. Гидроксиды щелочных металлов, стронция и бария (растворимые основания).

3. Соли.

Остальные электролиты являются слабыми. Мало диссоциированными соединениями являются также комплексные ионы в растворе.

Правила написания молекулярно-ионных уравнений реакций в растворах электролитов.

1. Сильные электролиты записывают в диссоциированной форме, в виде отдельных составляющих их ионов.

2. Слабые электролиты, сложные ионы, в том числе и комплексные, а также малорастворимые соединения и газы записывают в молекулярной, недиссоциированной форме.

3. Одинаковые ионы в лево и правой частях уравнения сокращают.

4. Условия протекания реакций в растворах электролитов.

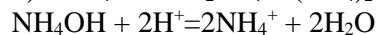
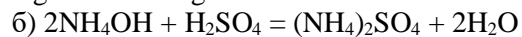
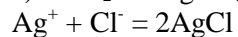
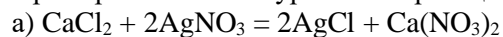
- Образование или растворение малорастворимого соединения, выпадающего в осадок.

Растворимость соединений определяют по таблицам растворимости.

- Образование или разрушение мало диссоциированного соединения, иона или комплекса.

- Выделение или растворение газа.

Примеры написания уравнений реакций:



ЗАДАНИЯ

I. Назвать соединения.

1	$\text{CrCl}_3, \text{Ba}(\text{HCO}_3)_2, \text{MgSO}_4, \text{AlOHCl}_2$
2	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3, \text{CrOH}_2\text{SO}_4, \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2, \text{Fe}(\text{HS})_2$
3	$(\text{ZnOH})_2\text{SO}_3, \text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3, \text{CaSiO}_3, \text{FeCl}_2$
4	$\text{Cr}_2(\text{HPO}_4)_3, \text{FeOHNO}_3, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, \text{CoS}$
5	$\text{AlN}, (\text{CuOH})_2\text{CO}_3, \text{Al}_2(\text{SO}_3)_3, \text{MgHCO}_3$
6	$\text{MgSO}_3, \text{Na}_2\text{HPO}_4, \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}, \text{CaSiO}_3$
7	$\text{Na}_2\text{S}, \text{KClO}_3, \text{FeOHNO}_3, \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
8	$\text{FeOHCl}, \text{FeHPO}_4, \text{Cu}(\text{AlO}_2), \text{Al}_2\text{O}_3$
9	$(\text{NH}_4)_2\text{SnO}_3, (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4, \text{Na}_2\text{S}, (\text{ZnOH})_2\text{CrO}_4$
10	$\text{Na}_2\text{CrO}_4, \text{KHfTe}, \text{K}_2\text{MnO}_4, \text{K}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$
11	$\text{KMnO}_4, \text{KNbO}_3, \text{KNO}_2, \text{Li}_2\text{SeO}_4$
12	$\text{LiClO}_4, \text{LiHSO}_4, \text{Mg}(\text{IO})_2, \text{MgMnO}_4$
13	$\text{Mn}(\text{HSO}_4)_2, \text{Na}_2\text{BeO}_2, \text{NaH}_2\text{SbO}_4, \text{NaAlO}_2$
14	$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4, \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, \text{Al}_2\text{S}_3, \text{NaHZnO}_2$
15	$\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2, \text{CrOH}_2\text{SO}_4, \text{Na}_2\text{PbO}_2, \text{Na}_3\text{AlO}_3$
16	$\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2, \text{CoOHCl}, \text{Al}_2(\text{CO}_3)_3, \text{ZnF}_2$
17	$\text{PbOHNO}_3, \text{BaHAlO}_3, \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, \text{Mg}_2\text{Si}$
18	$\text{Al}_4(\text{SiO}_4)_3, \text{Cd}(\text{HS})_2, \text{NaH}_2\text{PO}_4, \text{K}_2\text{MnO}_4$
19	$\text{NaMnO}_4, \text{Al}(\text{ZnO}_2)_3, \text{Fe}(\text{HCO}_3)_2, \text{CrOH}_2\text{SO}_4$
20	$\text{Ba}(\text{OCl})_2, \text{NaVO}_3, \text{Ca}(\text{HSiO}_3)_2, (\text{PbOH})_2\text{SO}_4$
21	$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7, [\text{Cr}(\text{OH})_2]_3\text{PO}_4, \text{AlOH}_2\text{SO}_4, (\text{CdOH})_3\text{PO}_4$
22	$\text{ZrOCl}_2, [\text{Cr}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4, \text{Bi}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2, \text{AlP}$
23	$\text{NaAlSiO}_4, \text{Na}_3\text{BO}_3, \text{Na}_2\text{CrO}_4, \text{Pb}(\text{OH})\text{CH}_3\text{COO}$
24	$\text{NaUO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_3, \text{PbS}, \text{SbI}_3, \text{KClO}_3$
25	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3, \text{KNO}_2, \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
26	$(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4, \text{HgSO}_4, \text{MgSiO}_3, \text{SrSO}_3$

II. По названию вещества написать его формулу:

1	дигидрофосфат кальция, сульфат гидроксоалюминия, сульфат бария, карбонат алюминия;
2	нитрит кальция, гидроалюминат цинка, сульфид бария, хлорид гидроксоцинка (II)

3	сульфат гидроксоникеля (II), гидросульфид кадмия, карбид железа (III), хромат кальция;
4	хлорид гидроксожелеза (II), силицид магния, дигидроалюминат бария, нитрит цинка (II);
5	хлорид дигидроксоалюминия, гидросульфит бария, нитрид кальция, манганат железа (III);
6	нитрат гидроксохрома (III), бихромат стронция, дигидросиликат калия, ортоалюминат бария;
7	гипохлорит алюминия, гидроортоалюминат кальция, бромид ванадия (V), сульфит гидроксомеди (II);
8	метаборат меди (II), ортоалюминат алюминия, хлорид гидроксоцинка (II), сульфид железа (III);
9	гипохлорит алюминия, гидроортоалюминат кальция, бромид ванадия (V), сульфит гидроксомеди (II);
10	метафосфат кальция, перхлорат натрия, гидрокарбонат магния, сульфат дигидроксожелеза (II);
11	ортосиликат магния, нитрит свинца (II), гидрохромат меди (II), бромид гидроксоалюминия;
12	метасиликат цинка, сульфит железа (III), нитрат гидроксожелеза (III), дигидроортоалюминат кобальта (II);
13	метаалюминат кальция, дигидросульфид железа (III), перманганат бария, хлорид дигидроксомагния;
14	ортоалюминат магния, гидроксокарбонат алюминия, метафосфат цинка; ацетат натрия;
15	плюмбит магния, ортосиликат алюминия, нитрат дигидроксохрома (III), гидрофосфат никеля (II);
16	плюмбит алюминия, сульфид алюминия, хлорид дигидроксохрома (III), гидросульфит меди (II);
17	азотистая кислота, бромноватистая кислота, бромид кобальта (II), гидроортоалюминат натрия;
18	азотная кислота, бериллат натрия, бромат серебра, висмутат кальция;
19	ацетат гидроксоцинка, бериллат натрия, перхлорат магния, иодид ртути;
20	бромноватая кислота, ацетат натрия, манганат калия, вольфрамовая кислота;

21	ацетат свинца (II), бромид кобальта, хлорид титанила, гидросульфид натрия;
22	ацетиленид кальция, гидроксохлорид меди, сульфит калия, дигидрофосфат калия;
23	метасиликат кадмия, дихромат аммония, висмутат калия, бромид ртути(II);
24	кремниевая кислота, хлорат калия, оксид железа (III), персульфат натрия;
25	тиосерная кислота, гидроксид кадмия, мышьяковая кислота, хромат калия;
26	тиоугольная кислота, метафосфат калия, метаванадат калия, пирофосфат натрия.

III. Закончить и уравнять реакцию. Уравнения представить в ионной и молекулярной формах:

1	$\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow$	14	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow$
2	$\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow$	15	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
3	$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	16	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
4	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$	17	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$
5	$\text{AlBr}_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$	18	$\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
6	$\text{AlI}_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$	19	$\text{CaCO}_3 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$
7	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$	20	$\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
8	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow$	21	$\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
9	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	22	$\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$
10	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$	23	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
11	$\text{BaCl}_2 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$	24	$\text{Bi}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
12	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow$	25	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
13	$\text{BaCl}_2 + \text{CH}_3\text{COOAg} \rightarrow$	26	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$

№ 2. ОБЩИЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

1. Основные понятия

Известно, что любое вещество состоит из атомов, химические процессы протекают благодаря взаимодействию атомов. Из практических соображений было введено понятие моля. Условились считать, что **1 моль вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц**. Любых – атомов, молекул, ионов. Значение $6,02 \cdot 10^{23}$ называется **числом Авогадро**. Математически понятие моля можно записать в виде формулы:

$$n = \frac{N}{N_A}, \quad (21)$$

где n – количество вещества, моль, N – число частиц (молекул, атомов, ионов), N_A – число Авогадро.

Массу 1 моль вещества называют молярной массой M (г/моль). **Молярная масса** в неорганической химии является характеристикой вещества, непосредственно связанной с его количественным составом и **численно равна молекулярной массе** (массе 1 молекулы) вещества, выраженной в углеродных единицах. Молярную массу любого вещества можно вычислить по формуле:

$$M = \sum v_i M_i, \quad (22)$$

где v_i – стехиометрической индекс в формуле вещества, M_i – молярная масса элемента, входящего в соединение, г/моль – см. таблицу элементов Д.И. Менделеева.

Связь массы и количества вещества определяется формулой

$$n = \frac{m}{M}. \quad (23)$$

В многокомпонентной системе содержание компонента может быть выражено через массовую долю:

$$\omega_i = \frac{m_i}{\sum m_i}, \quad (24)$$

или если это одно вещество

$$\omega_i = \frac{M_i}{\sum M_i},$$

где m_i / M_i – масса / молярная масса компонента, $\Sigma m_i / \Sigma M_i$ – общая масса / молярная масса системы.

Молярная масса вещества может быть определена экспериментально. Для газов ее находят, например, по относительной **плотности газа D** , которая представляет собой соотношение молярных масс двух газов, один из которых обычно известен:

$$D = \frac{M_1}{M_2}. \quad (25)$$

Наиболее часто используют плотность газа по воздуху $D_{\text{возд.}}$, тогда $M_2 = M_{\text{возд.}} D_{\text{возд.}}$ ($M_{\text{возд.}} = 29$ г/моль), или водороду D_{H_2} , тогда $M_2 = M_{\text{H}_2} D_{\text{H}_2}$.

2. Общие свойства газовых смесей

Взаимосвязь между давлением, температурой и количеством газа может быть выражены объединенным уравнением (газовым законом) Клайперона-Менделеева:

$$PV = nRT. \quad (26)$$

В СИ давление выражено в паскалях, объем – в кубических метрах и температура – в кельвинах, R – универсальная газовая постоянная для одного моля газа $R = 8,314$ Дж/(моль·К).

Если записать уравнение Клапейрона – Менделеева в виде $m/V = PM/RT$, то можно выразить плотность газа ρ :

$$\rho = PM/RT. \quad (27)$$

Формула (27) дает возможность подсчитать истинную плотность газа при любых температуре и давлении.

На практике чаще всего приходится иметь дело со смесями газов. Каждый газ вносит свой вклад в общее давление системы – парциальное давление (частичное давление). Парциальным давлением называется давление, которое производил бы этот газ, занимая при тех же физических условиях объем всей газовой смеси. Парциальное давление может быть вычислено через объемное содержание газа в газовой смеси:

$$\varphi_i = \frac{V_i}{\Sigma V_i}, \quad (28)$$

где V_i – объем данного газа, ΣV_i – общий объем газовой смеси, или через мольную долю газа:

$$x_i = \frac{n_i}{\Sigma n_i}, \quad (29)$$

где n_i – количество вещества данного газа, Σn_i – сумма числа моль всех компонентов газовой смеси

или по уравнению:

$$p_i = x_i P = \varphi_i P, \quad (30)$$

где P – общее давление смеси газов.

Зависимость между парциальными давлениями p_i компонентов газовой смеси и общим давлением p в системе устанавливается законом Дальтона

$$p = p_1 + p_2 + \dots + p_n = \Sigma p_i. \quad (29)$$

В соответствии с законом Рауля в условиях равновесия можно записать:

$$p = x'_1 p_{n_1} + x'_2 p_{n_2} + \dots + x'_n p_{n_n} = \Sigma x'_i p_{n_i}. \quad (30)$$

Приведенные выше законы полностью справедливы для идеальных газов. Углеводородные газы и нефтяные пары можно приближенно считать идеальными газами, особенно при невысоких давлениях.

Напомним, что в приложении к газам существуют нормальные (н.у.) и стандартные условия (с.у.), которые при одном и том же давлении (101,3 кПа) отличаются только температурой (273 К и 293 К, соответственно для нормальных и стандартных условий). Так молярный объем ($V_m = V/n$) идеального газа при н.у., согласно формуле (25) составляет 22,4 л/моль.

3. Химический эквивалент

Эквивалент – реальная или условная частица, которая в кислотно-основной реакции, в реакции ионного обмена равноценна одному атому или одному иону водорода, а в окислительно-восстановительной реакции – одному электрону.

Под «реальной» частицей понимают реально существующие соединения (HCl , K_2O , H_2), под «условной» частицей – доли этих реальных частиц ($1/2 \text{HCl}$, $1/2\text{K}_2\text{O}$, $1/4 \text{O}_2$).

По закону эквивалентов: массы взаимодействующих веществ $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$ пропорциональны их эквивалентным массам:

$$\frac{m_{\text{A}}}{m_{\text{B}}} = \frac{\Theta_{\text{A}}}{\Theta_{\text{B}}}. \quad (31)$$

На основе закона эквивалентов можно вычислить эквивалентную массу вещества:

$$\Theta = M / Z, \quad (32)$$

где M – молярная масса элемента, оксида, кислоты, основания или соли, г/моль;

Количество эквивалентов (Z) определяют: в простых веществах – произведение числа атомов элемента на его валентность, **в оксидах** – произведение числа атомов элемента и валентности элемента, **в кислотах** – количество H^+ , **в основаниях** – количество OH^- , в средних солях – произведение числа атомов металла и степени окисления металла в соли, **в кислотно-основных реакциях** – количество присоединенных или замещенных частиц H , в **окислительно-восстановительных реакциях (ОВР)** – количество принятых или отданных электронов.

Пример:

H_2 , $z = 2$, т.к. 2 атома водорода.

Al_2O_3 , $z = 6$ ($2 \cdot 3$), т.к. 2 атома алюминия и валентность алюминия 3.

HCl , $z = 1$, т.к. один атом водорода (ион H^+).

$\text{Ca}(\text{OH})_2$, $z = 2$, т.к. две группы OH (ион OH^-).

$\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$, $z = 1$, т.к. замещена 1 частица H (H^+).

$Mn^{+7} + 5e = Mn^{+2}$, $z = 5$, т.к в результате восстановления марганец принял 5 электронов.

Эквивалентная масса вещества (\mathcal{E}) – масса одного эквивалента вещества, выраженная в граммах.

Эквивалентный объем ($V_{\mathcal{E}}$) – объем, занимаемый при нормальных условиях одним эквивалентом газообразного вещества.

$$V_3(O_2) = 22,4/z = 5,6 \text{ л/ (моль экв)}$$

Эквивалентная масса сложного вещества равна сумме молярных масс эквивалентов, образующих его составных частей, например:

$$\mathcal{E}(Fe_2O_3) = \mathcal{E}(Fe) + \mathcal{E}(O) = 56/3 + 16/2 = 18,67 + 8 = 26,67 \text{ г / (моль·экв)}.$$

Пример 2.1 В баллоне вместимостью $0,2 \text{ м}^3$ при давлении $3 \cdot 10^5 \text{ Па}$ и температуре 20°C находится газовая смесь, средняя молярная масса которой $M = 48 \text{ г/моль}$. Определить массу газовой смеси.

Решение. Зная, что число молей равно отношению массы вещества к его молярной массе, запишем уравнение Клапейрона – Менделеева в виде $pV = (m/M)RT$. Выразим массу газа m : $m = pVM/RT$. Подставив известные значения параметров, определим массу газа:

$$m = \frac{3 \cdot 10^5 \cdot 0,2 \cdot 48}{8,317 \cdot 293} = 1182 \text{ г.}$$

Пример 2.2. При прокаливании 10 г некоторого вещества было получено $6,436 \text{ г CuO}$ и $3,564 \text{ г CO}_2$. Вывести формулу соединения.

Решение. 1. Найдем количество вещества оксида меди (II):

$$n_{(Cu)} = \frac{m_{(Cu)}}{M_{(Cu)}} = \frac{6,436}{79,5} = 0,081 \text{ моль.}$$

В 1 моль CuO содержится по 1 моль Cu и O , следовательно $n_{(Cu)} = n_{(O, CuO)} = 0,081 \text{ моль}$.

2. Найдем количество вещества оксида углерода (IV):

$$n_{(CO_2)} = \frac{m_{(CO_2)}}{M_{(CO_2)}} = \frac{3,564}{44} = 0,081 \text{ моль.}$$

В 1 моль CO_2 содержится 1 моль C и 2 моль O , следовательно $n_{(\text{C})} = 0,081$ моль,

$$n_{(\text{O}, \text{CO}_2)} = 2 \cdot 0,081 = 0,162 \text{ моль.}$$

3. Общее количество вещества кислорода:

$$n_{(\text{O})} = 0,081 + 0,162 = 0,243 \text{ моль.}$$

4. Сопоставим количества вещества элементов между собой:

$$n_{(\text{Cu})}:n_{(\text{C})}:n_{(\text{O})} = 0,081:0,081:0,243 = 1:1:(0,243/0,081) = 1:1:3.$$

Полученные целые числа представляют собой стехиометрические индексы формулы вещества, химическая формула которого: CuCO_3 .

Пример 2.3 Соединение серы с фтором содержит 62,8 % серы и 37,2 % фтора. Данное соединение при объеме 118 мл в газообразном состоянии (температура 7 °С, давление 96,34 кПа) имеет массу 0,51 г. Какова истинная формула соединения?

Решение. 1. Рассчитаем истинную молярную массу соединения по уравнению Клапейрона – Менделеева (26):

$$M = \frac{mRT}{PV} = \frac{0,51 \cdot 8,31 \cdot 280}{96340 \cdot 118 \cdot 10^{-6}} = 102 \text{ г/моль.}$$

2. Обозначим x и y количество атомов серы и фтора в молекуле соответственно (S_xF_y). Зная процентное содержание каждого элемента в соединении и его молярную массу, получим

$$x:y = \frac{62,8}{32} : \frac{37,2}{19} = 1,96 : 1,91 = 1:1$$

3. Таким образом, простейшая формула соединения – SF . Его молярная масса: $M = 32+19=51$ г/моль.

Соотношение молярных масс, истинной и простейшей:

$$\frac{M_{\text{истинная}}}{M_{(\text{SF})}} = \frac{102}{51} = 2, \text{ следовательно, в искомой формуле}$$

содержится в 2 раза больше атомов каждого вида и ее формула S_2F_2 .

Пример 2.4 Ароматический концентрат представляет собой смесь, состоящую из 156 кг бензола (C_6H_6), 92 кг толуола ($\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH}_3$) и 10,6 кг этилбензола ($\text{C}_6\text{H}_5\text{-C}_2\text{H}_5$).

Найти массовый и молярный состав смеси.

Решение.

1. Найдем n каждого компонента:

$$n_{C_6H_6} = \frac{m_{C_6H_6}}{M_{C_6H_6}} = \frac{156}{0,078} = 2000 \text{ моль};$$

$$n_{C_7H_8} = \frac{m_{C_7H_8}}{M_{C_7H_8}} = \frac{92}{0,092} = 1000 \text{ моль};$$

$$n_{C_8H_{10}} = \frac{m_{C_8H_{10}}}{M_{C_8H_{10}}} = \frac{10,6}{0,106} = 100 \text{ моль}.$$

По формуле (24 и 27) рассчитаем массовые и мольные доли каждого компонента:

$$\omega_{C_8H_{10}} = \frac{m_{C_8H_{10}}}{m_{C_8H_{10}} + m_{C_7H_8} + m_{C_6H_6}} = \frac{10,6}{156 + 92 + 10,6} = 0,041 \text{ о.е}$$

или 4,1 %;

$$\omega_{C_7H_8} = \frac{m_{C_7H_8}}{m_{C_8H_{10}} + m_{C_7H_8} + m_{C_6H_6}} = \frac{92}{156 + 92 + 10,6} = 0,356 \text{ о.е}$$

или 35,6 %;

$$\omega_{C_6H_6} = \frac{m_{C_6H_6}}{m_{C_8H_{10}} + m_{C_7H_8} + m_{C_6H_6}} = \frac{156}{156 + 92 + 10,6} = 0,603 \text{ о.е}$$

или 60,3 %;

$$x_{C_8H_{10}} = \frac{n_{C_8H_{10}}}{n_{C_8H_{10}} + n_{C_7H_8} + n_{C_6H_6}} = \frac{100}{2000 + 1000 + 100} = 0,032 \text{ о.е}$$

или 3,2 %;

$$x_{C_7H_8} = \frac{n_{C_7H_8}}{n_{C_8H_{10}} + n_{C_7H_8} + n_{C_6H_6}} = \frac{1000}{2000 + 1000 + 100} = 0,323 \text{ о.е}$$

или 32,3 %;

$$x_{C_6H_6} = \frac{n_{C_6H_6}}{n_{C_8H_{10}} + n_{C_7H_8} + n_{C_6H_6}} = \frac{2000}{2000 + 1000 + 100} = 0,645 \text{ о.е}$$

или 64,5 %.

ЗАДАНИЯ

2.1. Определить вместимость баллона, в который можно закачать 6 м^3 газа, измеренного при нормальных условиях. Максимальное давление в баллоне 15 МПа .

2.2. Во сколько раз возрастет давление в герметичном газовом резервуаре, если температура окружающего воздуха повысится с 10 до $24 \text{ }^\circ\text{C}$?

2.3. Газ в количестве 1 кг находится в сосуде вместимостью 3 м^3 при 298 К и 462 кПа . Найти молярную массу газа.

2.4. Определить объем газа при нормальных условиях, если при температуре $120 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 790 кПа его объем равен $16,3 \text{ м}^3$.

2.5. Средняя молярная масса водородсодержащего газа, применяемого в процессе каталитического риформинга, равна $3,5 \text{ г/моль}$. Рассчитать плотность этого газа при $450 \text{ }^\circ\text{C}$ и 3 МПа .

2.6. Газовая смесь состоит из метана и водорода, парциальные давления которых равны $p_{\text{CH}_4} = 78 \text{ кПа}$, $p_{\text{H}_2} = 479 \text{ кПа}$.

Определить содержание (в молярных долях) компонентов смеси.

2.7. Смешали 3 моля пропана (C_3H_8) и 7 молей пропилена (C_3H_4). Какова плотность полученной смеси?

2.8. Относительная плотность газовой смеси по воздуху равна $1,3$. При какой температуре абсолютная плотность станет равной 7 кг/м^3 , если давление в системе составляет 640 кПа ?

2.9. Природный газ Уренгойского происхождения имеет следующий состав (в объемных процентах): $\text{CH}_4 - 57,48$; $\text{C}_2\text{H}_6 - 30,92$; $\text{C}_3\text{H}_8 - 0,93$; $\text{C}_4\text{H}_{10} - 0,56$; $\text{C}_5\text{H}_{12} - 3,08$; $\text{N}_2 - 1,98$; $\text{CO}_2 - 1,55$; $\text{H}_2\text{S} - 22,5$.

2.10. Для приготовления пробы товарного бензина смешали в соотношении $1:1$ по массам прямогонную бензиновую фракцию ($M = 113 \text{ кг/кмоль}$, $\rho = 732 \text{ кг/м}^3$) и бензин каталитического риформинга ($M = 106 \text{ кг/кмоль}$, $\rho = 791 \text{ кг/м}^3$).

Определить молярный и объемный состав полученной смеси.

2.11. Дана смесь двух нефтяных фракций. Объем первой фракции $V_1 = 36 \text{ м}^3$, ее плотность $\rho_1 = 802 \text{ кг/м}^3$, соответственно для второй фракции $V_2 = 76,5 \text{ м}^3$, $\rho_2 = 863 \text{ кг/м}^3$.

Найти массовую долю каждой фракции.

2.12. Массовое содержание изооктана в эталонной смеси – 70 %, н-гептана – 30 %. Определить молярные доли компонентов.

2.13. Углеводородный газ, служащий бытовым топливом, имеет следующее массовое содержание углеводородов: этан – 2 %, пропан – 76 %, бутаны – 21 %, пентаны – 1 %.

Рассчитать молярное содержание компонентов в газовой смеси.

2.14. Природный газ Северного месторождения состоит из следующих компонентов (в объемных процентах): CH_4 – 96,8; C_2H_6 – 0,9; C_3H_8 – 0,4; C_4H_{10} – 0,3; N_2 – 1,0; O_2 – 0,6.

Найти массовый состав смеси.

2.15. При каталитическом крекинге масляной фракции получены продукты:

Продукты	Массовое содержание, %	Молярная масса, кг/кмоль
Газ	11,2	32
Бензин	32,7	105
Легкий газойль	36,9	218
Тяжелый газойль	19,2	370

Определить молярные доли компонентов.

2.16. При сгорании 10,5 л органического вещества получили 16,8 л оксида углерода (IV), приведенного к нормальным условиям, и 13,5 г воды. Плотность этого вещества $1,875 \text{ г/см}^3$. Вывести формулу данного вещества.

2.17. Определить химическую формулу вещества, в состав которого входят пять массовых частей кальция и три массовых части углерода.

2.18. Вещество состоит из 32,8 % Na, 12,9 % Al, 54,3 % F. Записать формулу вещества.

2.19. Найти простейшую формулу вещества, состоящего из углерода, водорода, серы, ртути и хлора, на основании следующих данных: а) при окислении 3,61 г вещества получено 1,72 г оксида углерода (IV) и 0,90 г воды; б) из 0,722 г вещества получено 0,467 г сульфата бария; в) из 1,0851 г вещества получено 0,859 г хлорида серебра.

2.20. Вычислить объемные доли (в процентах) неона и аргона в смеси, если их парциальное давление соответственно 203,4 и 24,6 кПа.

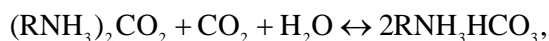
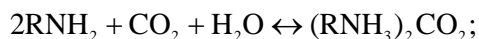
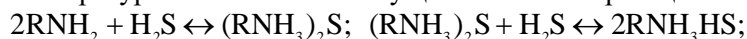
2.21. Вычислить объемные доли (в процентах) оксидов углерода (II) и (IV), парциальное давление которых соответственно 0,24 и 0,17 кПа.

2.22. Общее давление смеси аргона и водорода составляет 108,6 кПа. Какова объемная доля аргона, если парциальное давление водорода 105,2 кПа?

2.23. В сосуде емкостью 6 л находится азот под давлением $3 \cdot 10^6$ Па. После добавления кислорода давление смеси увеличилось до $3,4 \cdot 10^6$ Па. Какова объемная доля кислорода в смеси?

2.24. В газгольдере над водой при температуре 25 °С находится 5,2 л кислорода под давлением 102,4 кПа. Каков объем сухого кислорода, если давление насыщенного водяного пара при той же температуре 3,164 кПа?

2.25 Рассчитать сколько нужно моноэтаноламина МЭА (в кг) с массовой долей 15 % для очистки природного газа от примесей сероводорода и углекислого газа объемом 1 м³ месторождения X (таблица 1), с необходимой степенью очистки у. При этом стадию очистки кислых газов проводят при давлении 1,5 МПа и температуре 30 °С. Очистка осуществляется по реакциям:



где R – группа OH-CH₂-CH₂-.

Задачи повышенной сложности

2.26. Определить объем воздуха, требуемого для сжигания очищенного природного газа, а также состав и объем продуктов сгорания. Примерный состав природного газа месторождений бывшего СССР, объемные проценты (см. табл. 1).

Таблица 1

№	X	CH ₄	C ₂ H ₆	C ₃ H ₈	C ₄ H ₁₀	C ₅ H ₁₂	CO ₂	H ₂ S	N ₂	Y, %
1	Уренгойское	96,0	0,09	0,01	0,00	0,01	0,49	-	3,4	99
2	Медвежье	99,2	0,08	0,01	0,07	0,02	0,06	-	0,6	98
3	Ямбургское	95,2	0,04	0,01	0,00	0,01	0,30	-	4,0	97
4	Ставрополь-ое	98,8	0,30	0,20	0,10	-	0,20	-	0,4	96
5	Газлинское	92,7	3,20	0,90	0,47	0,13	0,10	-	2,5	95
6	Астроханское	54,1	5,54	1,68	0,93	1,57	21,5	12,6	1,9	94
7	Оренбургское	81,7	4,50	1,80	1,00	3,55	2,35	4,00	1,1	93
8	Карачаган-ое	75,3	5,45	2,62	1,37	5,98	4,79	3,69	0,7	92
9	Вухтыльское	75,0	9,00	3,90	1,80	5,20	0,10	-	5,0	91
10	Шатлыкское	95,7	1,70	0,23	0,04	0,02	1,24	-	1,4	90
11	Ромашинское	39,0	20,0	18,5	6,20	4,70	0,10	-	11	91
12	Туймазинское	41,0	21,0	17,4	6,80	4,60	0,10	2,00	7,1	92
13	Ишимбайское	42,4	12,0	20,5	7,20	3,10	1,00	2,80	11	93
14	Шкаповское	47,0	14,1	27,2	9,50	5,20	-	-	-	94
15	Жирновское	82,0	6,00	3,00	3,50	1,00	5,00	-	1,5	95
16	Мухановское	30,1	20,2	23,6	10,6	4,80	1,50	2,40	6,8	96
17	Небит-Дагское	85,7	4,00	3,50	2,00	1,40	2,09	0,01	1,3	97

2.27. В результате реакции 4,45 г металла с водородом образовалось 5,1 г гидроксида. Определить эквивалентную массу металла.

2.28. При взаимодействии 0,385 г металла с хлором образовалось 1,12 г хлорида этого металла. Вычислить эквивалентную массу данного металла.

2.29. Для реакции 0,44 г металла с бромом потребовалось 3,91 г брома. Определить эквивалентную массу металла.

2.30. Определить эквивалентную массу двухвалентного металла и назвать его, если для полного сгорания 3,2 г металла потребовалось 0,26 л кислорода, измеренных при нормальных условиях.

2.31. При пропускании сероводорода через раствор, содержащий 7,32 г хлорида двухвалентного металла, было получено 6,133 г его сульфида. Определить эквивалентную массу металла.

2.32. При разложении 4,932 г оксида металла получено 0,25 л кислорода, приведенного к нормальным условиям. Определить эквивалентную массу металла.

2.33 Вычислить молярную и эквивалентную массу двухвалентного металла, если 2,2 г его вытесняют из кислоты 0,81 л водорода при 22 °С и 102,9 кПа. Назвать металл.

2.34. Вычислить эквивалентную массу кислоты, если на нейтрализацию 0,234 г ее потребовалось 28,9 мл раствора гидроксида натрия концентрацией 0,1 моль/л.

2.35 . На нейтрализацию 2 г основания потребовалось 3,04 г соляной кислоты. Вычислить эквивалентную массу основания.

2.36. Неизвестный металл массой 11,20 г образует хлорид массой 24,75 г. Вычислите массу данного металла, необходимую для получения водорода объемом 25,00 л при температуре 22 °С и давлении 98,8 кПа.

2.37. Металл массой 4,8 г вытеснил из раствора серной кислоты водород объемом 4,104 л, собранного над водой при температуре 27 °С и давлении 104,3 кПа. Вычислите массу образовавшейся при этом соли, если давление насыщенного водяного пара при указанной температуре равно 2,3 кПа.

2.38 На восстановление оксида некоторого металла массой 3,6 г затрачен водород, объем которого при температуре 25 °С и давлении 98,55 кПа равен 1982 мл. Вычислите эквивалентную массу металла и определите, что это за металл.

2.39 Оксид неизвестного металла массой 0,80 г превратили в сульфат этого же металла массой 2,68 г. Рассчитайте массу хлорида металла, который можно получить из исходного оксида массой 10 г.

2.40 Для осаждения всего хлора, содержащегося в хлориде металла массой 0,666 г, израсходован нитрат серебра массой 1,088 г. Вычислите эквивалентную массу металла и определите данный металл.

2.41. Рассчитайте массу алюминия, необходимую для полного вытеснения ртути из раствора, в котором количество вещества эквивалента нитрата ртути (I) равно 0,25 моль эквивалентов.

2.42. Двухвалентный металл образует гидрид, массовая доля водорода в котором составляет 4,76 %. Определите эквивалентную и атомную массы металла, найдите его в периодической системе, напишите формулу его гидроксида. Свинец образует два оксида,

массовые доли кислорода в которых составляют 7,17 и 13,38 %. Определите эквивалентные массы и валентность свинца в оксидах и напишите формулы оксидов.

2.43. Хлор образует четыре соединения с фтором, массовая доля которого в первом соединении равна 34,89 %, во втором – 61,65 %, в третьем – 72,82 % и в четвертом – 78,96 %. Определите эквивалентные массы и валентность хлора в соединениях и напишите их формулы.

2.44. Одна и та же масса металла соединяется с 1,591 г галогена и с 70,2 мл кислорода, измеренного при нормальных условиях. Определите эквивалентную и атомную массы галогена. Как называется этот галоген?

№3. КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

1. Способы выражения концентрации

Раствором называется гомогенная (однородная) система, состоящая из двух или более компонентов, состав которой может непрерывно изменяться в определенных пределах. По агрегатному состоянию растворы могут быть газообразными, жидкими и твердыми.

В растворах выделяют растворитель и растворенное вещество. *Растворителем* называют компонент, который образует непрерывную среду. Остальные компоненты, которые распределены в среде растворителя в виде дискретных частиц, называются *растворенными веществами*. Состав раствора (концентрация) чаще всего выражается следующими способами.

Массовая доля или процентное содержание ω – соотношение масс растворенного $m_{\text{в}}$ вещества и раствора $m_{\text{р-р}}$, выраженное в долях или процентах.

$$\omega = \frac{m_{\text{в}}}{m_{\text{р-р}}} \cdot 100, \% . \quad (33)$$

Концентрация, выраженная в граммах на литр, $C_{\text{г/л}}$ – показывает, какая масса растворенного вещества $m_{\text{в}}$, выраженная в граммах, содержится в единице объема раствора $V_{\text{р-р}}$:

$$C_{\text{г/л}} = \frac{m_{\text{в}}}{V_{\text{р-р}}}, \text{ г/л}. \quad (34)$$

Молярная концентрация или молярность, $C_{\text{М}}$ – число молей растворенного вещества $n_{\text{в}}$ в одном дм^3 (л) раствора:

$$C_{\text{М}} = \frac{n_{\text{в}}}{V_{\text{р-р}}} = \frac{m_{\text{в}}}{M_{\text{в}} \cdot V_{\text{р-р}}}, \text{ моль/л}. \quad (35)$$

Моляльная концентрация или моляльность, $C_{\text{м}}$ – число молей растворенного вещества, приходящееся на один килограмм растворителя:

$$C_{\text{м}} = \frac{n_{\text{в}}}{m_{\text{р-ль}}} = \frac{m_{\text{в}}}{M_{\text{в}} \cdot m_{\text{р-ль}}}, \text{ моль/кг}. \quad (36)$$

Мольная доля или *мольные проценты*, x_i – число молей компонента (растворителя или растворенного вещества) содержащееся в одном моле раствора:

$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i} \cdot 100\% . \quad (37)$$

5. *Нормальная концентрация* или *нормальность*, C_N – количество эквивалентов, $n_{эв}$ растворенного вещества, содержащееся в одном литре раствора:

$$C_N = \frac{n_{эв}}{V_{р-р}} = \frac{m_{в}}{\Xi_{в} \cdot V_{р-р}} \quad z = zC_M, \text{ экв/л}, \quad (38)$$

где z – количество обменных эквивалентов растворенного вещества, содержащееся в одном его моле.

Для кислот z соответствует основности кислоты, т. е. числу атомов водорода в составе кислоты, обмениваемых в данной реакции на металл или нейтрализуемых основанием.

Для оснований z соответствует кислотности основания, т. е. числу гидроксильных групп в составе основания, обмениваемых на кислотный остаток или нейтрализуемых кислотой.

Для солей z рассчитывают как произведение числа атомов и степени окисления металла в составе соли.

Для окислителей и восстановителей в окислительно-восстановительных реакциях z – изменение их степени окисления в ходе реакции.

Пересчет концентраций из одних видов в другие

1. Записывать формулы исходной и искомой концентрации.
2. Определить, что необходимо найти.
3. Чтобы не решать задачу в общем виде рекомендуется делать численное допущение неизвестных величин (чаще всего это то, что находится в знаменателе формулы для исходной концентрации – объем/масса раствора или количество вещества/масса растворителя).
4. Найти неизвестные параметры и пересчитать искомую концентрацию.

Пример 3.1 Раствор серной кислоты в воде с концентрацией 5 % (мас.) имеет плотность $d = 1,03 \text{ г/см}^3$. Выразить мольную долю серной кислоты в растворе.

Решение

1. Записываем формулы исходной и искомой концентрации

$$\omega = \frac{m_{\text{в}}}{m_{\text{р-р}}} \cdot 100\% \quad - \quad \text{исходная концентрация или для}$$

двухкомпонентной системы:

$$\omega = \frac{m_{\text{с}}}{m_{\text{с}} + m_{\text{р-ля}}}; \quad (39)$$

$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i} \cdot 100\% \quad - \quad \text{искомая концентрация или для}$$

двухкомпонентной системы:

$$x_{\text{с}} = \frac{n_{\text{с}}}{n_{\text{с}} + n_{\text{р-ля}}}, \quad (40)$$

где $n_{\text{с}}$ – количество молей растворенной серной кислоты; $n_{\text{р-ля}}$ – количество молей растворителя т.е. воды.

2. Определяем, что необходимо найти

Найти n_i количество молей растворенной серной кислоты и воды.

3. Выполняем численное допущение

Пусть $m_{\text{р-ля}}(\text{воды}) = 100 \text{ г}$, тогда $0,05 = \frac{m_{\text{с}}}{m_{\text{с}} + 100}$, отсюда

$$m_{\text{с}} = 5,26 \text{ г.}$$

4. Находим неизвестные параметры и пересчитываем искомую концентрацию

$$n_{\text{с}} = \frac{m_{\text{с}}}{M_{\text{с}}} = \frac{5,26}{98} = 0,054 \text{ моль,}$$

$$n_{p-ля} = \frac{m_{p-ля}}{M_{p-ля}} = \frac{100}{18} = 5,556 \text{ моль,}$$

$$x_g = \frac{n_g}{n_g + n_{p-ля}} = \frac{0,054}{0,054 + 5,556} = 0,00963 \text{ или } 0,963\%.$$

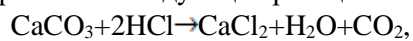
ЗАДАНИЯ

1. Выразить концентрацию заданного раствора всеми возможными способами (табл. 2).

Таблица 2

Номер задачи	Вещество	Концентрация	Плотность
1	Cr ₂ (SO ₄) ₃	0,15 экв/л	1,009
2	NaOH	0,55 % (масс)	1,007
3	Fe(NO ₃) ₃	5,47 г/л	1,01
4	BaCl ₂	0,041 моль/кг	1,007
5	ZnSO ₃	0,9 %(масс.)	1,009
6	Ga(NO ₃) ₃	1,05 % (масс.)	1,01
7	CsOH	1,69 моль/л	1,28
8	GaCl ₃	0,45 экв/л	1,009
9	FeCl ₃	0,55 % (мол)	1,007
10	KCl	10,17 г/л	1,01
11	Ba(OH) ₂	0,041 моль/кг	1,007
12	ZnCl ₂	0,5 %(мол.)	1,009
13	NaOH	1,2 % (мол.)	1,01
14	HCl	1,69 моль/л	1,28
15	Al ₂ (SO ₄) ₃	0,45 экв/л	1,037
16	AlCl ₃	0,55 % (мол)	1,064
17	Al(NO ₃) ₃	10,17 г/л	1,02
18	AlCl ₃	0,041 моль/кг	1,003
19	Al ₂ (SO ₄) ₃	0,5 %(мол.)	1,011
20	Al(NO ₃) ₃	1,2 % (мол.)	1,022
21	BaCl ₂	1,69 моль/л	1,028
22	BaSO ₄	0,15 экв/л	1,009
23	LiF	0,55 % (масс)	1,007
24	BaI ₂	5,47 г/л	1,091
25	HgI ₂	0,041 моль/кг	1,007
26	GaCl ₃	0,9 %(масс.)	1,009
27	CsOH	1,05 % (масс.)	1,001

2. При добыче нефти используются химические обработки. Одним из методов воздействия на скважину является кислотный способ, в котором применяется 8-15% соляная кислота. Она растворяет карбонатные породы (известняки, доломиты и др.). При этом протекают следующие реакции:



Воспользовавшись табл. 3, рассчитайте процентный состав системы, образующейся в результате протекания этих реакций. Для простоты расчётов примите условия нормальными и неизменными в течении данного процесса.

Таблица 3

№ задачи	Содержание в породе доломита, %	Содержание в породе известняка, %	Концентрация HCl, %	Масса раствора HCl, г	Выход*, %
1	0	100	8	150	81
2	4	96	8,5	161	82
3	8	92	9	163	83
4	12	88	9,5	165	84
5	16	84	10	140	85
6	20	80	10,5	149	86
7	24	76	11	154	87
8	28	72	11,5	163	88
9	32	68	12	151	89
10	36	64	12,5	149	90
11	40	60	13	144	89
12	44	56	13,5	147м	88
13	48	52	14	142	87
14	52	48	14,5	139	86
15	56	44	15	141	85
16	60	40	13	157	84
17	64	36	12	161	83
18	68	32	11	164	82

Продолжение табл. 3

№ задачи	Содержание в породе доломита, %	Содержание в породе известняка, %	Концентрация HCl, %	Масса раствора HCl, г	Выход*, %
19	72	28	10	160	81
20	76	24	9	159	80
21	80	20	8	148	90
22	84	16	9,4	138	91
23	88	12	9,6	165	92
24	92	8	9,8	155	93
25	96	4	10	169	94
26	100	0	10,2	146	95

Кроме соляной кислоты при проведении буровых работ используют также серную, плавиковую, уксусную и угольную. Заполните таблицу 4 недостающими данными.

Таблица 4

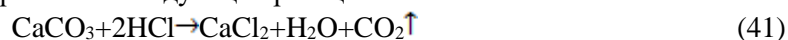
№ задачи	Кислота	d, г/мл	СМ, моль/л	См, моль/кг	С, г/л	Массовая доля, %	Мольная доля
27	Соляная	1,0179	-	-	40	-	-
28	Серная	1,0116	-	-	-	2	-
29	Уксусная	0,9996	-	0,1665	-	-	-
30	Плавиковая	1,07	-	-	-	20	-
31	Соляная	1,0377	-	-	-	-	0,031
32	Серная	1,1398	-	-	200	-	-
33	Уксусная	1,0195	-	-	150	-	-
34	Плавиковая	1,043	-	-	125	-	-
35	Соляная	1,0676	-	-	-	14	-
36	Серная	1,0947	-	1,6	-	-	-
37	Уксусная	1,0209	2,719	-	-	-	-
38	Плавиковая	1,012	-	-	-	-	0,041
39	Соляная	1,0777	-	5	-	-	-

Продолжение табл. 4

№ задачи	Кислота	d, г/мл	СМ, моль/л	См, моль/кг	С, г/л	Массовая доля, %	Мольная доля
40	Серная	1,0661	-	-	-	-	0,023
41	Уксусная	1,0168	-	-	-	-	0,054
42	Плавиковая	1,036	5,1	-	-	-	-
43	Соляная	1,098	-	-	-	-	0,103
44	Серная	1,2031	2,9	-	-	-	-
45	Уксусная	1,0301	-	-	-	23	-
46	Плавиковая	1,021	-	3,1	-	-	-
47	Соляная	1,1185	6,6	-	-	-	-
48	Серная	1,2191	-	-	-	-	0,0731
49	Уксусная	1,0349	-	-	-	-	0,0051
50	Плавиковая	1,005	-	1	-	-	-
51	Соляная	1,0081	-	-	-	-	0,023
52	Серная	1,2518	-	-	-	34	-

Пример 3.2

При добыче нефти используются химические обработки. Одним из методов воздействия на скважину является кислотный способ, в котором применяется 8-15% соляная кислота. Она растворяет карбонатные породы (известняки, доломиты и др.). При этом протекают следующие реакции:



Рассчитать процентный состав системы, которая образуется в результате воздействия соляной кислоты концентрацией 13 %, если в пласт закачали 169 т раствора кислоты. Пласт состоит на 13 % из доломита и 87 % известняка. Выход* принять равным 87 %.

Решение:

1. Определим массу соляной кислоты, которая была закачана в пласт:

$$m_{HCl} = m_{p-pa} \cdot \omega_{HCl} / 100 = 169 \cdot 13 / 100 = 21,97 \text{ т} = 2,2 \cdot 10^7 \text{ г}$$

2. Определим массу воды в растворе кислоты:

$$m_{H_2O} = m_{p-pa} - m_{HCl} = 16,9 \cdot 10^7 - 2,2 \cdot 10^7 = 14,7 \cdot 10^7 \text{ г}$$

3. Определим количество соляной кислоты

$$n_{HCl} = m_{HCl} / M_{HCl} = 2,2 \cdot 10^7 / 36,5 = 6,03 \cdot 10^5 \text{ моль}$$

4. Определим состав системы после протекания реакции:

Пусть x масса пласта, которая подверглась воздействию

тогда $0,13x$ масса доломита, а $0,87x$ масса известняка

Из этого следует, что $0,13x / M_{CaMg(CO_3)_2}$ моль доломита

прореагировало, и $0,87x / M_{CaCO_3}$ моль известняка прореагировало в результате воздействия соляной кислоты.

Из уравнения реакции (42) следует, что на каждый моль доломита тратится 4 моль соляной кислоты, а из уравнения (41), что на каждый моль известняка тратится 2 моль кислоты.

Таким образом, получаем, что на реакции (41) и (42) потратилось $(4 \cdot 0,13x / M_{CaMg(CO_3)_2} + 2 \cdot 0,87x / M_{CaCO_3})$ моль соляной кислоты. Подставив соответствующие значения, решим уравнение и найдём x : $4 \cdot 0,13x / M_{CaMg(CO_3)_2} + 2 \cdot 0,87x / M_{CaCO_3} = 6,03 \cdot 10^5$

Масса растворённого пласта: $x = 2,98 \cdot 10^7 \text{ г}$.

Найдём массу растворённого доломита и его количество:

$$m_{CaMg(CO_3)_2} = 0,13 \cdot x = 0,13 \cdot 2,98 \cdot 10^7 = 3,87 \cdot 10^6 \text{ г}$$

$$n_{CaMg(CO_3)_2} = m_{CaMg(CO_3)_2} / M_{CaMg(CO_3)_2} = 2,1 \cdot 10^4 \text{ моль}$$

Найдём массу растворённого известняка и его количество:

$$m_{CaCO_3} = 0,87 \cdot x = 0,87 \cdot 2,98 \cdot 10^7 = 25,9 \cdot 10^6 \text{ г}$$

$$n_{CaCO_3} = m_{CaCO_3} / M_{CaCO_3} = 25,9 \cdot 10^4 \text{ моль}$$

Найдём массу всех продуктов реакции 41:

$$m_{CaCl_2} = n_{CaCO_3} \cdot M_{CaCl_2} = 28,75 \cdot 10^6 \text{ г}$$

$$m_{H_2O} = n_{CaCO_3} \cdot M_{H_2O} = 4,66 \cdot 10^6 \text{ г}$$

$$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CaCO}_3} \cdot M_{\text{CO}_2} = 11,4 \cdot 10^6 \text{ г}$$

Найдём массу всех продуктов реакции 42:

$$m_{\text{CaCl}_2} = n_{\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2} \cdot M_{\text{CaCl}_2} = 2,33 \cdot 10^6 \text{ г}$$

$$m_{\text{MgCl}_2} = n_{\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2} \cdot M_{\text{MgCl}_2} = 1,99 \cdot 10^6 \text{ г}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2} \cdot 2 \cdot M_{\text{H}_2\text{O}} = 0,76 \cdot 10^6 \text{ г}$$

$$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2} \cdot 2 \cdot M_{\text{CO}_2} = 1,85 \cdot 10^6 \text{ г}$$

Сведём результаты расчёта в табл. 5:

Таблица 5

Процентный состав системы, образовавшейся в результате воздействия на пласт

Вещество	Масса вещества, г	Масса веществ, образовавшихся в результате реакции 1, г	Масса веществ, образовавшихся в результате реакции 2, г	Итоговая масса веществ, г	Процентный состав системы, %
Исходные вещества					
H ₂ O	14,7 · 10 ⁷			14,7 · 10 ⁷	
HCl	2,2 · 10 ⁷			2,2 · 10 ⁷	
CaMgCO ₃) ₂	3,87 · 10 ⁶			3,87 · 10 ⁶	
CaCO ₃	25,93 · 10 ⁶			25,93 · 10 ⁶	
Прореагировало					
HCl	2,2 · 10 ⁷			2,2 · 10 ⁷	
CaMgCO ₃) ₂	3,87 · 10 ⁶			3,87 · 10 ⁶	
CaCO ₃	25,93 · 10 ⁶			25,93 · 10 ⁶	
Покинуло систему					
CO ₂		11,4 · 10 ⁶	1,85 · 10 ⁶	13,25 · 10 ⁶	
Конечное состояние системы					
H ₂ O	14,7 · 10 ⁷	4,66 · 10 ⁶	0,76 · 10 ⁶	15,2 · 10 ⁷	82,15
CaCl ₂		28,75 · 10 ⁶	2,33 · 10 ⁶	31,08 · 10 ⁶	16,775
MgCl ₂			1,99 · 10 ⁶	1,99 · 10 ⁶	1
Итого				18,55 · 10 ⁷	100,0

Так как по условию задачи выход составляет 87 %, то в реакцию вступит только 0,87 от всей массы пласта, кроме этого, останется непрореагировавшая соляная кислота.

Масса растворённого пласта: $0,87 \cdot 2,98 \cdot 10^7 = 2,59 \cdot 10^7$ г.

Масса прореагировавшей соляной кислоты:

$$0,87 \cdot 2,2 \cdot 10^7 = 1,91 \cdot 10^7 \text{ моль}$$

Масса непрореагировавшей соляной кислоты:

$$(1 - 0,87) \cdot 2,2 \cdot 10^7 = 0,29 \cdot 10^7 \text{ моль.}$$

Найдём массу растворённого доломита и его количество:

$$m_{\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2} = 0,13 \cdot x = 0,13 \cdot 2,59 \cdot 10^7 = 3,37 \cdot 10^6 \text{ г}$$

$$n_{\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2} = m_{\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2} / M_{\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2} = 1,83 \cdot 10^4 \text{ моль}$$

Найдём массу растворённого известняка и его количество:

$$m_{\text{CaCO}_3} = 0,87 \cdot x = 0,87 \cdot 2,59 \cdot 10^7 = 22,53 \cdot 10^6 \text{ г}$$

$$n_{\text{CaCO}_3} = m_{\text{CaCO}_3} / M_{\text{CaCO}_3} = 22,53 \cdot 10^4 \text{ моль}$$

Найдём массу всех продуктов реакции 41:

$$m_{\text{CaCl}_2} = n_{\text{CaCO}_3} \cdot M_{\text{CaCl}_2} = 25,01 \cdot 10^6 \text{ г}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{CaCO}_3} \cdot M_{\text{H}_2\text{O}} = 4,06 \cdot 10^6 \text{ г}$$

$$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CaCO}_3} \cdot M_{\text{CO}_2} = 9,91 \cdot 10^6 \text{ г}$$

Найдём массу всех продуктов реакции 42:

$$m_{\text{CaCl}_2} = n_{\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2} \cdot M_{\text{CaCl}_2} = 2,03 \cdot 10^6 \text{ г}$$

$$m_{\text{MgCl}_2} = n_{\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2} \cdot M_{\text{MgCl}_2} = 1,74 \cdot 10^6 \text{ г}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2} \cdot 2 \cdot M_{\text{H}_2\text{O}} = 0,66 \cdot 10^6 \text{ г}$$

$$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2} \cdot 2 \cdot M_{\text{CO}_2} = 1,61 \cdot 10^6 \text{ г}$$

Сведём результаты расчёта в табл. б:

Таблица 6

Процентный состав системы, образовавшейся в результате воздействия на пласт

Вещество	Масса вещества, г	Масса веществ, образовавшихся в результате реакции 1, г	Масса веществ, образовавшихся в результате реакции 2, г	Итоговая масса веществ, г	Процентный состав системы, %
Исходные вещества					
H_2O	$14,7 \cdot 10^7$			$14,7 \cdot 10^7$	
HCl	$2,2 \cdot 10^7$			$2,2 \cdot 10^7$	
$CaMg(CO_3)_2$	$3,87 \cdot 10^6$			$3,87 \cdot 10^6$	
$CaCO_3$	$25,93 \cdot 10^6$			$25,93 \cdot 10^6$	
Прореагировало					
HCl	$1,91 \cdot 10^7$			$1,91 \cdot 10^7$	
$CaMg(CO_3)_2$	$3,37 \cdot 10^6$			$3,37 \cdot 10^6$	
$CaCO_3$	$22,53 \cdot 10^6$			$22,53 \cdot 10^6$	
Покинуло систему					
CO_2		$9,91 \cdot 10^6$	$1,61 \cdot 10^6$	$11,52 \cdot 10^6$	
Конечное состояние системы					
H_2O	$14,7 \cdot 10^7$	$4,06 \cdot 10^6$	$0,66 \cdot 10^6$	$15,17 \cdot 10^7$	82,8
$CaCl_2$		$25,06 \cdot 10^6$	$2,03 \cdot 10^6$	$27,04 \cdot 10^6$	14,8
$MgCl_2$			$1,54 \cdot 10^6$	$1,54 \cdot 10^6$	0,8
HCl	$0,29 \cdot 10^7$			$0,29 \cdot 10^7$	1,6
Итого				$18,32 \cdot 10^7$	100,0

№4. pH РАСТВОРОВ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ

Для характеристики кислотно-основных свойств растворов используют водородный показатель pH, равный отрицательному значению десятичного логарифма концентрации ионов водорода. Аналогично рассчитывают гидроксильный показатель pOH, равный отрицательному значению десятичного логарифма концентрации ионов гидроксила:

$$pH = -\lg[H^+]; \quad pOH = -\lg[OH^-]. \quad (43)$$

Концентрации ионов водорода и гидроксила связаны между собой равновесием диссоциации воды:



Константу равновесия называют ионным произведением воды.

При 298 К константа равновесия

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}.$$

Прологарифмировав это уравнение, получим

$$pH + pOH = 14.$$

В чистой воде (нейтральная среда) $pH = pOH = 7$. В кислой среде $pH < 7$, в щелочной среде $pH > 7$.

1. Расчет pH в растворах слабых кислот и оснований

Диссоциация многих электролитов протекает не полностью. Отношение числа диссоциированных молей к общему числу молей электролита в растворе называют степенью диссоциации. Для его количественного описания используют константу равновесия, называемую константой диссоциации. Для одноосновной кислоты, диссоциирующей по уравнению, $HAn \rightleftharpoons H^+ + An^-$, где An^- – кислотный остаток, константа диссоциации

$$K_d = \frac{[H^+][An^-]}{[HAn]}. \quad (44)$$

Так как $[An^-] = [H^+]$ и $[HAn] = C$, то

$$K_d = [H^+]^2 / C \quad (45)$$
$$[H^+] = \sqrt{K_d C}.$$

где C – концентрация слабой кислоты, моль/л.

Для растворов слабых оснований

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_d C}, \quad (46)$$

где C – концентрация слабого основания, моль/л.

По значению константы диссоциации можно рассчитать степень диссоциации слабого электролита:

$$\alpha = \sqrt{K_d / C}. \quad (47)$$

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, например: $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{H}^+$ (1-я ступень);



При расчетах pH обычно учитывают только первую ступень диссоциации, пренебрегая второй и третьей ступенями. Таким образом, уравнения (4.16) и (4.18) справедливы и для многоосновных кислот при использовании первой константы диссоциации K_{d1} .

Константы диссоциации некоторых слабых кислот и оснований даны в прил.1.

Для сильных электролитов степень диссоциации близка к 1, а это значит, что в растворе они присутствуют преимущественно в ионной форме и концентрация молекул близка к нулю а, следовательно, концентрация ионов водорода равна нормальной концентрации электролита.

2. Расчет pH , при учете гидролиза

Соль образована одним слабым электролитом.

$$K_{h1} = K_w / K_{dn}, \quad (48)$$

где K_{h1} – константа гидролиза по первой ступени, K_w – ионное произведение воды, при 298 К $K_w = 10^{-14}$; K_{dn} – константа диссоциации продукта гидролиза (см приложение).

В растворах солей, гидролизующихся по аниону, среда щелочная и расчет ведут по формуле:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{h1} C}. \quad (49)$$

В растворах солей, гидролизующихся по катиону, среда кислая, согласно уравнению, и расчет ведут по формуле

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{h1} C}, \quad (50)$$

где C – концентрация гидролизующегося иона, моль/кг (моль/л в случае разбавленных растворов).

Соль образована двумя слабыми электролитами.

$$K_h = K_W / K_{\text{осн}} K_k \quad (51)$$

где $K_{\text{осн}}$ и K_k – константы диссоциации основания и кислоты, образующих соль. Формула (51) служит для расчета константы гидролиза по табличным значениям констант диссоциации.

Степень гидролиза

$$[H^+] = 10^{-7} \sqrt[4]{\frac{K_k}{K_{\text{осн}}}} \quad (52)$$

Константа и степень гидролиза у соли, образованной двумя слабыми электролитами, значительно выше, чем у солей, образованных одним слабым электролитом.

ЗАДАНИЯ

4.1 По значению pH определить концентрацию предложенного раствора электролита и выразить ее всеми возможными способами (табл. 7).

Таблица 7

Номер задачи	Электролит	pH	Плотность раствора, г/см ³
1	NH ₄ OH	11,5	0,989
2	CH ₃ COOH	3,23	1,0
3	HCOOH	1,9	1,01
4	H ₂ SO ₄	0,6	1,001
5	CaOH ₂	13,5	0,988
6	HCN	4,3	1,01
7	Fe(OH) ₃	9,1	1,01
8	Cd(OH) ₃	9,5	1,02
9	Ba(OH) ₂	12,0	1,001
10	HCl	0,9	1,0
11	HNO ₂	1,9	1,0
12	HCN	4,6	1,01
13	NaOH	5,5	1,002
14	NH ₄ OH	10,8	1,002
15	HNO ₃	1,4	1,04
16	HF	2,05	1,005

Продолжение табл. 7

Номер задачи	Электролит	pH	Плотность раствора, г/см ³
18	KOH	11,1	1,0
19	HCOOH	2,9	1,007
20	H ₂ S	3,9	1,0
21	NH ₄ OH	11,0	1,0
22	H ₃ PO ₄	1,6	1,005
23	HBr	1,7	1,03
24	HI	1,7	1,002
25	HClO ₄	0,5	1,003
26	Ni(OH) ₂	10,6	1,001

4.1 Вредное воздействие на работу установок промышленной подготовки и переработки нефти оказывают хлористые соли, содержащиеся в нефти. Хлориды, в особенности кальция и магния гидролизуются с образованием соляной кислоты, которая является одной из причин химической коррозии. Кроме того, соли ухудшают качество остаточных нефтепродуктов.

При обессоливании обезвоженную нефть смешивают с пресной водой, создавая искусственную эмульсию, но с низкой соленостью, которую затем разрушают. Вода очищается на установке и снова закачивается в пласт для поддержания пластового давления и вытеснения нефти.

Задание: написать уравнения гидролиза хлорида металла, рассчитать pH полученного водного раствора и необходимую степень обессоливания нефти (соответственно количество ступеней обессоливания), в зависимости от исходного содержания солей в нефти и требования к обессоленной нефти для дальнейшей переработки. При решении задачи следует принять отношение массы воды к нефти как 1 к 10, при этом степень извлечения за одну ступень составляет 80 %. Для упрощения расчетов плотность водного раствора принять за 1 г/мл (табл. 8).

Таблица 8

№	Наименование хлорида	Исходное содержание	Требуемое содержание	Масса исходной нефти, т	Плотность нефти г/мл
1	CaCl ₂	900 мг/л	0,0002% мол	150	0,82
2	MgCl ₂	0,001М	0,00009 моль/кг	161	0,84
3	ZnCl ₂	0,09 %	0,00003Н	163	0,86
4	AlCl ₃	0,002% мол	5 мг/л	165	0,90
5	CrCl ₃	0,0011 моль/кг	0,001М	140	0,83
6	FeCl ₃	0,003Н	0,0004 %	149	0,82
7	VCl ₅	400 мг/л	0,00008% мол	154	0,84
8	CuCl ₂	0,004М	0,0001 моль/кг	163	0,86
9	CaCl ₂	0,05 %	0,00006Н	151	0,90
10	MgCl ₂	0,004% мол	3 мг/л	149	0,83
11	ZnCl ₂	0,0021 моль/кг	0,00006М	144	0,82
12	AlCl ₃	0,002Н	0,00002 %	147	0,84
13	CrCl ₃	500 мг/л	0,000008% мол	142	0,86
14	FeCl ₃	0,008М	0,00012 моль/кг	139	0,90
15	VCl ₅	0,03 %	0,00007Н	141	0,83
16	CuCl ₂	0,005% мол	2 мг/л	157	0,82
17	CaCl ₂	0,0014 моль/кг	0,00006 М	161	0,82
18	MgCl ₂	0,007Н	0,0008 %	164	0,84
19	ZnCl ₂	800 мг/л	0,00009% моль	160	0,86
20	AlCl ₃	0,007М	0,00009 моль/кг	159	0,90
21	CrCl ₃	0,084 %	0,00008Н	148	0,83
22	FeCl ₃	0,009% мол	4 мг/л	138	0,82
23	VCl ₅	0,0033 моль/кг	0,00008М	165	0,84
24	CuCl ₂	0,008Н	0,0009%	155	0,86
25	CaCl ₂	600 мг/л	0,00007% моль	169	0,90
26	MgCl ₂	0,0056 М	0,00013 моль/кг	146	0,83
27	AlCl ₃	0,001Н	0,00002 %	147	0,84

28	CrCl_3	300 мг/л	0,000008% моль	142	0,86
29	FeCl_3	0,005M	0,00012 моль/кг	139	0,90

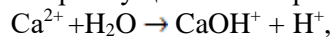
Пример решения задачи:

Наименование хлорида	Исходное содержание	Требуемое содержание	Масса исходной нефти, т	Плотность нефти г/мл
CaCl ₂	0,0015моль/кг	3 мг/л	150	0,83

1. Составляем уравнение гидролиза соли.

CaCl₂ образована сильной кислотой и слабым основанием, поэтому гидролизуется по катиону с образованием кислоты.

Гидролиз преимущественно проходит по первой ступени:



2. Выполняем пересчет концентрации хлорида:

Пусть масса растворителя 1 кг, тогда по формуле (36):

$$m_v = C_m \cdot M_g \cdot m_{p-ля} = 0,0015 \cdot 111 \cdot 1 = 0,167 \text{ г.}$$

При этом $m_{p-ра} = m_v + m_{p-ля} = 1000 + 0,167 = 1001,67 \text{ г.}$

Учитывая, что плотность раствора 1 г/мл,

$$V_{p-ра} = m_{p-ра} = 1,00167 \text{ л.}$$

Тогда $C_{г/л}$ по формуле (34) $C_{г/л} = 0,167 / 1,00167 = 0,167 \text{ г/л.}$

3. Рассчитываем необходимую степень обессоливания.

$$V_{нефти} = m_{нефти} / d_{нефти} = 150 / 0,83 = 180,7 \text{ м}^3 = 180700 \text{ л;}$$

$$m_{\text{хлорида в исх. нефти}} = C_{г/л} \cdot V_{нефти} = 0,167 \cdot 180700 = 30177 \text{ г;}$$

$$m_{\text{хлорида в треб. нефти}} = C_{г/л} \cdot V_{нефти} = 0,003 \cdot 180700 = 542 \text{ г;}$$

$$\text{Степень обессоливания} = 1 - m_{\text{хлорида в треб. нефти}} / m_{\text{хлорида в исх. нефти}}.$$

Степень обессоливания = $1 - 542 / 30177 = 1 - 0,018 = 0,982$ или 98,2%.

4. Рассчитываем необходимое количество ступеней очистки

Учитывая, что степень очистки за одну ступень составляет 80%.

Рассчитаем количество хлорида после однократного обессоливания (1 ступень):

$$m_{\text{хлорида в нефти после 1 ступени}} = m_{\text{хлорида в исх. нефти}} \cdot (1 - 0,8) = 6035 \text{ г.}$$

Рассчитаем количество хлорида после 2 ступени:

$$m_{\text{хлорида в нефти после 2 ступени}} = m_{\text{хлорида после 1 ступени}} \cdot (1 - 0,8) = 1207 \text{ г.}$$

Рассчитаем количество хлорида после 3 ступени.

$m_{\text{хлорида в нефти после 3 ступени}} = m_{\text{хлорида после 2 ступени}} \cdot (1-0,8) = 241$ г, что удовлетворяет необходимому содержанию хлорида.

5. Рассчитываем концентрацию образующегося водного раствора после 3-х ступеней очистки (учитывая, что масса воды в 10 раз меньше):

$$m_{\text{хлорида в растворе после 1 ступени}} = 10 \cdot m_{\text{хлорида в исх. нефти}} \cdot 0,8 = 241416 \text{ г.}$$

$$m_{\text{хлорида в растворе после 2 ступени}} = 10 \cdot m_{\text{хлорида в нефти после 1 ступени}} \cdot 0,8 = 48280 \text{ г.}$$

$$m_{\text{хлорида в растворе после 3 ступени}} = 10 \cdot m_{\text{хлорида в нефти после 2 ступени}} \cdot 0,8 = 9656 \text{ г.}$$

$$\text{Общая масса хлорида} = 299352 \text{ г.}$$

$$\text{Общая масса воды} = 3 \cdot (150/10) = 45 \text{ т или } 45000 \text{ л.}$$

$$C_{\text{М хлорида в растворе после 3-х ступеней}} = (299352/111)/45000 = 0,06\text{М.}$$

6. Рассчитаем pH полученного раствора.

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_h C}, \text{ где } K_h = \frac{K_w}{K_d} = \frac{10^{-14}}{4,3 \cdot 10^{-2}} = 2,32 \cdot 10^{-13}.$$

В приложении находим значение для константы диссоциации гидрооксида кальция

$$K_d = 4,30 \cdot 10^{-2}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{2,32 \cdot 10^{-13} \cdot 0,06} = 0,118 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}$$

$$\text{pH} = -\lg(0,118 \cdot 10^{-7}) = 6,5$$

4.2 Расходное количество каустической соды (NaOH) 10%-ной концентрации на 1 тыс. м³ вырабатываемых этилена и пропилена составляет в среднем 5 кг/т для очистки газов пиролиза (табл. 9). Определить pH полученных растворов по реакциям:

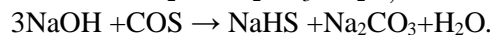
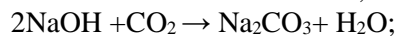
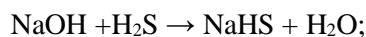


Таблица 9

Номер задания	Масса газов, тыс. м ³	Состав газов	
		наименование	Объемные доли, соответственно
1	13	H ₂ S, CO ₂	0,1; 0,9
2	15	H ₂ S, COS	0,4; 0,6
3	20	CO ₂ , COS	0,3; 0,7
4	17	H ₂ S	0,1
5	21	CO ₂	0,8
6	18	COS	0,1
7	25	CO ₂ , COS, H ₂ S	0,5; 0,1; 0,4

4.3 Для нормальной работы БОС необходимо поддерживать рН стоков 7-8,5 и содержание сульфидной серы 10 мг/л. Достижение требуемого уровня рН возможно только нейтрализацией стоков с использованием стехиометрических количеств кислот более сильных чем сероводородная и угольная (табл. 10). Сколько необходимо добавить кислоты, чтобы нейтрализовать полученный стоки? Написать уравнение реакций.

Таблица 10

Номер задания	Объем стоков, тыс. м ³	Состав стоков ЭЛОУ		Кислота для нейтрализации	
		Соль	Концентрация	кислота	Концентрация
1	100	NaHS	0,2%	HCl	10%
2	150	Na ₂ CO ₃	0,04М	H ₂ SO ₄	1 моль/л
3	200	NaHS, Na ₂ CO ₃	0,1 н; 2%	HCl	2 н
4	140	Na ₂ CO ₃	0,03моль/кг	H ₂ SO ₄	12%
5	210	NaHS	4 г/л	HCl	1 моль %
6	130	Na ₂ CO ₃	0,02 моль%	H ₂ SO ₄	50 г/л
7	170	NaHS, Na ₂ CO ₃	0,01М; 0,1%	HCl	1 моль/кг

№5. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительными называются химические реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления атомов элементов.

Процесс отдачи электронов (\bar{e}) – окисление.

Процесс принятия электронов (\bar{e}) – восстановление.

Частица, отдающая электроны (\bar{e}) – восстановитель.

Частица, принимающая электроны (\bar{e}) – окислитель.

Число отдаваемых электронов (\bar{e}) восстановителем равняется количеству электронов (\bar{e}), принимаемых окислителем.

Элемент, имеющий максимальную степень окисления, может быть только окислителем. Для уравнивания реакции предпочтительнее использовать метод ионно-электронного баланса.

1. Метод ионно-электронного баланса

Кислая среда

1. Записать схему реакции. Определить молекулы или ионы, которые участвуют в процессе окисления и восстановления.

2. Записать в ионном виде полуреакции окисления и восстановления. Слабые электролиты, твердые и газообразные вещества записываются в молекулярном виде.

3. На основании закона сохранения массы и энергии при составлении уравнений полуреакций следует соблюдать баланс веществ и баланс зарядов.

Для уравнивания числа атомов кислорода в ту часть полуреакции, где он в избытке, добавляют столько катионов водорода H^+ , чтобы, связавшись с атомами кислорода, образовались молекулы H_2O . В противоположную часть добавляют молекулы H_2O .

Уравнивать кислород, затем водород, затем уравнивают электроны.

4. Балансируют (уравнивают) число отданных и принятых электронов (\bar{e}) в полуреакциях.

5. Суммируют сначала левые, а затем правые части полуреакций, не забывая предварительно умножить множитель на

коэффициент, если он стоит перед формулой. Результат – суммарное ионное уравнение.

6. Подчеркивают и сокращают одинаковые ионы и молекулы.

7. Добавляют недостающие катионы или анионы. Количество добавляемых ионов в левую и правую части ионного уравнения должно быть одинаковым. Результат – молекулярное уравнение.

Пример:

1	Схема уравнения	$S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4^{2-} + NO$
2	1-я полуреакция	$S + 4H_2O - 6\bar{e} \rightarrow SO_4^{2-} + 8H^+$
3	2-я полуреакция	$NO_3^- + 4H^+ + 3\bar{e} \rightarrow NO + 2H_2O$
4	Суммарное ионное уравнение	$S + \underline{4H_2O} - 6\bar{e} + 2NO_3^- + \underline{8H^+} + 6\bar{e} \rightarrow$ $\rightarrow SO_4^{2-} + \underline{8H^+} + 2NO + \underline{4H_2O}$ $S + 2NO_3^- \rightarrow SO_4^{2-} + 2NO$
5	Добавляемые ионы	$2H^+ = 2H^+$
6	Итоговое молекулярное уравнение	$S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO$

Щелочная среда

1. Чтобы уравнивать число атомов водорода и кислорода, добавляют воду в ту часть полуреакции, где избыток атомов кислорода, а в противоположную часть – удвоенное число гидроксид анионов.

2. Перед H_2O ставят коэффициент, показывающий разницу в числе атомов кислорода в левой и правой частях полуреакций, а перед OH^- – его удвоенный коэффициент. Получается так, что восстановитель присоединяет кислород из гидроксид анионов.

1	Схема уравнения	$Cr(NO_3)_3 + Cl_2 + NaOH \rightarrow$ $\rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + NaNO_3 + H_2O$
2	1-я полуреакция	$Cr^{3+} + 8OH^- - 3\bar{e} \rightarrow CrO_4^{2-} + 4H_2O$
3	2-я полуреакция	$Cl_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2Cl^-$

4	Суммарное ионное уравнение	$2\text{Cr}^{3+} + 16\text{OH}^- - 6\bar{e} + 3\text{Cl}_2 + 6\bar{e} \rightarrow$ $\rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}_2\text{O} + 6\text{Cl}^-$
5	Добавляемые ионы	$6\text{NO}_3^- + 16\text{Na}^+ = 6\text{NO}_3^- + 16\text{Na}^+$
6	Итоговое молекулярное уравнение	$2\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{Cl}_2 + 16\text{NaOH} \rightarrow$ $\rightarrow 2\text{Na}_2(\text{CrO}_4) + 6\text{NaCl} + 6\text{NaNO}_3 + 8\text{H}_2\text{O}$

Нейтральная среда

1. Среду нейтральной считают условно. На самом деле вследствие гидролиза соли среда может быть слабокислотной (pH = 6-7) или слабощелочной (pH = 7-8), поэтому полуреакции можно оформить двумя способами:

а) без учета гидролиза соли. Так как среда нейтральная, то в левые части полуреакций добавляют воду. Тогда одну полуреакцию рассматривают как для кислотной среды, а другую, как для щелочной среды.

б) если по схеме реакции можно определить среду, то полуреакцию оформляют соответственно или, как для кислотной, или, как для щелочной среды.

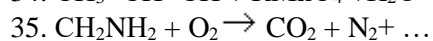
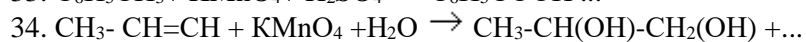
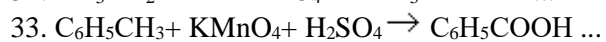
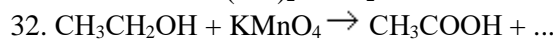
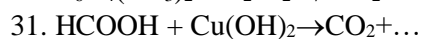
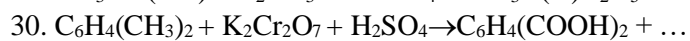
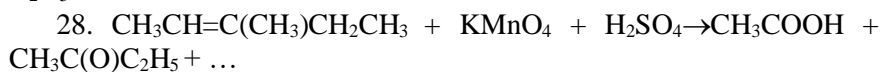
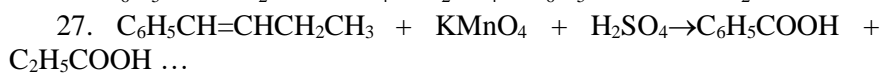
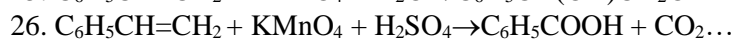
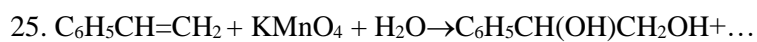
1	Схема уравнения	$\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{S} + \text{KOH} + \text{Cr}(\text{OH})_3$
2	1-я полуреакция	$\text{H}_2\text{S} + 2\text{OH}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
3	2-я полуреакция	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\bar{e} + 7\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 8\text{OH}^-$
4	Суммарное ионное уравнение	$3\text{H}_2\text{S} - 6\bar{e} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \underline{6\text{OH}^-} + 6\bar{e} + \underline{7\text{H}_2\text{O}} \rightarrow$ $\rightarrow 3\text{S} + \underline{6\text{H}_2\text{O}} + 2\text{Cr}(\text{OH})_3 + \underline{8\text{OH}^-}$ $3\text{H}_2\text{S} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{OH}^- + 2\text{Cr}(\text{OH})_3$
5	Добавляемые ионы	$2\text{K}^+ = 2\text{K}^+$
6	Итоговое молекулярное уравнение	$3\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{KOH} + 2\text{Cr}(\text{OH})_3$

ЗАДАНИЯ

5.1 Написать уравнения окислительно-восстановительных реакций между указанными веществами в серно-кислой (задачи 1-8), щелочной NaOH(задачи 9-16) и нейтральной (задачи (17-24) средах. Расставить коэффициенты, пользуясь методом ионно-электронного баланса.

1	Дихромат калия и иодисто-водородная кислота.
2	Дихромат калия и бромид калия.
3	Дихромат калия и иодид калия.
4	Дихромат калия и гидросульфит калия.
5	Хромат калия и сульфит калия.
6	Хромат калия и нитрит калия.
7	Манганат калия и сульфид калия.
8	Манганат калия и иодид калия.
9	Манганат калия и бромид калия.
10	Хлорат калия и сульфат железа (II).
11	Хлорат калия и сульфат олова (II).
12	Перманганат калия и сульфит олова (II).
13	Перманганат калия и хлорид железа (II).
14	Перманганат калия и хлорид олова (II).
15	Дихромат калия и хлорид олова (II).
16	Дихромат калия и соляная кислота.
17	Хромат калия и соляная кислота.
18	Хромат калия и хлорид олова (II).
19	Манганат калия и соляная кислота.
20	Хромат калия и соляная кислота.
21	Бромат калия и хлорид железа (II).
22	Бромат калия и хлорид олова (II).
23	Иодат калия и хлорид олова (II).
24	Диоксид марганца и хлорид железа (II).

5.2 Задания повышенной сложности



БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. *Ахметов С.А.* Технология глубокой переработки нефти и газа. Учебное пособие для вузов. Уфа: Гилем, 2002. 672 с.
2. *Глинка Н.Л.* Общая химия. М.: Кнорус, 2016. 752 с.
3. *Дзудцова Д.О., Бестаева Л.Б.* Окислительно-восстановительные реакции/Д.О. Дзудцова, Л.Б. Бестаева. М.: Дрофа, 2007.
4. *Суворов А.В.* Общая и неорганическая химия в 2 т: Учебник для академического бакалавриата/ А.В. Суворов, А.Б. Никольский. – Люберцы: Юрайт, 2016. 607 с.
5. *Хорошко С.И., Хорошко А.Н.* Сборник задач по химии и технологии нефти и газа. Новополоцк 2001. Глава 1. С. 22.
6. *Цуьбербиллер О. Н.* Общая и неорганическая химия: экспериментальные задачи и упражнения: Учебное пособие/ О.Н. Цуьбербиллер. Спб.: Лань, 2013. 352 с.
7. *Элияшевский И.В.* Технология добычи нефти и газа учебник М.: «Недра», 1976. 256 с.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Гидроксид	Формула вещества	Константы диссоциации, K_b	pK_b
Алюминия	$Al(OH)_3$	$1,38 \cdot 10^{-9}$	8,86
Аммония	NH_4OH	$1,79 \cdot 10^{-5}$	4,75
Галлия	$Ga(OH)_3$	$1,60 \cdot 10^{-11}$ (2)	10,8
Железа (3)	$Fe(OH)_3$	$1,82 \cdot 10^{-11}$ (2)	10,74
		$1,35 \cdot 10^{-12}$ (3)	11,87
Кадмия	$Cd(OH)_2$	$5,00 \cdot 10^{-3}$ (2)	2,30
Кальция	$Ca(OH)_2$	$4,30 \cdot 10^{-2}$ (2)	1,37
Кобальта (2)	$Co(OH)_2$	$4,00 \cdot 10^{-5}$ (2)	4,40
Магния	$Mg(OH)_2$	$2,50 \cdot 10^{-3}$ (2)	2,60
Меди (2)	$Cu(OH)_2$	$3,40 \cdot 10^{-7}$ (2)	6,47
Никеля	$Ni(OH)_2$	$2,50 \cdot 10^{-5}$ (2)	4,60
Хрома (3)	$Cr(OH)_3$	$1,02 \cdot 10^{-10}$ (3)	9,90
Цинка	$Zn(OH)_2$	$4,00 \cdot 10^{-5}$ (2)	4,40

Приложение 2

Название	Химическая формула	K_d
Кислоты		
Азотистая	HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$
Синильная	HCN	$5 \cdot 10^{-10}$
Борная (мета)	HBO_2	$7,5 \cdot 10^{-10}$
Борная (орто)	H_3BO_3	$5,83 \cdot 10^{-10}$
		$1,8 \cdot 10^{-13}$
		$1,6 \cdot 10^{-14}$
Бромноватистая	HBrO	$2,2 \cdot 10^{-9}$
Сероводородная	H_2S	$1,1 \cdot 10^{-7}$
		$3,6 \cdot 10^{-12}$
Муравьиная	HCOOH	$1,77 \cdot 10^{-4}$
Ортофосфорная	H_3PO_4	$7,11 \cdot 10^{-3}$
		$6,34 \cdot 10^{-8}$
		$1,26 \cdot 10^{-12}$
Уксусная	CH_3COOH	$1,75 \cdot 10^{-5}$
Плавиковая	HF	$6,2 \cdot 10^{-4}$
Анилин	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$3,82 \cdot 10^{-10}$
Бензиламин	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{NH}_2$	$2,35 \cdot 10^{-5}$
Бутиламин	$\text{C}_4\text{H}_9\text{NH}_2$	$4,57 \cdot 10^{-4}$
Гидразин	N_2H_4	$1,7 \cdot 10^{-6}$
Гидроксиламин	$\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O}$	$8,9 \cdot 10^{-9}$
Диметиламин	$(\text{CH}_3)_2\text{NH}$	$6,0 \cdot 10^{-4}$

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	3
ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОПРОВЕРКИ ПО ТЕМАМ (РАЗДЕЛАМ)	5
№1. НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И РЕАКЦИИ ОБМЕНА.....	8
1. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ.....	8
2. СОСТАВЛЕНИЕ ИОННЫХ УРАВНЕНИЙ РЕАКЦИЙ ОБМЕНА.....	14
ЗАДАНИЯ	16
№ 2. ОБЩИЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ	19
1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ.....	19
2. ОБЩИЕ СВОЙСТВА ГАЗОВЫХ СМЕСЕЙ.....	20
3. ХИМИЧЕСКИЙ ЭКВИВАЛЕНТ	22
ЗАДАНИЯ	26
№3. КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ.....	32
1. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ	32
ЗАДАНИЯ	35
№4. pH РАСТВОРОВ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ.....	43
1. РАСЧЕТ pH В РАСТВОРАХ СЛАБЫХ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ	43
2. РАСЧЕТ pH , ПРИ УЧЕТЕ ГИДРОЛИЗА	44
ЗАДАНИЯ	45
№5. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	52
1. МЕТОД ИОННО-ЭЛЕКТРОННОГО БАЛАНСА.....	52
ЗАДАНИЯ	55
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК	57
ПРИЛОЖЕНИЯ	58