

624

**РАСТВОРЫ.
ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ**

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

К ВНЕАУДИТОРНОЙ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЕ ПО ХИМИИ
ДЛЯ СТУДЕНТОВ 1-ГО КУРСА ВСЕХ СПЕЦИАЛЬНОСТЕЙ

ВОРОНЕЖ 2008

Составители О.Р. Сергуткина, Л.Г. Барсукова, О.Б. Кукина

УДК 54.00

ББК 24.00

Растворы. Дисперсные системы [Текст]: метод. указания к внеаудиторн. самост. работе по химии для студ. 1-го курса всех специальностей / Воронеж. гос. арх.-строит. ун-т; сост.: О.Р. Сергуткина, Л.Г. Барсукова, О.Б. Кукина. — Воронеж, 2008. — 32 с.

Предназначены для самостоятельной подготовки студентов к лабораторным занятиям, выполнению лабораторных и контрольных работ по разделам курса химии «Растворы», «Дисперсные системы», «Водоподготовка».

Предлагаются подробные решения задач по каждой теме лабораторных занятий, а также теоретические вопросы и типовые задачи к контрольным работам.

Рекомендуются для студентов первого курса всех специальностей.

Ил.3. Табл. 3. Библиогр.: 4 назв.

Рецензенты: Зяблов А.Н., канд. хим. наук, доцент кафедры аналитической химии Воронежского государственного университета;
Кривнева Г.Г., канд. хим. наук, доцент кафедры химии Воронежского государственного архитектурно-строительного университета

ВВЕДЕНИЕ

Эффективность лабораторного практикума по химии в системе подготовки выпускника вуза определяется рядом факторов, в том числе: содержанием лабораторных работ и их теоретическим обоснованием, материальным обеспечением, умением студента проводить экспериментальные исследования, правильно их объяснять и усваивать изученный материал и т.д. Верная трактовка полученных результатов обязательно требует соответствующей теоретической подготовки студента, а степень усвоения проверяется соответствующими контрольными мероприятиями.

В зависимости от школьной подготовки и индивидуальных особенностей студенты по-разному готовы к выполнению поставленных задач. Настоящие методические указания составлены с целью помощи студентам в подготовке к лабораторным занятиям и контрольным мероприятиям и являются дополнением к Лабораторному практикуму по химии, по которому работают студенты ВГАСУ.

По каждой теме лабораторных занятий предлагаются задачи и упражнения такого же типа, как в домашнем задании соответствующей лабораторной работы. В соответствии с рабочей программой после одной работы или цикла работ приводятся теоретические вопросы и типовые задачи к контрольной работе.

Даны методические указания к разделу рабочей программы «Растворы и другие дисперсные системы», что соответствует работам 11, 16 – 19, 21, 22 Лабораторного практикума по химии. Методические указания к работам 11, 16, 17, 21 составлены О.Р. Сергуткиной, к работам 18, 19 – Л.Г. Барсуковой, к работе 22 – О.Б. Кукиной.

Тема 1. РАВНОВЕСИЯ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

1.1. Вопросы для подготовки к лабораторному занятию

1. Электролитическая диссоциация, сильные и слабые электролиты. Степень и константа диссоциации.
2. Электролитическая диссоциация кислот, оснований, солей.
3. Условия протекания практически необратимых реакций двойного обмена и правила написания ионно-молекулярных реакций.
4. Характеристика реакции среды с помощью водородного показателя pH.
5. Гидролиз солей и условия его смещения.

Литература: [1 – Работа 11]; [2 – §§ 8.3...8.6].

1.2. Выполнение типовых заданий

Задание 1. Определите, к какому классу соединений относятся нижеперечисленные вещества: H_2SO_4 , H_2SO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, Na_2SO_3 , NaHSO_3 , MnCl_2 , $(\text{MnOH})\text{Cl}$, запишите их названия и уравнения электролитической диссоциации в воде. Укажите, какие из них относятся к сильным электролитам, а какие – к слабым. Для справки воспользуйтесь табл. 1 и 2. У каких веществ степень диссоциации больше единицы, а у каких – меньше? Для диссоциации слабых электролитов запишите выражения констант диссоциации.

Ответ. H_2SO_4 и H_2SO_3 относятся к классу гидроксидов, являются кислотами, которые при растворении в воде под действием полярных молекул растворителя диссоциируют на ионы H^+ и ионы кислотного остатка. Формулы средних кислотных остатков приведены в первой колонке таблицы растворимости (табл. 3).

Таблица 1

Сильные и слабые электролиты

Класс соединений	Сильные	Слабые
Кислоты	HNO_3 , HCl , H_2SO_4 и другие	HNO_2 , H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_3PO_4 , HF и другие
Основания	KOH , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и другие	NH_4OH , нерастворимые основания
Соли	практически все соли	—

Примечание. К слабым электролитам относится также вода.

Таблица 2

Константы диссоциации кислот и оснований в водных растворах

Вещество	Константа диссоциации		
	K^I	K^{II}	K^{III}
HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$	—	—
HNO_2	$4,0 \cdot 10^{-4}$	—	—
H_2S	$1,1 \cdot 10^{-7}$	$1,0 \cdot 10^{-14}$	—
H_2SO_3	$1,6 \cdot 10^{-2}$	$6,3 \cdot 10^{-8}$	—
H_2CO_3	$4,5 \cdot 10^{-7}$	$4,8 \cdot 10^{-11}$	—
H_2SiO_3	$1,3 \cdot 10^{-10}$	$2,0 \cdot 10^{-12}$	—
H_3PO_4	$7,5 \cdot 10^{-3}$	$6,3 \cdot 10^{-8}$	$1,3 \cdot 10^{-12}$
NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	—	—
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	—	$3,4 \cdot 10^{-7}$	—

Окончание табл. 2

$\text{Fe}(\text{OH})_2$	—	$1,3 \cdot 10^{-4}$	—
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	—	$1,8 \cdot 10^{-11}$	$1,4 \cdot 10^{-12}$
$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$4,4 \cdot 10^{-5}$	$1,5 \cdot 10^{-9}$	—
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	—	$2,5 \cdot 10^{-3}$	—
$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$9,6 \cdot 10^{-4}$	$3,0 \cdot 10^{-8}$	—
$\text{Mn}(\text{OH})_2$	—	$5,0 \cdot 10^{-4}$	—
$\text{Al}(\text{OH})_3$	—	—	$1,38 \cdot 10^{-9}$

Таблица 3

Таблица растворимости солей, кислот и оснований в воде

Катион	H^+	K^+ , Na^+	NH_4^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Cu^{2+}	Zn^{2+}	Mn^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Al^{3+}	Ba^{2+}
Анион												
OH^-		Р	Р	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
S^{2-}	Р	Р	Р	—	—	Н	Н	Н	Н	Н	—	—
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	М	М	—	М	Н	М	—	—	Н
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	—	Н	—	—	Н
HCO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	—	Р	Р	Р	Р
SiO_3^{2-}	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н
PO_4^{3-}	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н

Р — растворимое вещество, М — малорастворимое, Н — нерастворимое, «—» — разлагается водой

H_2SO_4 — серная кислота, является кислотой сильной ($\alpha=1$), диссоциирует необратимо и в одну ступень с образованием двух ионов водорода и одного иона кислотного остатка: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$.

H_2SO_3 — сернистая кислота, относится к слабым электролитам (табл. 1, табл. 2), поэтому степень её диссоциации $\alpha \ll 1$. Это двухосновная кислота (содержит два атома водорода в молекуле), поэтому диссоциирует обратимо в две ступени, каждая из которых характеризуется константой диссоциации.

Первая ступень диссоциации сернистой кислоты — H_2SO_3 :



Вторая ступень диссоциации H_2SO_3 :

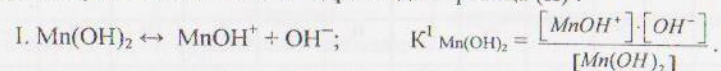


$\text{Ba}(\text{OH})_2$ и $\text{Mn}(\text{OH})_2$ относятся к классу гидроксидов, являются основаниями, которые при растворении в воде под действием полярных молекул растворителя диссоциируют на ионы OH^- и ионы основного остатка. Формулы средних основных остатков приведены в верхней строке таблицы растворимости (табл. 3).

$\text{Ba}(\text{OH})_2$ — гидроксид бария, является сильным основанием ($\alpha=1$), диссоциирует необратимо и в одну ступень с образованием двух ионов OH^- и одного иона основного остатка: $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$.

$\text{Mn}(\text{OH})_2$ — гидроксид марганца (II), относится к слабым электролитам (табл. 1, 2), степень его диссоциации $\alpha \ll 1$. Это основание двухкислотное (содержит две гидроксильных группы OH в молекуле), поэтому диссоциирует обратимо в две ступени, каждая из которых характеризуется константой диссоциации.

Первая ступень диссоциации гидроксида марганца (II):



Вторая ступень диссоциации $\text{Mn}(\text{OH})_2$:



Na_2SO_3 , NaHSO_3 , MnCl_2 , $(\text{MnOH})\text{Cl}$ относятся к классу солей, являются сильными электролитами, имеют степень диссоциации, равную единице. Соли диссоциируют необратимо и в одну ступень на основные и кислотные остатки (табл. 2).

Уравнения диссоциации:

- сульфита натрия: $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_3^{2-}$;
- гидросульфита натрия: $\text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HSO}_3^-$;
- хлорида марганца: $\text{MnCl}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{Cl}^-$;
- гидроксохлорида марганца: $(\text{MnOH})\text{Cl} \rightarrow \text{MnOH}^+ + \text{Cl}^-$.

Задание 2. Напишите молекулярные, полные и сокращённые ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия:

- а) между нитратом цинка и сульфидом натрия;
- б) между хлоридом аммония и гидроксидом калия;
- в) между карбонатом натрия и азотной кислотой.

Укажите причину протекания реакции двойного обмена между растворами электролитов.

Правила составления уравнений ионно-молекулярных реакций

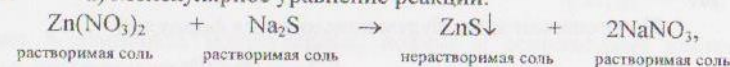
1. Составляется **молекулярное уравнение реакции**. Формулы веществ записываются в соответствии с правилом валентности. Рассчитываются (если необходимо) коэффициенты в соответствии с законом сохранения массы веществ.

2. Составляется **полное ионно-молекулярное уравнение**. В молекулярной форме следует записывать малорастворимые и газообразные вещества, а также слабые электролиты (табл. 1 и 2). Все эти вещества или не образуют в растворах ионов, или образуют их очень мало. В виде ионов записывают сильные кислоты и основания, а также растворимые соли (табл. 1 и 3). Эти электролиты существуют в растворе в виде ионов, но не молекул.

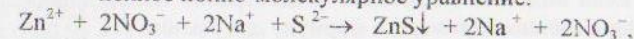
3. Составляется **сокращённое ионно-молекулярное уравнение**. Ионы, которые в ходе реакции не изменяются, сокращаются. Полученное уравнение показывает суть реакции.

Химическое взаимодействие в растворе электролита возможно в том случае, если ионы одного электролита с ионами другого образуют малорастворимые или малодиссоциирующие вещества (**осадки или слабые электролиты**) и газы (табл. 2 и 3).

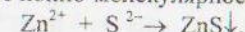
Ответ. а) Молекулярное уравнение реакции:



полное ионно-молекулярное уравнение:

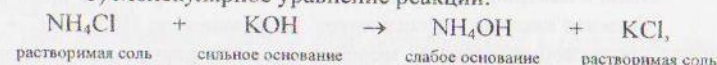


сокращённое ионно-молекулярное уравнение:

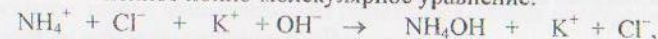


Причиной протекания реакции является **выпадение осадка**.

б) Молекулярное уравнение реакции:



полное ионно-молекулярное уравнение:

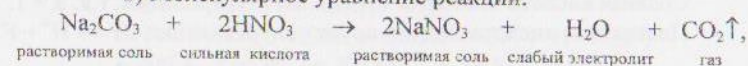


сокращённое ионно-молекулярное уравнение:

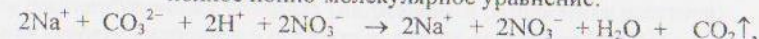


Причиной протекания реакции является образование **слабого электролита**.

в) Молекулярное уравнение реакции:



полное ионно-молекулярное уравнение:



сокращённое ионно-молекулярное уравнение:



Причиной протекания реакции является образование *слабого электролита и газа*.

Задание 3. Водородный показатель раствора соляной кислоты равен 2, а раствора плавиковой кислоты равен 3. Вычислите степень диссоциации HCl и HF, если концентрация обеих кислот составляет 0,01 моль/л.

Ответ. Вода является очень слабым электролитом и диссоциирует по уравнению $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$.

В любом водном растворе при 22 °C произведение концентраций ионов воды (ионное произведение воды — K_w) является величиной постоянной:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14},$$

где $[\text{H}^+]$ — равновесная концентрация ионов H^+ ;

$[\text{OH}^-]$ — равновесная концентрация ионов OH^- .

В нейтральной среде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л;

в кислой среде $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, т.е. $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л, например, $[\text{H}^+] = 10^{-6}$ моль/л;

в щелочной среде $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$, т.е. $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/л, например, $[\text{H}^+] = 10^{-8}$ моль/л.

Реакция среды характеризуется через водородный показатель $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$.

При решении задач будем пользоваться формулой

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

Если подставить значения концентраций ионов водорода, полученные в вышеприведённом примере, в формулу для расчёта pH, то получим:

в нейтральной среде: $\text{pH} = -\lg 10^{-7} = 7$;

в кислой среде: $\text{pH} = -\lg 10^{-6} = 6$;

в щелочной среде: $\text{pH} = -\lg 10^{-8} = 8$.

Итак, в нейтральной среде $\text{pH}=7$, в кислой — $\text{pH}<7$, в щелочной — $\text{pH}>7$.

Соляная кислота диссоциирует по уравнению $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$, поэтому число продиссоциировавших молекул кислоты равно числу ионов H^+ , которые образовались при диссоциации:

$$\alpha = \frac{C_{\text{HCl (продиссоциировавших)}}}{C_{\text{HCl}}} = \frac{C_{\text{H}^+}}{C_{\text{HCl}}}.$$

Из определения $\text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+}$ следует, что $C_{\text{H}^+} = 10^{-\text{pH}}$, в нашем случае $C_{\text{H}^+} = 10^{-2} = 0,01$. Тогда $\alpha = (0,01) : (0,01) = 1$.

Соляная кислота относится к сильным электролитам, т.к. $\alpha = 1$.

Плавиковая кислота диссоциирует по уравнению: $\text{HF} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{F}^-$, поэтому

$$C_{\text{HF (продиссоциировавших)}} = C_{\text{H}^+}.$$

Поскольку $C_{\text{H}^+} = 10^{-\text{pH}}$, то $C_{\text{H}^+} = 10^{-2} = 0,01$, таким образом, $\alpha = (0,001) : (0,01) = 0,1$. Следовательно, плавиковая кислота относится к слабым электролитам, т.к. $\alpha < 1$.

Задание 4. Вычислите концентрацию раствора однокислотного основания MeOH, если степень его диссоциации составляет 0,01 и pH раствора равен 11.

Ответ. Уравнение диссоциации основания:



В данном растворе $C_{\text{H}^+} = 10^{-\text{pH}} = 10^{-11}$, т.к. $C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-} = 10^{-14}$, то

$$C_{\text{OH}^-} = \frac{10^{-14}}{C_{\text{H}^+}} = \frac{10^{-14}}{10^{-11}} = 10^{-3} = 0,001.$$

Степень диссоциации основания MeOH:

$$\alpha_{\text{MeOH}} = \frac{C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{MeOH}}},$$

откуда следует, что

$$C_{\text{MeOH}} = \frac{C_{\text{OH}^-}}{\alpha_{\text{MeOH}}} = \frac{0,001}{0,01} = 0,1.$$

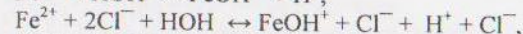
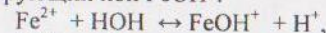
Задание 5. Напишите молекулярные, полные и сокращённые ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:

- хлорида железа (II),
- фосфата натрия,
- карбоната аммония.

Укажите, какая реакция среды в растворах данных солей ($\text{pH} > 7$ или $\text{pH} < 7$) и какие частицы являются движущей силой гидролиза (смещают равновесие гидролиза вправо).

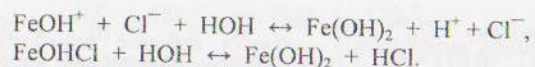
Ответ. При растворении солей в воде образующиеся в результате электролитической диссоциации ионы соли могут взаимодействовать с ионами воды, если в результате такого взаимодействия образуются слабые электролиты — кислоты и основания или малодиссоциирующие ионы.

Хлорид железа (II) диссоциирует на ионы Fe^{2+} и 2Cl^- , молекулы воды дают небольшое количество ионов H^+ и OH^- , которые могут образовать малодиссоциирующие частицы с ионами соли. По первой ступени гидролиза образуется малодиссоциирующий ион FeOH^+ :

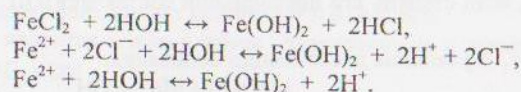


При соответствующих условиях (нагревание и разбавление раствора) идёт вторая ступень гидролиза и образуется слабое основание $\text{Fe}(\text{OH})_2$:





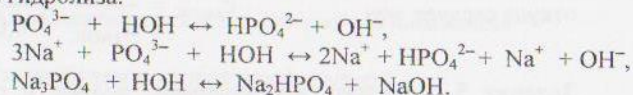
При упрощённом подходе, когда не принимаются во внимание ступени гидролиза, процесс можно представить следующим образом:



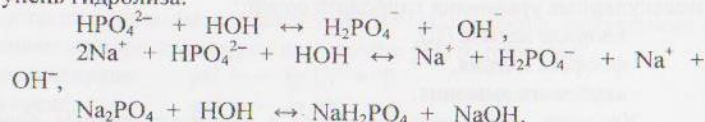
Как следует из ионно-молекулярных уравнений, в результате обменного взаимодействия с водой FeCl_2 — соли, образованной *сильной кислотой* HCl и слабым основанием Fe(OH)_2 , возникает избыток ионов водорода H^+ и реакция среды становится *кислой* ($\text{pH} < 7$). Движущей силой гидролиза по первой и второй ступени являются соответственно FeOH^+ и Fe(OH)_2 .

Фосфат натрия Na_3PO_4 образован слабой кислотой и *сильным основанием*, гидролизует по аниону PO_4^{3-} с образованием последовательно малодиссоциирующих ионов HPO_4^{2-} , H_2PO_4^- и слабой кислоты H_3PO_4 .

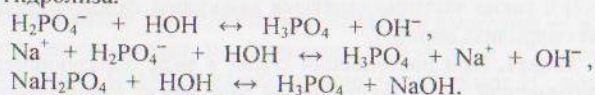
Первая ступень гидролиза:



Вторая ступень гидролиза:

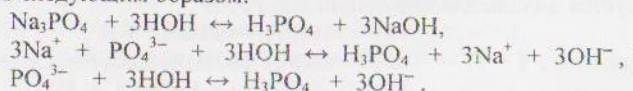


Третья ступень гидролиза:



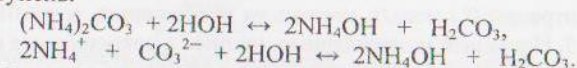
В растворе Na_3PO_4 накапливаются ионы OH^- , и реакция среды становится *щелочной* ($\text{pH} > 7$). Малодиссоциирующие ионы HPO_4^{2-} , H_2PO_4^- и слабая кислота H_3PO_4 являются движущей силой гидролиза соответственно по первой, второй и третьей ступени гидролиза.

Если не принимать во внимание ступени гидролиза, то суммарное уравнение будет выглядеть следующим образом:



Карбонат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ образован слабым основанием и слабой кислотой, поэтому гидролизует как по катиону, так и по аниону. Равновесие

гидролиза смещено в сторону образования продуктов реакции, и гидролиз записывается в одну ступень:



В результате обменного взаимодействия карбоната аммония с водой образуется слабое основание и слабая кислота, концентрации ионов водорода и ионов гидроксидов практически равны, а поэтому pH среды при растворении соли в воде почти не меняется.

1.3. Вопросы и типовые задания к контрольной работе

Вопросы

1. Растворы как гомогенные дисперсные системы. Термодинамика образования растворов.
2. Общие свойства растворов. Растворимость, вещества хорошо-, мало- и практически нерастворимые. Способы выражения концентрации растворов. Закон Рауля, понижение температуры замерзания растворов и использование этого явления в строительной практике. Осмотическое давление.
3. Электролитическая диссоциация. Электролиты сильные и слабые. Степень и константы диссоциации. Электролитическая диссоциация сильных и слабых электролитов: кислот и оснований; средних, кислых и основных солей.
4. Реакции в растворах электролитов как реакции их ионов. Условия протекания практически необратимых реакций двойного обмена. Правило написания ионно-молекулярных уравнений.
5. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды K_w . Водородный показатель pH как характеристика активной реакции среды. Методы определения pH среды.
6. Гидролиз солей. Соли, гидролизующиеся по аниону, по катиону, по катиону и аниону, негидролизующиеся соли. Степень и константа гидролиза. Влияние внешних факторов на степень гидролиза.

Типовой вариант контрольной работы

1. Охарактеризуйте растворы как гомогенные дисперсные системы. Назовите общие свойства растворов.
2. Напишите уравнения электролитической диссоциации сильной и слабой кислоты, сильного и слабого основания. Запишите выражения констант диссоциации для тех электролитов, для которых они существуют.
3. В каком случае произойдёт химическая реакция:
 - 1) если к раствору хлорида цинка добавить раствор гидроксида калия,
 - 2) если к раствору хлорида цинка добавить раствор сульфата калия?
- Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения и объясните причину протекания реакции в том случае, где она произойдёт.

4. Вычислите значение pH в растворах одноосновной кислоты HAc и одноосновного основания MeOH, если растворы обоих электролитов имеют концентрацию 0,1 моль/л, степень их диссоциации $\alpha = 0.01$.

5. Напишите молекулярные, полные и сокращённые ионно-молекулярные уравнения гидролиза силиката натрия. Укажите реакцию среды в растворе и окраску фенолфталеина в нём. Для каждой ступени укажите движущую силу гидролиза, по какой ступени гидролиз протекает полнее. Усилится или уменьшится гидролиз, если: а) раствор охладить; б) в раствор добавить воды? Ответ поясните.

Тема 2. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

2.1. Вопросы для подготовки к лабораторной работе

1. Способы выражения концентрации растворов (массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, титр).

2. Сущность титриметрического анализа.

3. Вычисления по результатам анализа.

Литература: [1 — Работы 16, 17]; [2 — § 4.1, § 16.2]; [3 — § 7.2].

2.2. Выполнение типовых заданий

Задание 1. Какова будет массовая доля растворённого вещества, если для приготовления раствора взято 15 г этого вещества и 85 г воды?

Ответ. Массовая доля растворённого вещества показывает отношение массы растворённого вещества к массе всего раствора

$$\omega = \frac{m}{m + m_1} \cdot 100\%, \quad (1)$$

где m — масса растворённого вещества, г;

m_1 — масса растворителя, г.

Вычислим массовую долю растворённого вещества:

$$\omega = \frac{15 \text{ г}}{15 \text{ г} + 85 \text{ г}} \cdot 100\% = 15\%.$$

Задание 2. Вычислите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента раствора сульфида натрия, если в 500 см³ этого раствора содержится 3,9 г Na₂S.

Ответ. Дано: $V_{\text{раствора}} = 500 \text{ см}^3 = 0,5 \text{ дм}^3 = 0,5 \text{ л}$, $m(\text{Na}_2\text{S}) = 3,9 \text{ г}$.

Вычислить: c_M , $c_{\text{Э}}$.

Молярная концентрация выражает содержание моль растворённого вещества в 1 дм³ (или 1 л) раствора:

$$c_M = \frac{v}{V} \frac{\text{моль}}{\text{л}}, \quad (2)$$

где v — количество растворённого вещества, моль; V — объём раствора, л.

Количество вещества равно отношению его массы к молярной массе, поэтому молярная концентрация выражается формулой

$$c_M = \frac{m}{M \cdot V} \frac{\text{моль}}{\text{л}}, \quad (3)$$

где m — масса растворённого вещества;

M — молярная масса растворённого вещества.

Вычислим молярную концентрацию раствора сульфида натрия:

$$c_M = \frac{3,9 \text{ г}}{78 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 0,5 \text{ л}} = 0,1 \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$$

Молярная концентрация эквивалента вещества выражает содержание моль эквивалентов растворённого вещества в 1 дм³ (или 1 л) раствора:

$$c_{\text{Э}} = \frac{m}{M_{\text{Э}} \cdot V} \frac{\text{моль}}{\text{л}}, \quad (4)$$

где $M_{\text{Э}}$ — молярная масса эквивалента растворённого вещества.

Молярная масса эквивалента сульфида натрия равна $\frac{1}{2} M(\text{Na}_2\text{S})$, следовательно, молярная концентрация эквивалента раствора сульфида натрия равна

$$c_{\text{Э}} = \frac{3,9 \text{ г}}{39 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 0,5 \text{ л}} = 0,2 \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$$

Задание 3. Рассчитайте объём исходного раствора CaCl₂, имеющего плотность 1,3 г/см³ (массовая доля соли в растворе составляет 35 %), который нужно взять, чтобы приготовить из него 200 см³ раствора с молярной концентрацией эквивалента 2,0 моль/дм³. Вычислите титр приготовленного раствора.

Ответ. Дано: $V_{\text{CaCl}_2} = 200 \text{ см}^3 = 0,2 \text{ дм}^3 = 0,2 \text{ л}$; $c_{\text{Э}}(\text{CaCl}_2) = 2,0 \text{ моль/дм}^3 = 2,0 \text{ моль/л}$; $\rho_{\text{исходного раствора}}(\text{CaCl}_2) = 1,3 \text{ г/см}^3 = 1,3 \text{ г/мл}$; $\omega_{\text{исходного раствора}}(\text{CaCl}_2) = 35\%$.

Вычислить: $V_{\text{исходного раствора}}(\text{CaCl}_2)$, T_{CaCl_2} .

По формуле (4) вычислим массу CaCl₂, которая должна содержаться в 200 см³ раствора с молярной концентрацией эквивалента 2,0 моль/дм³:

$m(\text{CaCl}_2) = c_{\text{Э}}(\text{CaCl}_2) \cdot V_{\text{CaCl}_2} \cdot M_{\text{Э}}(\text{CaCl}_2) = 2 \text{ моль/л} \cdot 0,2 \text{ л} \cdot 55,5 \text{ г/моль} = 22,2 \text{ г}$,
где $M_{\text{Э}}(\text{CaCl}_2)$ — молярная масса эквивалента CaCl₂, равная $\frac{1}{2} M = \frac{1}{2} \cdot 111 \text{ г/моль} = 55,5 \text{ г/моль}$.

По формуле (2) вычислим массу исходного раствора CaCl₂, в котором содержится 22,2 г соли.

$$\omega = \frac{m_{\text{CaCl}_2}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100\%, \Rightarrow m_{\text{раствора}} = \frac{m_{\text{CaCl}_2}}{\omega} \cdot 100\% = \frac{22,2 \text{ г}}{35\%} \cdot 100\% = 63,43 \text{ г}.$$

Объём исходного раствора равен

$$V_{\text{исходного раствора (CaCl}_2\text{)}} = m_{\text{исходного раствора}} : \rho_{\text{исходного раствора}} = 63,43 \text{ г} : 1,3 \text{ г/см}^3 = 48,8 \text{ см}^3 = 48,8 \text{ мл}.$$

Титр равен отношению массы растворённого вещества к объёму раствора, чаще всего титр выражают в г/см³ или г/мл:

$$T_{\text{CaCl}_2} = \frac{C_{\text{Э (CaCl}_2\text{)}} \cdot M_{\text{Э (CaCl}_2\text{)}}}{1000} = \frac{2,0 \text{ моль/л} \cdot 55,5 \text{ г/моль}}{1000} = 0,111 \text{ г/мл}.$$

Задание 4. Вычислите молярную концентрацию эквивалента серной кислоты, если на титрование 10 см³ этого раствора потребовалось 9,5 см³ раствора КОН с молярной концентрацией эквивалента 0,05 моль/дм³.

Ответ. Дано: $V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 10 \text{ см}^3 = 10 \text{ мл}$; $V_{\text{КОН}} = 9,5 \text{ см}^3 = 9,5 \text{ мл}$;

$C_{\text{Э (КОН)}} = 0,05 \text{ моль/дм}^3 = 0,05 \text{ моль/л}$.

Вычислить: $C_{\text{Э (H}_2\text{SO}_4\text{)}}$.

Титрование ведётся до точки эквивалентности, т.е. до того момента, когда число эквивалентов первого раствора $C_{\text{Э (1)}} \cdot V_1$ равно числу эквивалентов второго раствора $C_{\text{Э (2)}} \cdot V_2$.

$$\begin{aligned} C_{\text{Э (H}_2\text{SO}_4\text{)}} \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4} &= C_{\text{Э (КОН)}} \cdot V_{\text{КОН}}, \\ C_{\text{Э (H}_2\text{SO}_4\text{)}} \cdot 10 \text{ мл} &= 0,05 \text{ моль/л} \cdot 9,5 \text{ мл}, \\ C_{\text{Э (H}_2\text{SO}_4\text{)}} &= \frac{0,05 \text{ моль/л} \cdot 9,5 \text{ мл}}{10 \text{ мл}} = 0,0475 \text{ моль/л}. \end{aligned}$$

Задание 5. Вычислите массу растворённого вещества и массу растворителя, необходимых для приготовления 400 см³ раствора, массовая доля растворённого вещества в котором равна 30 %, а плотность его — 1,27 г/см³.

Ответ. Дано: $V_{\text{раствора}} = 400 \text{ см}^3 = 400 \text{ мл}$; $\omega_{\text{раствора}} = 30\%$;

$\rho_{\text{раствора}} = 1,27 \text{ г/см}^3 = 1,27 \text{ г/мл}$.

Вычислить: $m_{\text{растворённого вещества}}$; $m_{\text{растворителя}}$.

Вычислим массу раствора

$$m_{\text{раствора}} = V_{\text{раствора}} \cdot \rho_{\text{раствора}} = 400 \text{ мл} \cdot 1,27 \text{ г/мл} = 508 \text{ г}.$$

Массу растворённого вещества вычисляем по формуле (2):

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

$$\omega_{\text{растворённого вещества}} = \frac{30\% \cdot 508 \text{ г}}{100\%} = 152,4 \text{ г}.$$

Масса растворителя равна

$$m_{\text{растворителя}} = m_{\text{раствора}} - m_{\text{растворённого вещества}} = 508 \text{ г} - 152,4 \text{ г} = 355,6 \text{ г}.$$

2.3. Вопросы и типовые задачи к контрольной работе

Вопросы

1. Раствор как гомогенная дисперсная система. Растворитель, растворённое вещество.
2. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, титр.
3. Пересчёт одного способа выражения концентрации в другие.
4. Методы приготовления растворов с точно известной концентрацией.

Типовые задачи

Задача 1. Какова будет массовая доля растворённого вещества, если для приготовления раствора взято 25 г этого вещества и 75 г воды?

Задача 2. Вычислите массу растворённого вещества и массу растворителя, необходимых для приготовления 500 см³ раствора, массовая доля растворённого вещества в котором равна 25 %, а плотность его — 1,2 г/см³.

Задача 3. Вычислите молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и титр раствора сульфата натрия, если в 250 см³ этого раствора содержится 3,55 г Na₂SO₄.

Задача 4. Рассчитайте объём исходного раствора Ca(NO₃)₂ плотностью 1,25 г/см³ (массовая доля соли в растворе составляет 22 %), который нужно взять, чтобы приготовить из него 500 см³ раствора с молярной концентрацией эквивалента 1,0 моль/дм³. Вычислите титр приготовленного раствора.

Задача 5. Вычислите молярную концентрацию эквивалента азотной кислоты, если на титрование 20 см³ этого раствора потребовалось 19,5 см³ раствора КОН с молярной концентрацией эквивалента 0,01 моль/дм³.

Тема 3. ЖЁСТКОСТЬ ПРИРОДНЫХ ВОД

3.1. Вопросы для подготовки к лабораторной работе

1. Жёсткость воды, её виды, единицы измерения жёсткости.
 2. Влияние жёсткости на свойства воды и способы устранения жёсткости.
- Литература: [1 — Работа 18]; [4 — гл. II, § 8].

3.2. Выполнение типовых заданий

Задание 1. Вычислите общую жёсткость воды по результатам анализа, в ходе которого установлено, что в 200 мл воды содержится 36 мг ионов Mg^{2+} и 25 мг ионов Ca^{2+} .

Ответ. Жёсткость воды обуславливается присутствием в ней ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} . Количественно жёсткость выражается числом ммоль эквивалентов на литр: 1 эквивалент Ca^{2+} равен $\frac{1}{2} M(Ca^{2+})$, 1 эквивалент Mg^{2+} равен $\frac{1}{2} M(Mg^{2+})$, массы эквивалентов названных ионов соответственно равны

$$M_e(Ca^{2+}) = \frac{1}{2} M(Ca^{2+}) = \frac{1}{2} \cdot 40 = 20 \text{ г/моль, или } 20 \text{ мг/ммоль; ммоль}$$

$$M_e(Mg^{2+}) = \frac{1}{2} M(Mg^{2+}) = \frac{1}{2} \cdot 24 = 12 \text{ г/моль, или } 12 \text{ мг/ммоль. ммоль}$$

Рассчитаем количество ммоль эквивалентов Ca^{2+} и Mg^{2+} в 1 л исследуемой воды:

0,2 л содержат $(36 : 12)$ ммоль эквивалентов Mg^{2+} ,

1 л содержит x ммоль эквивалентов Mg^{2+} .

$$x = \frac{36 \cdot 1}{12 \cdot 0,2} = 15,00 \text{ ммоль эквивалентов } Mg^{2+}.$$

0,2 л содержат $(25 : 20)$ ммоль эквивалентов Ca^{2+} ,

1 л содержит y ммоль эквивалентов Ca^{2+} .

$$y = \frac{25 \cdot 1}{20 \cdot 0,2} = 6,25 \text{ ммоль эквивалентов } Ca^{2+}.$$

$$Ж_{общ} = x + y = 15,00 + 6,25 = 21,25 \text{ ммоль/л.}$$

Задание 2. Сколько граммов хлорида кальция содержится в 5 м^3 воды, если жёсткость, обусловленная присутствием этой соли, равна $3,8 \text{ ммоль/л}$?

Ответ. Масса моль эквивалента $CaCl_2$ равна

$$\frac{1}{2} M(CaCl_2) = \frac{1}{2} \cdot 111 = 55,5 \text{ г/моль.}$$

Из условия задачи следует, что

1 л воды содержит $3,8 \text{ ммоль/л} \cdot 55,5 \text{ мг/ммоль } CaCl_2$,
5000 л воды содержат x мг соли.

$$x = \frac{5000 \cdot 3,8 \cdot 55,5}{1} = 1054,5 \text{ г, или } 1,0545 \text{ кг.}$$

Задание 3. Определите карбонатную и общую жёсткость воды водоёма, содержащей в 100 л $100 \text{ мг } Ca^{2+}$, $30 \text{ мг } Na^+$, $3,6 \text{ мг } Mg^{2+}$, $120 \text{ мг } Cl^-$, $30,5 \text{ мг } HCO_3^-$.

Ответ. Общая жёсткость воды определяется присутствием в ней ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , карбонатная жёсткость создаётся также ионами Ca^{2+} и Mg^{2+} , но связанными с ионами гидрокарбоната HCO_3^- , т.е. именно ионы HCO_3^- и определяют временную жёсткость.

В 1 л воды содержится $305 \text{ мг } HCO_3^-$, $100 \text{ мг } Ca^{2+}$ и $3,6 \text{ мг } Mg^{2+}$.

$$M_e(HCO_3^-) = M(HCO_3^-) = 61 \text{ г/моль, или } 61 \text{ мг/ммоль.}$$

Из этого следует, что

$$Ж_{вр} = \frac{m(HCO_3^-)}{M_e(HCO_3^-)} = \frac{305}{61} = 5 \text{ ммоль/л.}$$

$$Ж_{общ} = \frac{m(Ca^{2+})}{M_e(Ca^{2+})} + \frac{m(Mg^{2+})}{M_e(Mg^{2+})} = \frac{100}{20} + \frac{36}{12} = 8 \text{ ммоль/л.}$$

Присутствие других ионов не имеет отношения к жёсткости воды.

Задание 4. Вычислите временную жёсткость воды, зная, что на реакцию с гидрокарбонатами, содержащимися в 20 мл этой воды, было затрачено 15 мл раствора HCl с концентрацией $0,01 \text{ моль/л}$.

Ответ. В основе аналитического определения временной жёсткости лежит титрование определённого объёма воды раствором соляной кислоты точной концентрации. Расчёт временной жёсткости осуществляется по формуле

$$Ж_{вр} = \frac{c_{HCl} \cdot V_{HCl} \cdot 1000}{V_{H_2O}},$$

где c_{HCl} — концентрация раствора соляной кислоты, моль/л;

V_{HCl} — объём раствора HCl , пошедший на титрование, мл;

V_{H_2O} — объём пробы анализируемой воды, мл;

1000 — множитель пересчёта моль в ммоль.

$$Ж_{вр} = \frac{0,01 \cdot 15 \cdot 1000}{20} = 7,5 \text{ ммоль/л.}$$

Тема 4. МЕТОДЫ ОЧИСТКИ ПРИРОДНЫХ ВОД

4.1. Вопросы для подготовки к лабораторной работе

1. Состав природных вод и требования к качеству воды различного назначения использования.

2. Критерии выбора и основные методы очистки воды

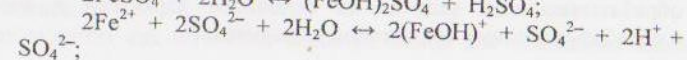
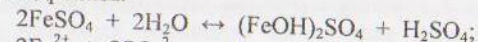
Литература: [1 — Работа 19]; [2 — § 15.3].

4.2. Выполнение типовых заданий

Задание 1. Напишите уравнение реакции гидролиза сульфата железа (II) $FeSO_4$, укажите условия доведения процесса практически до конца.

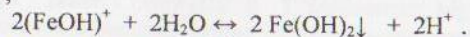
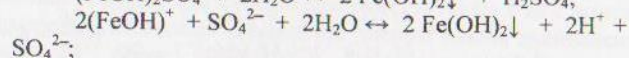
Ответ. Сульфат железа (II) образован сильной кислотой и слабым двухкислотным основанием, поэтому гидролиз соли будет протекать в две ступени (см. работу 11).

Первая ступень гидролиза:





Вторая ступень гидролиза:

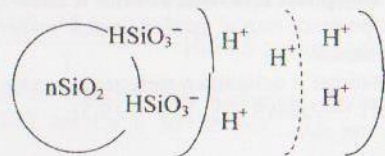
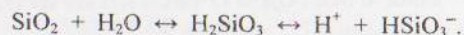


В растворе накапливаются ионы H^+ , реакция среды становится кислой уже в первой ступени, и вторая ступень, которая также сопровождается образованием ионов H^+ , сильно затормаживается вплоть до полного прекращения реакции.

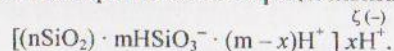
При обработке мутных и окрашенных вод, содержащих коллоидные примеси, используют соли-коагулянты, которые, гидролизуясь, образуют слабые электролиты в коллоидном состоянии с частицами, несущими заряд, противоположный заряду частиц примесей. Вследствие этого важно, чтобы гидролиз солей-коагулянтов доходил до конца, а для этого необходимо нейтрализовать возникающие ионы H^+ или OH^- . В рассматриваемом случае необходимо нейтрализовать ионы H^+ , добавляя в воду щелочь или соли имеющие щелочную реакцию среды.

Задание 2. Изобразите структуру коллоидной мицеллы песка и определите заряд его коллоидной частицы.

Ответ. Поверхностные молекулы частиц песка, находясь в контакте с водой, взаимодействуют с ней и образуют слабую кремниевую кислоту, которая диссоциирует с образованием небольшого количества ионов, сообщаящих частице заряд



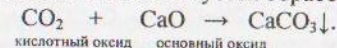
Гидросиликат-ионы HSiO_3^- удерживаются частицей песка, а ионы H^+ частично переходят в жидкую фазу, окружающую частицу, поэтому на поверхности частицы образуется некоторый избыток отрицательных ионов



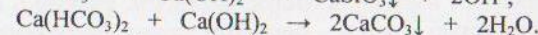
Задание 3. Напишите реакции взаимодействия кислых примесей воды с обрабатываемыми веществами основного характера и восстановителей — с обрабатываемыми веществами-окислителями.

Ответ. Для обработки воды выбираются реагенты не только определённого химического действия, но также доступные, безвредные, дешёвые и по возможности полифункционального действия, т.к. любой реагент, вносимый в воду, приводит к её дополнительному загрязнению.

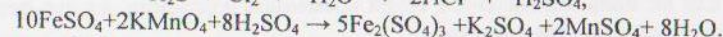
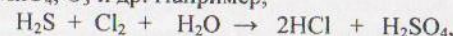
Для удаления углекислого газа используется обработка воды известью:



Известь удаляет также ионы железа (Fe^{2+} , Fe^{3+}), силикат-ионы (SiO_3^{2-}), временную жёсткость:



В качестве окислителей при обработке вод, содержащих восстановители, используются Cl_2 , KMnO_4 , O_3 и др. Например,



Задание 4. Чему равна общая жёсткость воды, если для её устранения к 20 л воды необходимо добавить 2,28 г фосфата натрия (Na_3PO_4)?

Ответ. По закону эквивалентов на эквивалент солей жёсткости потребуются эквивалент фосфата натрия.

$$M_r(\text{Na}_3\text{PO}_4) = \frac{M(\text{Na}_3\text{PO}_4)}{3} = \frac{164}{3} = 54,6 \text{ г/моль}.$$

В 1 л воды вносится

$$\frac{m(\text{Na}_3\text{PO}_4)}{V(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2,28}{20} = 0,114 \text{ г} = 114 \text{ мг},$$

что составляет $\frac{114}{54,6} = 2,21$ ммоль эквивалентов фосфата натрия. Следова-

тельно, общая жёсткость воды равна 2,21 ммоль/л.

Задание 5. Какое количество соды (Na_2CO_3) надо прибавить к 100 м³ воды, чтобы устранить её общую жёсткость, равную 4,5 ммоль/л?

Ответ. В 100 м³, или 100000 л, воды содержится 4,5 · 100000 = 450000 ммоль эквивалентов = 450 моль эквивалентов солей жёсткости. На выделение из воды такого количества солей жёсткости потребуется 450 моль эквивалентов Na_2CO_3 .

$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2} M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = (106) : (2) = 53 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 450 \cdot 53 = 23850 \text{ г} = 23,85 \text{ кг}.$$

Задание 6. Можно ли при обработке воды одни реагенты заменять другими?

Ответ. Одни реагенты можно заменить другими, имеющими аналогичное химическое действие.

Сода используется как источник карбонат-ионов для осаждения ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} :



поэтому соду можно заменить любым водорастворимым реагентом, диссоциирующим с образованием CO_3^{2-} .

Щелочные реагенты также взаимозаменяемы. Известь $\text{Ca}(\text{OH})_2$ можно заменить NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$:

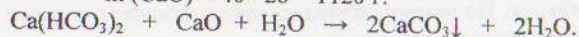


Однако при этом следует учитывать стоимость реагентов и их безвредность для организма, даже если заменитель оказывается химически очень эффективным.

Задание 7. Для глубокого умягчения 10 м^3 воды, имеющей временную жёсткость, равную 4 ммоль/л , а общую жёсткость, равную 6 ммоль/л , обрабатывали сначала известью, а затем – фосфатом натрия. Рассчитайте количества используемых реагентов.

Ответ. Из воды необходимо удалить $4 \cdot 10000 = 40000 \text{ ммоль}$ эквивалентов или 40 моль эквивалентов солей временной жёсткости, на что потребуется 40 моль эквивалентов извести.

$$\begin{aligned} M_2(\text{CaO}) &= \frac{1}{2} M(\text{CaO}) = \frac{1}{2} \cdot 56 \text{ г/моль} = 28 \text{ г/моль}; \\ m(\text{CaO}) &= 40 \cdot 28 = 1120 \text{ г}. \end{aligned}$$



В воде остаётся постоянная жёсткость в количестве $6 - 4 = 2 \text{ ммоль/л}$, отсюда следует, что для её удаления потребуется

$$2 \cdot 10000 = 20000 \text{ ммоль, или } 20 \text{ моль эквивалентов } \text{Na}_3\text{PO}_4;$$

$$\begin{aligned} M_3(\text{Na}_3\text{PO}_4) &= \frac{1}{3} M(\text{Na}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3} \cdot 164 = 54,6 \text{ г/моль}; \\ m(\text{Na}_3\text{PO}_4) &= 54,6 \cdot 20 = 1092 \text{ г}. \end{aligned}$$



4.3. Вопросы и типовые задания к коллоквиуму

Вопросы

1. Строение воды.
2. Физические и химические свойства воды.
3. Состав природных вод.
4. Распространение воды в природе. Роль воды в жизни и хозяйственной деятельности человека.
5. Требования к качеству воды различного направления использования.
6. Фазово-дисперсная характеристика примесей воды.
7. Удаление из воды грубодисперсных примесей.
8. Очистка воды от коллоидных примесей методом коагуляции.
9. Обезгаживание воды физическими и химическими методами: удаление из воды CO_2 , H_2S , O_2 .
10. Очистка воды от органических примесей. Обеззараживание воды.
11. Жёсткость воды: её виды, единицы измерения и влияние на качество воды.

12. Умягчение и обессоливание воды физическими методами.
13. Химические методы умягчения воды: известковый, известково-содовый, фосфатный.
14. Физико-химический метод умягчения воды: иониты, их ёмкость, механизм действия, регенерация.
15. Обезжелезивание воды.
16. Удаление из воды силикат-ионов SiO_3^{2-} .
17. Оценка методов очистки воды и критерии их выбора.

Типовые задания

Задание 1. Охарактеризуйте состав природных вод.

Ответ. Вода — универсальный растворитель, и поэтому в природе она не встречается в чистом виде. Она содержит гетерогенные примеси (грубодисперсные, коллоидные); органические и неорганические вещества; растворённые газы, различные соли, которые она вымывает из пород при контакте с ними. Особую группу примесей образуют живые организмы, населяющие её, и продукты их жизнедеятельности.

Гетерогенные примеси — это главным образом взвесь песка, глины, мела, частицы почвы и ила; а также плохо растворимые органические вещества (жиры, полимеры), которые образуют коллоидные растворы. Эти примеси придают воде мутность и окраску.

Из растворённых газов в природной воде следует отметить кислород O_2 , образующийся в результате фотосинтеза зелёных водорослей, и углекислый газ CO_2 , образующийся вследствие дыхания живых организмов. Содержание кислорода выше днём.

Задание 2. Опишите, как проводится очистка воды от растворённых в ней газов — обезгаживание воды.

Ответ. Вода, как универсальный растворитель, содержит растворённые газы атмосферы — CO_2 , O_2 , а также газы, образующиеся при взаимодействии воды с породами, контактирующими с ней.

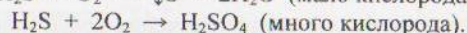
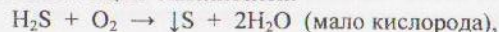
Наиболее опасными газами, вызывающими коррозию машин, механизмов, бетонов, являются углекислый газ CO_2 , кислород O_2 и сероводород H_2S . Удаление этих газов можно осуществить физическими методами, учитывая, что их растворимость падает с повышением температуры и понижением давления. Нагревание, вакуумирование применяются для малых объёмов воды. Чаще используется аэрация воды, т.е. продувка её воздухом, который, проходя через воду, будет уносить из неё другие растворённые газы, но не кислород.

Можно использовать химические методы очистки воды, учитывая природу удаляемого газа.

Сероводород, растворяясь в воде, проявляет кислые свойства, поэтому его можно удалить известкованием воды, заставляя ион S^{2-} уйти из воды в виде труднорастворимого соединения:



С другой стороны, H_2S проявляет восстановительные свойства, поэтому его можно разложить с помощью окислителей:

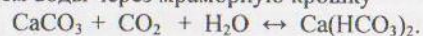


Но в первой реакции вода становится мутной из-за выделившейся коллоидной серы, и воду нужно будет обрабатывать коагулянтами для осветления, а во втором случае вода становится кислой, и её нужно будет нейтрализовать щелочными веществами.

CO_2 — кислотный оксид, и его концентрацию в воде можно понизить обработкой известью:



или фильтрованием воды через мраморную крошку



В результате в первом случае вода мутнеет, а во втором становится жёсткой.

Любая обработка воды требует дополнительных операций по её последующей очистке.

Задание 3. Опишите сущность ионообменного метода умягчения воды.

Ответ. Это физико-химический метод умягчения, один из самых эффективных методов. Он основан на явлении обменной адсорбции ионов жёсткости (Ca^{2+} , Mg^{2+}) на ионообменных смолах-катионитах, находящихся в кислотной или солевой форме:



Метод очень эффективный, но дорогой, поэтому используется для глубокого умягчения воды после предварительного удаления солей жёсткости любым химическим методом.

Смола обладает обменной ёмкостью (ОЕ):

$$OE = \frac{K_{H_2O} \cdot V_{H_2O} \cdot a}{V_{смолы}},$$

где a — коэффициент пересчёта единиц измерения.

После истощения ОЕ смолу подвергают регенерации раствором $NaCl$ или раствором H_2SO_4 в зависимости от формы, в которую должны вернуть катионит. После отмывки катионита дистиллированной водой от регенерирующего раствора смолу можно использовать снова для умягчения.

Тема 5. ГЕТЕРОГЕННЫЕ ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

5.1. Вопросы для подготовки к лабораторной работе

1. Классификация дисперсных систем.

2. Причины термодинамической неустойчивости гетерогенных дисперсных систем и факторы устойчивости.

Литература: [1 — Работа 18]; [2 — § 8.7]; [3 — § 7.8].

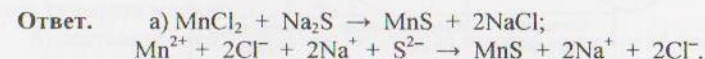
5.2. Выполнение типовых заданий

Задание 1. Образование сульфида марганца происходит в результате взаимодействия водных растворов хлорида марганца и сульфида натрия:

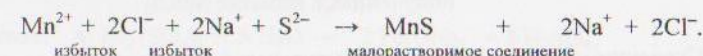
а) напишите в молекулярной и полной ионно-молекулярной форме уравнение реакции;

б) составьте схему мицеллы сульфида марганца в случае избытка хлорида марганца и в случае избытка сульфида натрия. Укажите структурные части мицелл: ядро, потенциалопределяющие ионы, противоионы адсорбционного и диффузного слоя, границы возникновения электрокинетического потенциала;

в) выберите наиболее эффективный коагулянт для золя с положительным и с отрицательным зарядом коллоидной частицы среди следующих электролитов: $NaCl$, Na_2SO_4 , $CaCl_2$, $AlCl_3$, Na_3PO_4 .



б) Рассмотрим строение мицеллы в случае избытка хлорида марганца.

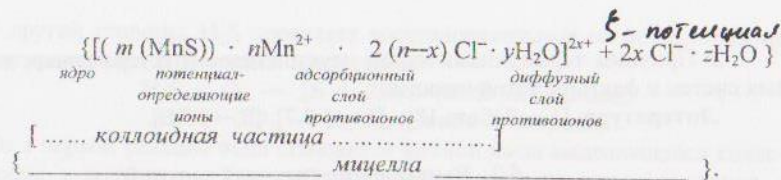


Ядро коллоидной частицы состоит из агрегата молекул малорастворимых в воде частиц — $m(MnS)$. Родственные ядру и находящиеся в избытке ионы Mn^{2+} образуют слой потенциалопределяющих ионов — nMn^{2+} . Ионы, противоположные по знаку потенциалопределяющим ионам (противоионы), — Cl^- (тоже содержатся в избытке), вследствие электростатического взаимодействия притягиваются к потенциалопределяющим Mn^{2+} .

Часть противоионов с молекулами воды $2(n-x)Cl^- \cdot yH_2O$ входят в адсорбционный слой, а оставшаяся часть — $2xCl^- \cdot zH_2O$ образует диффузный слой. Всё вместе составляет мицеллу, которая электронейтральна. На границе адсорбционного и диффузного слоя возникает электрокинетический ζ (дзета)– потенциал. Это важнейший фактор стабильности коллоидных систем.

Коллоидная частица состоит из ядра, потенциалопределяющих ионов и противоионов адсорбционного слоя. Ясно, что коллоидная частица имеет электрический заряд, величина которого равна разности зарядов потенциалопределяющих ионов и противоионов. Отсюда следует, что заряд коллоидной частицы положительный.

ζ – потенциал

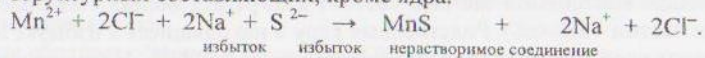


Графическое изображение строения мицеллы гидрозоля MnS представлено на рис. 1.

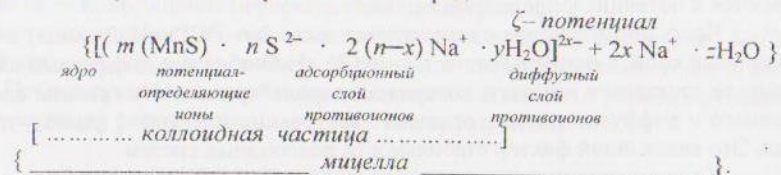


Рис. 1. Схема строения гидрозоля сульфида марганца, полученная в избытке MnCl_2

Строение мицеллы в случае избытка сульфида натрия будет отличаться по составу структурных составляющих, кроме ядра.

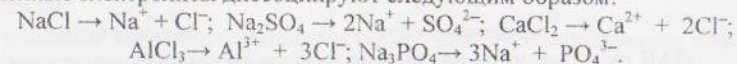


Слой потенциалопределяющих ионов будет состоять из родственных ядер ионов S^{2-} , противоионами будут находящиеся в избытке ионы Na^+ , и коллоидная частица будет иметь отрицательный заряд.



в) Если противоионы будут преимущественно скапливаться в адсорбционном слое, то заряд коллоидной частицы и ξ -потенциал будут уменьшаться, что приведёт к потере стабильности золя и его коагуляции (увеличению размера частиц вследствие их слипания). Такое явление происходит при введении в

золь электролита-коагулянта, в котором ионом-коагулятором будет ион со знаком заряда, противоположным заряду коллоидной частицы, т.е. одинаковым с зарядом противоионов. Чем больше заряд иона-коагулятора, тем выше его коагулирующая сила и меньше порог коагуляции. Под порогом коагуляции понижают наименьшую концентрацию электролита, вызывающую коагуляцию. Предложенные электролиты диссоциируют следующим образом:

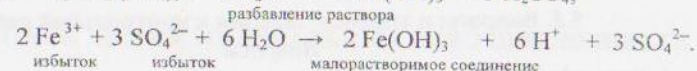
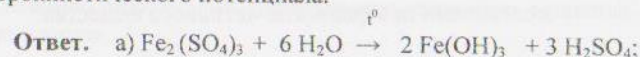


Наибольший отрицательный заряд имеет ион PO_4^{3-} , поэтому Na_3PO_4 будет наиболее эффективным коагулянтом для положительно заряженного золя сульфида марганца, т.к. для разрушения коллоидной системы его потребуется меньше. Для отрицательно заряженного золя наименьший порог коагуляции имеет AlCl_3 .

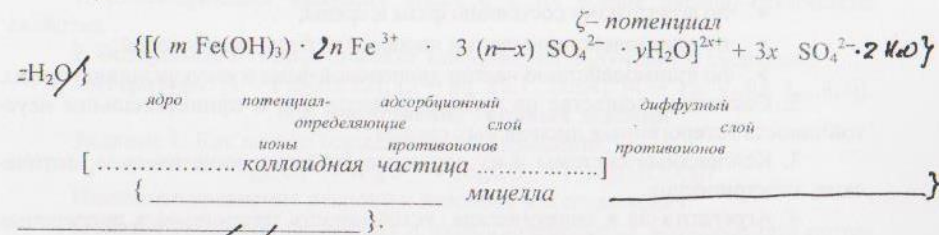
Задание 2. В результате гидролиза соли $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, протекающего в соответствующих условиях (повышенная температура и разбавление раствора) с практически полным смещением равновесия в сторону продуктов реакции, образуется положительно заряженный золь гидроксида железа:

а) напишите молекулярное и полное ионно-молекулярное уравнение гидролиза сульфата железа (II);

б) составьте схему мицеллы гидрозоля железа, укажите её составные части: ядро, потенциалопределяющие ионы, противоионы адсорбционного и диффузного слоя. Укажите коллоидную частицу, её заряд и границу возникновения электрокинетического потенциала.



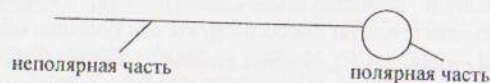
б)



Задание 3. Изобразите графически, как поверхностно-активное вещество стабилизирует эмульсию типа «вода в масле».

Ответ. Эмульсии состоят из несмешивающихся жидкостей, причём полярные жидкости условно называют «вода», а неполярные – «масло». Равно-

весному, устойчивому состоянию системы отвечает её разделение на две фазы: «вода» и «масло». Чтобы предотвратить такое разделение, вводят стабилизаторы, например поверхностно-активные вещества (ПАВ), которые имеют неполярную (гидрофобную) часть и полярную (гидрофильную) часть.



ПАВ располагаются на границе раздела фаз «вода» — «масло» таким образом, чтобы полярная часть молекулы была обращена к полярной фазе (воде), а неполярная — к неполярной фазе (маслу) (рис.2). На границе раздела фаз создаётся защитный молекулярно-адсорбционный слой, который предотвращает укрупнение частиц дисперсной фазы.

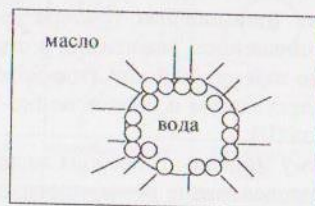


Рис. 2. Схема стабилизации эмульсии типа «вода в масле» молекулами поверхностно-активного вещества

5.3. Вопросы и типовые задания к контрольной работе

Вопросы

1. Классификация дисперсных систем:
 - по размеру частиц дисперсной фазы;
 - по агрегатному состоянию фазы и среды;
 - по взаимодействию частиц дисперсной фазы между собой;
 - по взаимодействию частиц дисперсной фазы и дисперсионной среды.
2. Состояние вещества на границе раздела фаз и принципиальная неустойчивость гетерогенных дисперсных систем.
3. Коллоидные системы и их основные свойства: кинетические, оптические, электрические.
4. Агрегативная и кинетическая устойчивость гетерогенных дисперсных систем и основные факторы устойчивости.
5. Коагуляция коллоидных систем.
6. Адсорбция и поверхностно-активные вещества.

Типовые задания

1. Напишите:

- молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции, лежащей в основе получения золя гидроксида алюминия путём гидролиза хлорида алюминия;
- схему мицеллы, её графическое изображение, укажите все составные части мицеллы;
- определите заряд коллоидной частицы, границу возникновения термодинамического и электрокинетического потенциала;
- выберите наиболее эффективный коагулятор среди следующих электролитов: NaCl , Na_2SO_4 , CaCl_2 , AlCl_3 , Na_3PO_4 .

2. Напишите:

- молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции, лежащей в основе получения золя сульфида ртути (II) путём взаимодействия нитрата ртути (II) и сульфида натрия при условии избытка нитрата ртути (II);
- схему мицеллы, её графическое изображение, укажите все составные части мицеллы;
- определите заряд коллоидной частицы, границу возникновения термодинамического и электрокинетического потенциала.

3. Что такое дзета-потенциал и как его величина влияет на устойчивость коллоидной системы? Покажите на примере любого золя.

4. Какие вещества называются поверхностно-активными, каково их строение и в чём заключается основное действие ПАВ? Покажите графически стабилизацию молекулами поверхностно-активного вещества эмульсии типа «масло в воде».

Тема 6. ХИМИЯ МИНЕРАЛЬНЫХ ВЯЖУЩИХ ВЕЩЕСТВ

6.1. Вопросы для подготовки к занятиям

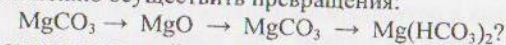
1. Классификация вяжущих веществ и их общие физико-химические свойства.

2. Воздушные и гидравлические вяжущие, их получение и твердение.

Литература: [1 — Работа 22]; [3 — §§ 10.1...10.4]; [4 — гл. V, §§ 1...4, 6].

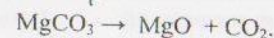
6.2. Выполнение типовых заданий

Задание 1. Как можно осуществить превращения:

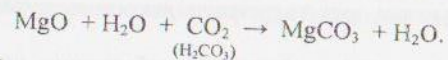


Напишите уравнения реакций и назовите все соединения.

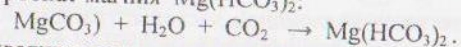
Ответ. Карбонаты щелочных и щелочноземельных металлов при нагревании способны разлагаться на углекислый газ и соответствующие оксиды. Карбонат магния MgCO_3 разлагается с образованием оксида магния MgO :



Основной оксид взаимодействует с угольной кислотой H_2CO_3 , которая в небольших количествах образуется во влажной среде, содержащей углекислый газ:

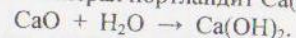


Образуется карбонат магния MgCO_3 , который в избытке CO_2 переходит в растворимый гидрокарбонат магния $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$:

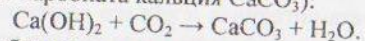


Задание 2. Приведите химические реакции, лежащие в основе процессов твердения на воздухе при обычных температурах строительного раствора на основе воздушной строительной извести, и минеральный состав полученного продукта.

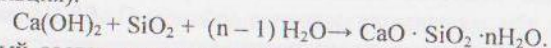
Ответ. Основные компоненты, которые используются для строительных растворов: воздушная строительная известь CaO , кварцевый песок SiO_2 и вода. Известь подвергается гидратации, в результате чего образуется гидроксид кальция, кристаллизующийся в минерал портландит $\text{Ca}(\text{OH})_2$:



Под действием углекислого газа, содержащегося в воздухе, происходит карбонизация (образование карбоната кальция CaCO_3):



Очень медленно в обычных условиях идёт силикатизация (образование гидросиликата кальция):



Минеральный состав полученного материала: портландит $\text{Ca}(\text{OH})_2$; гидросиликат кальция $\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$; карбонат кальция CaCO_3 .

Задание 3. Зная минеральный состав цементного камня, напишите возможные реакции между составляющими цементного камня и ионами водорода, содержащимися в кислой среде, контактирующей с цементным камнем.

Ответ. На рис.3 изображена схема процессов структурообразования и разрушения (коррозии) цементного камня, полученного из портландцемента.

Структурообразование цементного камня является сложным физико-химическим процессом, в котором в результате взаимодействия с водой минералов цементного клинкера образуются гидросиликаты, гидроалюминаты, гидроферриты кальция и гидроксид кальция. Карбонат кальция образуется на поверхности изделий в результате взаимодействия $\text{Ca}(\text{OH})_2$ с углекислым газом.

Коррозия цементного камня под воздействием химических реагентов и характер образующихся продуктов коррозии (растворимые соединения, вещества, не обладающие вяжущими свойствами, объёмные соединения) зависят от химической природы агрессивных агентов.

Все минералы цементного камня способны растворяться в кислой среде с образованием растворимых соединений:

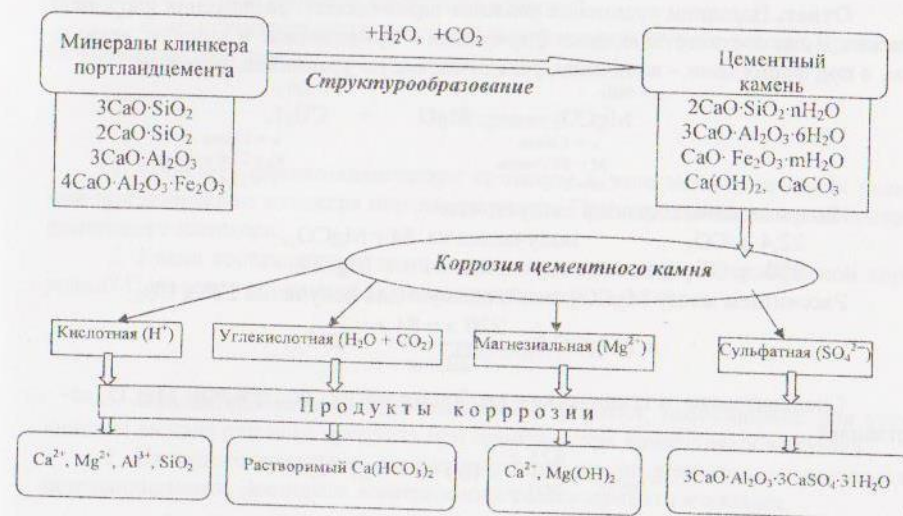
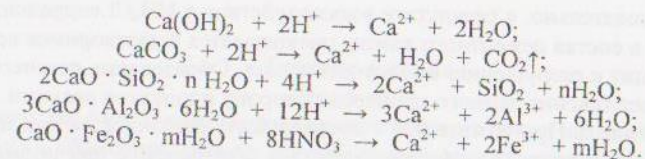
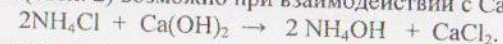


Рис. 3. Схема процессов структурообразования и коррозии цементного камня

Задание 4. Какая составляющая цементного камня способна взаимодействовать с хлоридом аммония NH_4Cl и как это сказывается на устойчивости цементного камня?

Ответ. Хлорид аммония относится к классу солей и может вступать в обменные взаимодействия с другими соединениями, если продуктом реакции будет осадок, газ или слабый электролит (тема 1, задание 2). Образование слабого электролита NH_4OH (табл. 2) возможно при взаимодействии с $\text{Ca}(\text{OH})_2$:



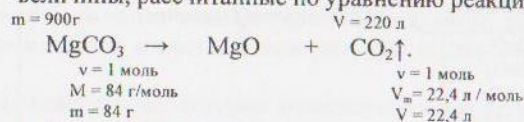
Запишем данную реакцию в ионно-молекулярной форме с учётом того, что гидроксид аммония является неустойчивым соединением и способен разлагаться на летучий аммиак и воду:



Следовательно, в результате взаимодействия с NH_4Cl гидроксид кальция, входящий в состав цементного камня, превращается в растворимое соединение, что приводит к разрушению цементного камня. Образование летучего соединения смещает течение данного процесса в сторону продуктов реакции.

Задание 5. При обжиге 900 г технического карбоната магния до постоянной массы получили 220 л углекислого газа, измеренного при нормальных условиях. Вычислите массовую долю, %, MgCO_3 в образце, взятом для обжига.

Ответ. Напишем уравнение реакции термического разложения карбоната магния и над соответствующими формулами – приведённые в задании величины, а под формулами – величины, рассчитанные по уравнению реакции:



Из приведённых данных следует, что:

22,4 л CO_2 получается из 84 г MgCO_3 ,

220 л CO_2 должно получиться из x г MgCO_3 .

Рассчитаем массу MgCO_3 , необходимую для получения 220 л CO_2 :

$$m(\text{MgCO}_3) = \frac{220 \text{ л} \times 84 \text{ г}}{22,4 \text{ л}} = 825 \text{ г}.$$

Следовательно, в техническом карбонате магния содержание MgCO_3 составляет

$$\omega_{\text{MgCO}_3} = \frac{825 \text{ г}}{900 \text{ г}} \times 100 \% = 91,7 \%.$$

6.3. Вопросы и типовые задания к контрольной работе

Вопросы

1. Классификация минеральных вяжущих веществ и их общие физико-химические свойства: высокая степень дисперсности, гидравлическая активность, способность давать пластично-вязкую массу, самопроизвольный переход в камневидное состояние.

2. Состав сырья, процессы получения и твердения гипсовых и известковых вяжущих. Известь воздушная и гидравлическая, силикатное вяжущее.

3. Портландцемент. Сырьё для получения клинкера. Физико-химические процессы при обжиге сырья, минеральный состав клинкера. Взаимодействие с водой клинкерных минералов портландцемента, минеральный состав цементного камня.

4. Основные причины коррозии бетона и классификация коррозионных процессов по виду разрушения. Коррозия выщелачивания, кислотная, магниезиальная, сульфатная, солевая.

Типовые задания

Вариант 1

1. Опишите физико-химические процессы при гашении комовой (немолотой извести) и объясните, почему происходит её самопроизвольное измельчение. Какое техническое название имеет получаемый продукт? Как идёт взаимодействие с водой молотой воздушной извести?

2. В чём сущность магниезиальной коррозии цементного камня? Приведите уравнение реакции.

Вариант 2

1. Опишите физико-химические процессы в зоне экзотермических реакций при получении клинкера портландцемента. Приведите минеральный состав цементного клинкера.

2. Какие составляющие цементного камня участвуют в сульфатной коррозии? Приведите уравнения химических реакций.

Вариант 3

1. Охарактеризуйте физико-химические условия, необходимые для увеличения выхода готового продукта при производстве известковых вяжущих.

2. Напишите уравнения взаимодействия с водой клинкерных минералов портландцемента. Запишите минеральный состав цементного камня.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Лабораторный практикум по химии: учеб. пособие / под общ. ред. В.В. Заречанской; Воронеж. гос. арх.-строит. ун-т. – Воронеж, 2005. – 179 с.
2. Коровин Н.В. Общая химия. – М.: Высш. шк., 2000. – 558 с.
3. Сидоров В.И., Платонова Е.Е., Никифорова Т.Н. Общая химия: Учеб. пособие. – М.: АСВ, 2002. – 220 с.
4. Курс химии. В двух частях. Ч.II. Специальная для строительных ин-тов и фак. / под ред. В.А. Киреева. – М.: Высш. шк., 1975. – 236 с.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение	3
Тема 1. Равновесия в водных растворах электролитов	3
Тема 2. Приготовление растворов заданной концентрации	12
Тема 3. Жёсткость природных вод	15
Тема 4. Методы очистки природных вод	17
Тема 5. Гетерогенные дисперсные системы	22
Тема 6. Химия минеральных вяжущих веществ	27
Библиографический список.....	31

РАСТВОРЫ. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

Методические указания к внеаудиторной самостоятельной работе
по химии для студентов 1-го курса всех специальностей

Составители: Сергуткина Октябрина Романовна
Барсукова Лариса Георгиевна
Кукина Ольга Борисовна

Подписано в печать 22.12.2007. Формат 60x84 1/16. Уч.-изд. л. 1,9.
Усл.-печ. л. 2,0. Бумага писчая. Тираж 400 экз. Заказ № 688

Отпечатано: отдел оперативной полиграфии Воронежского государственного
архитектурно-строительного университета
394006 Воронеж, ул. 20-летия Октября, 84