

**МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РФ**  
**ФГБОУ ВО «Брянский государственный**  
**аграрный университет»**

# **Х И М И Я**

**Часть 3. Растворы и другие дисперсные системы**

Брянская область  
2018

УДК 546 (07)

ББК 24.1

М 29

Мартынова, Е. В. **Химия. Ч. 3. Растворы и другие дисперсные системы:** методическое пособие для аудиторной и внеаудиторной работы студентов / Е. В. Мартынова, Г. В. Чекин, В. В. Талызин: - Брянск: Изд-во Брянский ГАУ, 2018. – 68 с.

Учебно-методическое пособие составлено в соответствии с компетентными требованиями ФГОС ВО по направлениям подготовки (уровень высшего образования бакалавриат): 35.03.06 Агроинженерия (профили Технический сервис в АПК, Технической системы в агробизнесе, Технологическое оборудование для хранения и переработки сельскохозяйственной продукции) и 23.03.02 Наземные транспортно-технологические комплексы (профиль Машины и оборудование природообустройства и дорожного строительства)

В пособие включены теоретические основы функционирования дисперсных систем, приведена методика проведения лабораторных работ и даны задания для самостоятельной работы (задачи, упражнения и тестовые задания). Данное пособие предназначено для студентов очной и заочной формы обучения.

Рецензент: зав. кафедрой химии Брянского государственного университета им. акад. И.Г. Петровского к.х.н., доцент С.В. Кузнецов

Рекомендовано к изданию решением учебно-методической комиссией инженерно-технологического института протокол № 6 от 8.02.2018 года.

© Брянский ГАУ, 2018  
© Мартынова Е.В., 2018  
© Чекин Г.В., 2018  
© Талызин В.В., 2018

## СОДЕРЖАНИЕ

Введение	
Растворы и дисперсные системы.....	4
Окислительно-восстановительные реакции.....	12
Лабораторная работа № 4. Приготовление растворов заданной концентрации.....	22
Лабораторная работа № 5 Гидролиз солей. Определение константы и степени гидролиза солей	24
Лабораторная работа № 6 Окислительно-восстановительные реакции.....	27
Задачи и упражнения.....	36
Задания для автоматизированного тестового контроля.....	39
Рекомендуемая литература.....	62
Приложения.....	63

## ВВЕДЕНИЕ

Химия – одна из фундаментальных естественных наук, знание которой необходимо для плодотворной творческой деятельности современного инженера любой специальности. Сельскохозяйственное производство оказывает негативное влияние на окружающую среду, так как самым непосредственным образом связано с химическими веществами и процессами. Практически все используемые в сельскохозяйственном производстве материалы получены химическим путем. Качество химических знаний будущих инженеров приобретает особенно важное значение, в связи с необходимостью уменьшения энергозатрат, использования новых материалов и повышения надежности современной техники. Изучение химии вносит свой вклад в решение задачи формирования мировоззрения студентов.

Целью освоения дисциплины является углубление имеющихся представлений и получение новых знаний и умений в области химии, без которых невозможно решение современных технологических, экологических, сырьевых и энергетических проблем, стоящих перед человечеством. Особенностью программы является фундаментальный характер ее содержания, необходимый для формирования у бакалавров общего химического мировоззрения и развития химического мышления.

Задачи дисциплины:

- Обучать основным законам и концепциям химии.
- Формировать представления о современном состоянии химии.
- Способствовать становлению будущего инженера
- Содействовать развитию научного мировоззрения студентов.

Дисциплина «Химия» включена в Блок 1 дисциплин базовой части ОПОП - Б1.Б.19, базируется на знаниях полученных в ходе изучения химии, физики и математики в школьном курсе и ориентирована на формирование компетенций, связанных со способностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности

В результате освоения дисциплины студент должен:

*Знать:* социально значимые проблемы и процессы современного общества в связи с развитием техники и технологий, роль химии в естествознании, её связь с другими науками, значение в жизни современного общества; важнейшие химические понятия и основные учения.

*Уметь:* использовать знания теоретических основ химии в профессиональной деятельности при решении конкретных расчётных задач, при постановке лабораторных методов изучения веществ и химических процессов. Прогнозировать направление протекания обратимых химических процессов, экспериментально изучать влияние различных факторов на скорость химической реакции. Применять знания в области химии при решении профессиональных задач.

*Владеть*: важнейшими элементами техники лабораторного эксперимента, пользоваться посудой и приборами, математическими расчётами и представлением экспериментальных результатов в графическом виде. Владеть методами математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования.

Изучение курса химии складывается из лекций, лабораторно-практических занятий и работы студентов с учебником.

На лекциях студенты получают основной современный теоретический материал, который должен быть законспектирован.

На лабораторных занятиях студенты углубляют теоретические знания и овладевают навыками и техникой химического эксперимента.

Если уже в вузе студент освоит приемы и навыки экспериментирования, то в его практической работе быстро вырабатывается рациональный подход к выполнению любого задания.

Для успешного выполнения лабораторной работы необходимо:

- 1) предварительно изучить теоретический материал данной темы;
- 2) ознакомиться с описанием настоящей работы;
- 3) не начинать опыт пока не станет ясен смысл работы;
- 4) описание всех проведенных опытов и выводы следует заносить

сразу в лабораторную тетрадь.

Для достижения поставленной цели и задач студент должен уделять большое внимание самоподготовке, обязательно изучать контрольные вопросы и выполнять задания для самоподготовки, изложенные в данном пособии

В данном учебном пособии рассматривается важнейший раздел общей химии «Растворы и другие дисперсные системы». В краткой форме изложен теоретический материал по теме, приведена методика лабораторных работ и даны задания для самоподготовки и самоконтроля в виде задач, упражнений и тестовых материалов.

## РАСТВОРЫ И ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

**Раствор** – однородная (гомогенная) система переменного состава, содержащая два или большее число веществ. Вещество, взятое в избытке и в том же агрегатном состоянии, что и сам раствор, принято считать *растворителем*, а компонент, взятый в недостатке, – *растворённым веществом*.

### Классификация растворов

#### 1) По размеру частиц растворённого вещества:

*истинные растворы* - размер частиц растворённого вещества менее 1 нм ( $10^{-9}$  м) (растворы солей, кислот, щелочей);

*коллоидные растворы* - размер частиц растворённого вещества от 1 до 100 нм ( $10^{-7}$  -  $10^{-9}$  м) (золи, гели, студни);

*грубодисперсные растворы* - размер частиц растворённого вещества более 100 нм ( $10^{-7}$  м) (взвеси, суспензии).

#### 2) По агрегатному состоянию:

*твёрдые растворы* – сплавы; *жидкие растворы* – однородные смеси газов, жидкостей и твёрдых тел с жидкостями; *газовые растворы* – воздух и другие смеси газов.

#### 3) По степени насыщенности:

*насыщенный раствор* – раствор, находящийся в равновесии с растворяемым веществом. В насыщенном растворе массовая доля вещества – максимально возможная при данной температуре; *ненасыщенный раствор* – раствор, в котором не достигнуто состояние равновесия с растворяемым веществом.

#### 4) По содержанию растворённого вещества:

*разбавленные* – массовая доля растворённого вещества меньше 30%; *концентрированные* – массовая доля растворённого вещества больше 30%.

**Дисперсные системы** – гетерогенные системы, в которых одно вещество в виде очень мелких частиц равномерно распределено в объёме другого. То вещество, которое распределено в объёме другого, называют **дисперсной фазой**, второе вещество носит название **дисперсионной среды**.

### Классификация дисперсных систем

#### 1) По размеру частиц дисперсной фазы:

*грубодисперсные системы* - размер частиц растворённого вещества более 100 нм ( $10^{-7}$  м); *тонкодисперсные системы (коллоидные растворы)* - размер частиц растворённого вещества от 1 до 100 нм ( $10^{-7}$  -  $10^{-9}$  м).

2) В зависимости от агрегатного состояния дисперсной фазы и дисперсионной среды различают восемь типов дисперсных систем:

Дисперсная система	Дисперсионная среда	Дисперсная фаза	Примеры дисперсных систем
Аэрозоль	Газ	Жидкость	Туман, облака, карбюраторная смесь бензина с воздухом в двигателе автомобиля
Аэрозоль		Твёрдое вещество	Дым, смог, пыль в воздухе
Пена	Жидкость	Газ	Газированные напитки, взбитые сливки
Эмульсия		Жидкость	Молоко, майонез, жидкие среды организма (плазма крови, лимфа), жидкое содержимое клеток (цитоплазма)
Золь, суспензия		Твёрдое вещество	Речной и морской ил, строительные растворы, пасты
Твёрдая пена	Твёрдое вещество	Газ	Керамика, пенопласты, полиуретан, поролон, пористый шоколад
Гель		Жидкость	Желе, желатин, косметические и медицинские средства (мази, тушь, помада)
Твёрдый золь		Твёрдое вещество	Горные породы, цветные стёкла, некоторые сплавы

**Растворимость** – масса вещества, которая может раствориться в 100 г растворителя при данной температуре. Растворимость твёрдых веществ в воде изменяется в больших пределах – от  $10^{-20}$  г (HgS) до сотен граммов ( $\text{AgNO}_3$ ). Растворимость большинства твёрдых веществ в воде увеличивается с ростом температуры, растворимость газов – уменьшается. Растворимость газов увеличивается с повышением давления (см. закон Генри).

### Способы выражения состава растворов

1) **Массовая доля ( $\omega$ , % или долях единицы)** – показывает содержание X грамм вещества в 100 г раствора, равна отношению массы вещества к массе раствора:

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

2) **Мольная доля ( $\chi$ )** – безразмерная величина, равная отношению числа молей вещества к общему числу молей всех веществ в растворе:

$$\chi_i = \frac{\nu_i}{\sum_{i=1}^n \nu_i}$$

3) **Молярная концентрация** ( $C_M$ , моль/л или  $M$ ) – показывает число молей вещества в 1 л раствора:

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

4) **Нормальная концентрация** ( $C_N$ , моль-экв/л или  $n$ ) – показывает число моль-эквивалентов вещества в 1 л раствора:

$$C_N = \frac{m}{M_{\text{Э}} V}$$

5) **Моляльность** ( $C_m$ , моль/кг) – показывает число молей вещества в 1 кг растворителя:

$$C_m = \frac{\nu}{m_{\text{растворителя}}}$$

### **Коллигативные свойства растворов**

(свойства, которые зависят от числа растворённых частиц, но не зависят от природы растворённого вещества)

**Понижение давления пара** – при растворении нелетучих веществ в воде (или другом растворителе) давление пара над раствором уменьшается.

#### **Законы Рауля (1887 г.)**

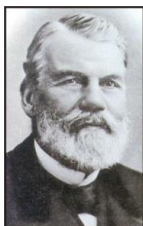
1) Парциальное давление насыщенного пара компонента раствора ( $P_i$ ) прямо пропорционально его мольной доле в растворе

$$P_i = P_i^0 \cdot \chi_i$$

где  $P^0$  - давление пара чистого растворителя.

2) Относительное понижение парциального давления пара растворителя над раствором не зависит от природы растворённого вещества и равно его мольной доле в растворе.

$$\frac{P_A^0 - P_A}{P_A^0} = \chi_B$$



**Рауль, Франсуа Мари** (10 мая 1830 – 1 апреля 1901)

*Французский химик и физик, член-корреспондент Парижской АН (1890). С 1867 работал в Гренобльском университете (профессор с 1870). Член-корреспондент Петербургской АН (1899). Исследуя в 1882-88 гг. понижение температуры кристаллизации, а также понижение давления пара (или повышение температуры кипения) растворителя при введении в него растворённого*

*вещества, открыл законы, названные его именем, применяемые для определения молекулярных масс веществ в растворённом состоянии.*



**Закон Генри (1803 г)** – при постоянной температуре растворимость газа в данной жидкости прямо пропорциональна давлению этого газа над раствором. *Закон пригоден лишь для идеальных растворов и невысоких давлений.*

**Генри, Уильям** (12 декабря 1774 г. – 2 сентября 1836 г.)



*Уильям Генри – английский химик. Родился в Манчестере. Учился в Эдинбургском университете (1795-1796 и 1805-1807). С 1796 г. работал на химической фабрике в Манчестере, где начал проводить самостоятельные химические исследования. Член Лондонского королевского общества (с 1808).*

*Основные работы посвящены исследованию газов. Разработал методы анализа смесей различных газов, получаемых из угля или других продуктов растительного происхождения (потребность в таких анализах была обусловлена развитием производства светильного газа). Открыл (1803) зависимость растворимости газов в воде от температуры (закон Генри). Автор наиболее популярного в Англии учебника химии "Элементы" (1801), выдержавшего 11 изданий.*

**Понижение температуры замерзания** – растворы замерзают при более низкой температуре, чем чистые растворители. Понижение температуры замерзания  $\Delta T$  раствора неэлектролита прямо пропорционально моляльности растворённого вещества:

$$\Delta T \text{ замерзания} = K \cdot C_m$$

где  $K$  – криоскопическая константа растворителя.

Понижение температуры замерзания раствора электролита выражается через изотонический коэффициент  $i$ :

$$\Delta T \text{ замерзания} = i \cdot K \cdot C_m$$

**Повышение температуры кипения** – растворы нелетучих веществ закипают при более высокой температуре, чем чистые растворители. Повышение температуры кипения  $\Delta T$  раствора неэлектролита прямо пропорционально моляльности растворённого вещества:

$$\Delta T \text{ кипения} = E \cdot C_m$$

где  $E$  – эбуллиоскопическая константа растворителя.

Повышение температуры кипения раствора электролита выражается через изотонический коэффициент  $i$ :

$$\Delta T_{\text{кипения}} = i \cdot E \cdot C_m.$$

**Диффузия** – самопроизвольное выравнивание концентрации растворённого вещества по всему объёму раствора вследствие броуновского движения молекул.

**Осмоз** – односторонняя диффузия растворителя через полупроницаемую мембрану в более концентрированный раствор из менее концентрированного раствора.

**Осмотическое давление** – это гидростатическое давление, которое надо приложить к раствору, чтобы задержать осмос.

Раствор, осмотическое давление которого одинаково с осмотическим давлением клеток и тканей, называется **изотоническим** (например, физиологические растворы). Раствор, осмотическое давление которого выше, чем концентрация внутриклеточных растворов, называется **гипертоническим**. Раствор, концентрация которого ниже, чем концентрация растворов в клетках и тканях, называется **гипотоническим**.

**Плазмолиз** – сморщивание протоплазмы клетки, уменьшение её объёма вследствие осмотической отдачи воды в концентрированных растворах.

**Тургор** – состояние осмотического напряжения клетки, обусловленное повышенным осмотическим давлением, вследствие осмотического всасывания воды в клетку в разбавленных растворах.

**Закон Вант-Гоффа** – осмотическое давление разбавленных растворов неэлектролитов прямо пропорционально молярной концентрации раствора и температуре:

$$P_{\text{осм.}} = C \cdot R \cdot T,$$

где  $R$  – универсальная газовая постоянная (8,314 Дж/моль·К)

$C$  – молярная концентрация, моль/л;  $T$  – температура, К.

### Электролитическая диссоциация

**Электролит** – вещество, расплав или раствор которого проводит электрический ток вследствие диссоциации на ионы, однако само вещество электрический ток не проводит. К электролитам относятся вещества с ионной или сильнополярной ковалентной связью – кислоты, основания, соли.

**Неэлектролит** – вещество, расплав или раствор которого не проводит электрический ток, так как оно не распадается на ионы. К неэлектролитам относятся вещества с неполярной или слабо полярной ковалентной связью, например, многие органические соединения.

**Электролитическая диссоциация** – процесс распада электролита на ионы.

**Теория электролитической диссоциации (ТЭД, С. Аррениус, 1887 г.)**

1. При растворении в воде электролиты распадаются на положительные ионы (катионы) и отрицательные ионы (анионы). Ионы в растворе взаимодействуют с молекулами воды (гидратация).

2. Под действием постоянного электрического тока ионы приобретают направленное движение, катионы движутся к катоду, а анионы – к аноду.

3. Процесс диссоциации является обратимым и называется ассоциация.

**Степень диссоциации ( $\alpha$ , % или долях единицы)** – отношение числа молекул распавшихся на ионы (N) к общему числу растворённых молекул ( $N_0$ ):

$$\alpha = \frac{N}{N_0} \cdot 100\%.$$

**Сильный электролит** – вещество, степень диссоциации которого в 0,1M растворе больше 30%. К сильным электролитам относят:

а) все растворимые соли;

б) сильные кислоты – HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>;

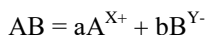
в) сильные основания (щёлочи) – LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>.

**Слабый электролит** – вещество, степень диссоциации которого в 0,1M растворе менее 5%. К слабым электролитам относят:

а) слабые кислоты – HF, HNO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COOH и др.

б) слабые основания – нерастворимые гидроксиды металлов и NH<sub>4</sub>OH.

**Константа диссоциации** – константа равновесия электролитической диссоциации, равная отношению произведений концентраций ионов, образующихся при диссоциации, к концентрации исходных частиц. Для электролита АВ, диссоциирующего по уравнению:



Константа диссоциации равна:

$$K = \frac{[A^{X+}]^a \cdot [B^{Y-}]^b}{[AB]}$$

**Закон разведения Оствальда (1888 г.)** – показывает связь между константой диссоциации K и степенью диссоциации  $\alpha$ :

$$K = \alpha^2 \cdot C$$

**Ионное произведение воды  $K_{\omega}$**  – константа диссоциации воды, равная произведению концентраций ионов водорода и ионов гидроксо-групп, имеет постоянное значение  $10^{-14}$  при температуре  $25^{\circ}\text{C}$ .

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

**Водородный показатель рН (Сёренс, 1909 г.)** – величина, характеризующая концентрацию ионов водорода в растворе и активную кислотность среды.

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

В кислых растворах  $\text{pH} < 7$ , в нейтральных  $\text{pH} = 7$ , в щелочных  $\text{pH} > 7$ .

**рОН** – величина, характеризующая концентрацию ионов гидроксо-групп в растворе  $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$ .

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

### Значения кислотности среды

<b>рН</b>	<b><math>[\text{H}^+]</math></b>	<b>рОН</b>	<b><math>[\text{OH}^-]</math></b>	<b>Тип среды</b>
<b>0</b>	$10^0$	<b>14</b>	$10^{-14}$	Сильнокислая
<b>1</b>	$10^{-1}$	<b>13</b>	$10^{-13}$	
<b>2</b>	$10^{-2}$	<b>12</b>	$10^{-12}$	
<b>3</b>	$10^{-3}$	<b>11</b>	$10^{-11}$	
<b>4</b>	$10^{-4}$	<b>10</b>	$10^{-10}$	Кислая
<b>5</b>	$10^{-5}$	<b>9</b>	$10^{-9}$	
<b>6</b>	$10^{-6}$	<b>8</b>	$10^{-8}$	Слабокислая
<b>7</b>	$10^{-7}$	<b>7</b>	$10^{-7}$	Нейтральная
<b>8</b>	$10^{-8}$	<b>6</b>	$10^{-6}$	Слабощелочная
<b>9</b>	$10^{-9}$	<b>5</b>	$10^{-5}$	Щелочная
<b>10</b>	$10^{-10}$	<b>4</b>	$10^{-4}$	
<b>11</b>	$10^{-11}$	<b>3</b>	$10^{-3}$	Сильнощелочная
<b>12</b>	$10^{-12}$	<b>2</b>	$10^{-2}$	
<b>13</b>	$10^{-13}$	<b>1</b>	$10^{-1}$	
<b>14</b>	$10^{-14}$	<b>0</b>	$10^0$	

**Сёренсен Сёрен Педэр Лауриц** (9 января 1868 – 12 февраля 1939) Датский биохимик, основатель современной pH-метрии.



По окончании школы высшей ступени *Sorø Academy* (город Сорё, Зеландия), где он учился с 1882 по 1886 годы, Сёренсен поступил в Университет Копенгагена. Начав свои занятия с медицины, он довольно быстро переключился на химию. В 1891 году, окончив Университет Копенгагена, Сёренсен поступил в Датский технический университет (Копенгаген), где, под руководством С. П. Йоргенсена, стал

заниматься исследованиями в области неорганического синтеза. В 1899 году за эти работы ему была присвоена степень доктора философии.

С 1901 по 1938 годы Сёренсен – руководитель престижной химико-физиологической лаборатории Карлсберга в Копенгагене. Лаборатория была создана при пивоваренном заводе *Carlsberg* и занималась совершенствованием технологии производства пива. Работая в лаборатории, Сёренсен выполнил ряд пионерских исследований по синтезу аминокислот, а также по изучению свойств белков и энзимов.

Исследуя реакции ферментации, Сёренсен разработал стандартные методы определения концентрации ионов водорода электрометрическим и колориметрическим способами. Им были предложены стандартные буферные растворы для калибровки pH-метров и химические индикаторы pH, исследовано влияние pH среды на активность ферментов. Сёренсен одним из первых применил для измерения кислотности электрохимические электроды. Свои исследования Сёренсен опубликовал в 1909 году в двух статьях одновременно в Германии и во Франции. В них он впервые использовал водородный показатель раствора pH, где *p* – начальная буква слов *Potenz* (немец.) и *puissance* (фр.), которые переводят на английский как *power* или *potency*, а на русский – показатель. Соответственно используются словосочетания *puissance d'Hydrogen*, *power of Hydrogen*, *potency of Hydrogen* и др. В дальнейшем, по-видимому, для упрощения типографского набора, эти словосочетания были заменены на pH.

Введенная С.П.Л. Сёренсеном шкала pH и созданные на ее основе pH-метры применяются сегодня для измерения кислотности в самых разнообразных областях.

**Ионные реакции** – это реакции между ионами в растворах электролитов. По принципу Ле-Шателье, все реакции идут в сторону уменьшения общего числа ионов в растворе. Это число может уменьшаться в следующих случаях:

- а) выпадение осадков;
- б) выделение газа;
- в) образование слабого электролита – воды, слабой кислоты или комплексного соединения.

**Гидролиз** (от др.-греч. *Hydor* – вода и *lysis* –разложение) – реакция ионного обмена между различными веществами и водой.

**Гидролиз солей** – это взаимодействие ионов соли с водой, в результате чего образуется слабый электролит.

### Типы гидролиза

Тип гидролиза	Тип соли	Реакция среды раствора	Пример
Гидролиз по катиону	Соль образована слабым основанием и сильной кислотой	Кислая (pH<7)	NH <sub>4</sub> Cl, Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , FeSO <sub>4</sub>
Гидролиз по аниону	Соль образована сильным основанием и слабой кислотой	Щелочная (pH>7)	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , Na <sub>2</sub> S, Ca(NO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub>
Гидролиз по катиону и аниону	Соль образована слабым основанием и слабой кислотой	Зависит от К <sub>д</sub> образующихся слабых электролитов	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S, Ni(NO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> , (CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub> Cu

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой (например, NaCl) гидролизу не подвергаются, растворы таких солей имеют нейтральную реакцию среды.

**Степень гидролиза (h)** – отношение числа молей соли, подвергшихся гидролизу (С гидр.) к общему числу молей растворенной соли (С).

$$h = \frac{C_{\text{гидр}}}{C} \cdot 100\%$$

**Константа гидролиза (K<sub>h</sub>)** – константа равновесия гидролитической реакции.

$$K_h = K_w / K_d$$

### Окислительно-восстановительные реакции

**Окислительно-восстановительные реакции** – это реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

**Степень окисления** – условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что все химические связи в веществе имеют ионный характер.

Степень окисления элемента в соединении определяют в соответствии со следующими правилами: 1) степень окисления элемента в простом веществе равна нулю; 2) алгебраическая сумма всех степеней окисления атомов в молекуле равна нулю; 3) алгебраическая сумма всех степеней окисления атомов в сложном ионе, а также степень окисления элемента в простом одноатомном ионе равна заряду иона; 4) отрицательную степень окисления проявляют в соединении атомы элемента, имеющего наибольшую электроотрицательность; 5) максимально возможная (поло-

жительная) степень окисления элемента соответствует номеру группы, в которой расположен элемент в Периодической таблице Д.И. Менделеева.

Ряд элементов в соединениях проявляют постоянную степень окисления, что используют при определении степеней окисления других элементов: 1) фтор, имеющий наивысшую среди элементов электроотрицательность, во всех соединениях имеет степень окисления  $-1$ ; 2) водород в соединениях проявляет степень окисления  $+1$ , кроме гидридов металлов ( $-1$ ); 3) металлы IA подгруппы во всех соединениях имеют степень окисления  $+1$ ; 4) металлы IIA подгруппы, а также цинк и кадмий во всех соединениях имеют степень окисления  $+2$ ; 5) степень окисления алюминия в соединениях  $+3$ ; 6) степень окисления кислорода в соединениях равна  $-2$ , за исключением соединений, в которых кислород присутствует в виде молекулярных ионов:  $O_2^+$ ,  $O_2^-$ ,  $O_2^{2-}$ ,  $O_3^-$ , а также фторидов  $O_xF_2$ . Степени окисления атомов элементов в соединении записывают над символом данного элемента, указывая вначале знак степени окисления, а

затем ее численное значение, например,  $K^{+1}Mn^{+7}O_4^{-2}$ , в отличие от заряда иона, который записывают справа, вначале указывая зарядовое число, а затем знак:  $Fe^{2+}$ ,  $SO_4^{2-}$ .

**Окисление** – процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом, сопровождающийся повышением степени окисления.

**Восстановление** - процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом, сопровождающийся понижением степени окисления.

**Окислитель** – атом, молекула или ион, принимающий электроны.

**Восстановитель** - атом, молекула или ион, отдающий электроны.

### Типы окислительно-восстановительных реакций

Тип ОВР	Пример	Отличительная особенность
Межмолекулярные	$H_2^0 + Cu^{+2}O = Cu^0 + H_2^{+1}O$	Реакции идут с изменением степени окисления атомов в молекулах разных веществ
Внутримолекулярные	$2 KCl^{+1}O^{-2} = 2 KCl^{-1} + O_2^0$	Реакции идут с изменением степени окисления разных атомов в одной молекуле
Диспропорционирования	$4 KCl^{+5}O_3 = 3 KCl^{-7}O_4 + KCl^{-1}$	Реакции идут с изменением степени окисления одинаковых атомов в молекуле одного и того же вещества
Контрпропорционирования	$Cu^0 + Cu^{+2}Cl_2 = 2Cu^{+1}Cl$	Реакции, в которых участвуют два вещества, содержащих атомы одного и того же элемента в разных степенях окисления, в результате получается вещество, содержащее атомы того же элемента в промежуточной степени окисления

## Важнейшие окислители и восстановители

Окислительно-восстановительные свойства атомов различных элементов проявляются в зависимости от многих факторов, важнейшие из которых – электронное строение элемента, его степень окисления в веществе, характер свойств других участников реакции. Соединения, в состав которых входят атомы элементов в своей максимальной (положи-

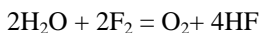
тельной) степени окисления, например,  $\overset{+7}{\text{K}}\overset{+6}{\text{Mn}}\text{O}_4$ ,  $\overset{+6}{\text{K}_2}\overset{+5}{\text{Cr}}_2\text{O}_7$ ,  $\overset{+5}{\text{H}}\overset{+4}{\text{N}}\text{O}_3$ ,  $\text{PbO}_2$ , могут только восстанавливаться, выступая в качестве окислителей. Соединения, содержащие элементы в их минимальной степени окисле-

ния, например,  $\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3$ ,  $\overset{-2}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{S}}$ ,  $\text{HI}$ , могут только окисляться и выступать в качестве восстановителей. Вещества, содержащие элементы в промежу-

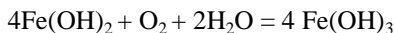
точных степенях окисления, например  $\overset{+3}{\text{H}}\overset{-1}{\text{N}}\text{O}_2$ ,  $\overset{0}{\text{H}_2}\overset{0}{\text{O}_2}$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\overset{+3}{\text{Cr}}\text{Cl}_3$ ,

$\overset{+4}{\text{Mn}}\text{O}_2$ , обладают *окислительно-восстановительной двойственностью*. В зависимости от партнера по реакции такие вещества способны и принимать, и отдавать электроны. Состав продуктов восстановления и окисления также зависит от многих факторов, в том числе среды, в которой протекает химическая реакция, концентрации реагентов, активности партнера по окислительно-восстановительному процессу. Чтобы составить уравнение окислительно-восстановительной реакции, необходимо знать, как изменяются степени окисления элементов и в какие другие соединения переходят окислитель и восстановитель.

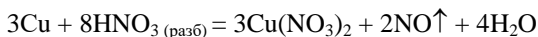
**Важнейшие окислители.** *Галогены*, восстанавливаясь, приобретают степень окисления  $-1$ , причем от фтора к йоду их окислительные свойства ослабевают ( $\text{F}_2$  имеет ограниченное применение вследствие высокой агрессивности):



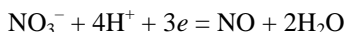
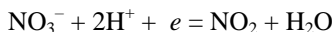
*Кислород*  $\text{O}_2$ , восстанавливаясь, приобретает степень окисления  $-2$ :



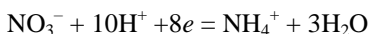
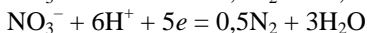
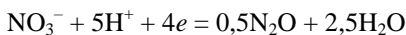
*Азотная кислота*  $\text{HNO}_3$  проявляет окислительные свойства за счет азота в степени окисления  $+5$ :



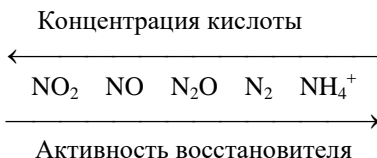
При этом возможно образование различных продуктов восстановления:



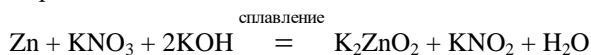




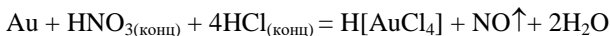
Глубина восстановления азота зависит от концентрации кислоты, а также от активности восстановителя:



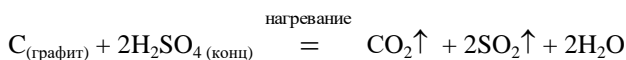
Соли азотной кислоты (*нитраты*) могут восстанавливаться в кислотной, а при взаимодействии с активными металлами и в щелочной среде, а также в расплавах:



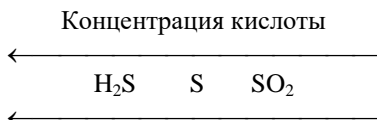
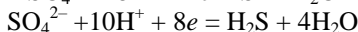
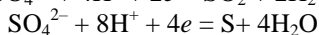
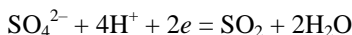
*Царская водка* – смесь концентрированных азотной и соляной кислот, смешанных в соотношении 1:3 по объему. Название этой смеси связано с тем, что она растворяет даже такие благородные металлы как золото и платина:



*Серная кислота*  $\text{H}_2\text{SO}_4$  проявляет окислительные свойства в концентрированном растворе за счет серы в степени окисления +6:

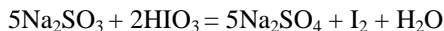
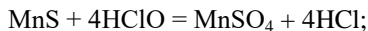


Состав продуктов восстановления определяется главным образом активностью восстановителя и концентрацией кислоты:



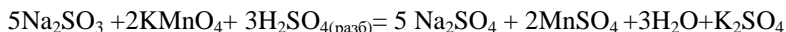
### Активность восстановителя

*Кислородсодержащие кислоты галогенов* и их соли часто используются как окислители, хотя многие из них проявляют двойственный характер. Как правило, продуктами восстановления этих соединений являются хлориды и бромиды, а также йод:

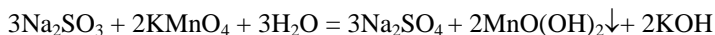


*Перманганат калия*  $\text{KMnO}_4$  проявляет окислительные свойства за счет марганца в степени окисления +7. В зависимости от среды, в которой протекает реакция, он восстанавливается до разных продуктов: в кислотной среде – до солей марганца (II), в нейтральной – до оксида марганца (IV) в гидратной форме  $\text{MnO}(\text{OH})_2$ , в щелочной – до манганат-иона  $\text{MnO}_4^{2-}$ :

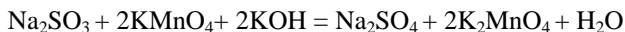
кислая среда:



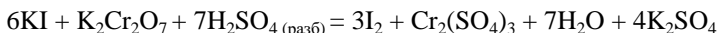
нейтральная среда:



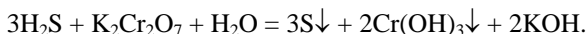
щелочная среда:



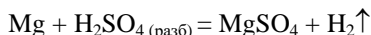
*Дихромат калия*  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , в состав молекулы которого входит хром в степени окисления +6, является сильным окислителем при спекании и в кислотном растворе:



проявляет окислительные свойства и в нейтральной среде:



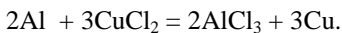
Среди ионов окислительные свойства проявляют ион водорода  $\text{H}^+$  и ионы металлов в высшей степени окисления. *Ион водорода*  $\text{H}^+$  выступает как окислитель при взаимодействии активных металлов с разбавленными растворами кислот (за исключением  $\text{HNO}_3$ ):



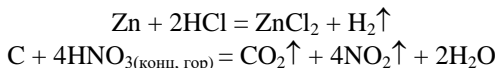
*Ионы металлов* в относительно высокой степени окисления, такие, как  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ , восстанавливаясь, превращаются в ионы более низкой степени окисления:



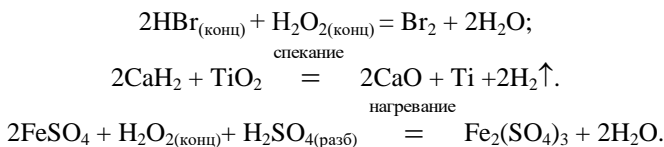
или выделяются из растворов их солей в виде металлов:



**Важнейшие восстановители.** К типичным восстановителям среди простых веществ относятся активные металлы, такие как щелочные и щелочно-земельные, цинк, алюминий, железо и др., а также некоторые неметаллы (водород, углерод, фосфор, кремний):

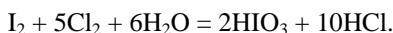


Восстановительными функциями обладают бескислородные анионы, такие как  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{H}^-$ , и катионы металлов в низшей степени окисления:

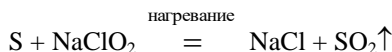


**Окислительно-восстановительная двойственность.** Среди простых веществ окислительно-восстановительная двойственность характерна для элементов VIIA, VIA и VA подгрупп, которые могут как повышать, так и понижать свою степень окисления.

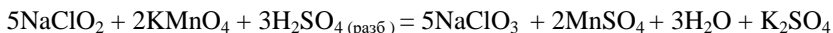
Часто используемые как окислители, *галогены* под действием более сильных окислителей проявляют восстановительные свойства (за исключением фтора). Их окислительные способности уменьшаются, а восстановительные способности увеличиваются от  $\text{Cl}_2$  к  $\text{I}_2$ . Эту особенность иллюстрирует реакция окисления йода хлором в водном растворе:



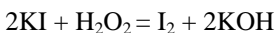
*Кислородсодержащие кислоты галогенов и их соли*, в состав молекул которых входит галоген в промежуточной степени окисления, могут выступать как в роли окислителей:



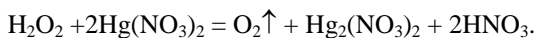
так и восстановителей:



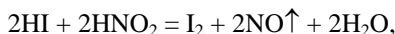
*Пероксид водорода*, содержащий кислород в степени окисления  $-1$ , в присутствии типичных восстановителей проявляет окислительные свойства, т.к. кислород может понижать свою степень окисления до  $-2$ :



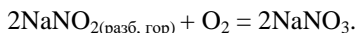
а при взаимодействии с сильными окислителями проявляет свойства восстановителя (степень окисления кислорода возрастает до 0):



*Азотистая кислота и нитриты*, в состав которых входит азот в степени окисления +3, также могут выступать как в роли окислителей:



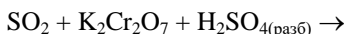
так и в роли восстановителей:



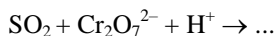
Восстановители	Окислители
Металлы, водород, углерод, CO, H <sub>2</sub> S, SO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> и соли сернистой кислоты	Галогены; O <sub>2</sub> , O <sub>3</sub> , KMnO <sub>4</sub> , K <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub> Соли хромовых кислот K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> , K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>
Бескислородные кислоты: HI, HBr, HCl, H <sub>2</sub> S Соли SnCl <sub>2</sub> , FeSO <sub>4</sub> , MnSO <sub>4</sub> , Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	Кислоты и их смеси: HNO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (конц.), H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub> , HClO <sub>4</sub> , HMnO <sub>4</sub> , «царская водка» (смесь концентрированных HNO <sub>3</sub> и HCl)
Соединения азота HNO <sub>2</sub> , NH <sub>3</sub> , N <sub>2</sub> H <sub>4</sub> , NO	Оксиды металлов CuO, Ag <sub>2</sub> O, PbO <sub>2</sub> , CrO <sub>3</sub> , MnO <sub>2</sub>
Фосфористая кислота H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	Ионы благородных металлов Ag <sup>+</sup> , Au <sup>3+</sup> и др.
Органические соединения: спирты, альдегиды, муравьиная и щавелевая кислоты, глюкоза	Хлорид железа (III), гипохлориты, хлораты и перхлораты,
Катод при электролизе	Анод при электролизе

**Составление уравнений.** Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций наиболее часто используют метод электронно-ионных полуреакций и метод электронного баланса. *Метод электронно-ионных полуреакций* применяют при составлении уравнений реакций, протекающих в водном растворе, а также реакций с участием веществ, в которых трудно определить степени окисления элементов (например, KNCS, CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH). Согласно этому методу выделяют следующие главные этапы составления уравнения реакций:

1. Записывают общую молекулярную схему процесса с указанием восстановителя, окислителя и среды, в которой протекает реакция (кислотная, нейтральная или щелочная). Например:

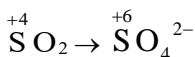


2. Учитывая диссоциацию электролитов в водном растворе, данную схему представляют в виде молекулярно-ионного взаимодействия. Ионы, степени окисления атомов которых не изменяются, в схеме не указывают, за исключением ионов H<sup>+</sup> и OH<sup>-</sup>:

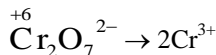


3. Определяют степени окисления восстановителя и окислителя, а также продуктов их взаимодействия:

Окисление восстановителя



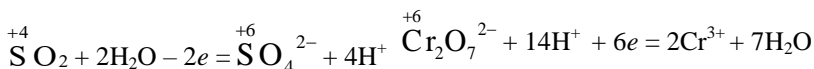
Восстановление окислителя



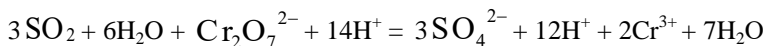
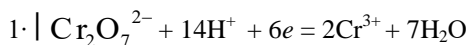
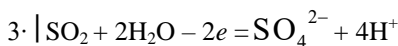
4. Записывают материальный баланс полуреакции окисления и восстановления:

Окисление восстановителя

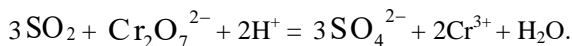
Восстановление окислителя



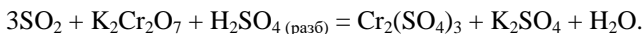
5. Суммируют полуреакции, учитывая принцип равенства отданных и принятых электронов:



и, сокращая одноименные частицы, получают общее ионно-молекулярное уравнение:



6. Добавляют ионы, не участвовавшие в процессе окисления-восстановления, уравнивают их количества слева и справа, и записывают молекулярное уравнение реакции:



При составлении материального баланса полуреакций окисления и восстановления, когда изменяется число атомов кислорода, входящих в состав частиц окислителя и восстановителя, следует учитывать, что в водных растворах связывание или присоединение кислорода происходит с участием молекул воды и ионов среды.

В процессе окисления на один атом кислорода, присоединяющийся к частице восстановителя, в кислотной и нейтральной средах расходуется одна молекула воды и образуются два иона  $\text{H}^+$ ; в щелочной среде расходуются два гидроксид-иона  $\text{OH}^-$  и образуется одна молекула воды

### Присоединение атомов кислорода к восстановителю в процессе окисления

Среда	Частицы, участвующие в присоединении одного атома кислорода	Образующиеся частицы	Примеры полуреакций окисления
Кислая Нейтральная	$H_2O$	$2H^+$	$SO_3^{2-} + H_2O - 2e = SO_4^{2-} + 2H^+$ $SO_2 + 2H_2O - 2e = SO_4^{2-} + 4H^+$
Щелочная	$2OH^-$	$H_2O$	$SO_3^{2-} + 2OH^- - 2e = SO_4^{2-} + H_2O$ $SO_2 + 4OH^- - 2e = SO_4^{2-} + 2H_2O$

В процессе восстановления для связывания одного атома кислорода частицы окислителя в кислотной среде расходуются два иона  $H^+$  и образуется одна молекула воды; в нейтральной и щелочной средах расходуются одна молекула  $H_2O$  и образуются два иона  $OH^-$

### Связывание атомов кислорода окислителя в процессе восстановления

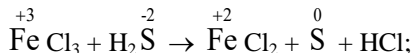
Среда	Частицы, участвующие в связывании одного атома кислорода	Образующиеся частицы	Примеры полуреакций восстановления
Кислая	$2H^+$	$H_2O$	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e = 2Cr^{3+} + 7H_2O$ $MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$
Нейтральная, Щелочная	$H_2O$	$2OH^-$	$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e = [Cr(OH)_6]^{3-} + 2OH^-$ $MnO_4^- + 3H_2O + 3e = MnO(OH)_2 + 4OH^-$

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

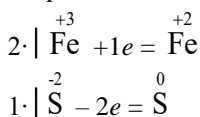
1. Записывают формулы реагентов и продуктов реакции в молекулярном виде:



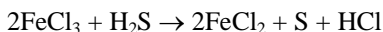
2. Определяют степени окисления атомов, меняющих ее в процессе реакции:



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

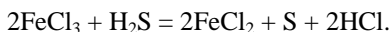


4. Множители электронного баланса записывают в уравнение окислительно-восстановительной реакции как основные стехиометрические коэффициенты:

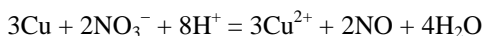
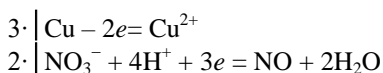
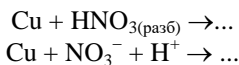


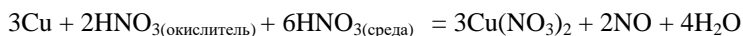
5. Подбирают стехиометрические коэффициенты остальных участников реакции:

6.



При составлении уравнений следует учитывать, что окислитель (или восстановитель) могут расходоваться не только в основной окислительно-восстановительной реакции, но и при связывании образующихся продуктов реакции, т.е. выступать в роли среды и солеобразователя. Примером, когда роль среды играет окислитель, служит реакция окисления металла в азотной кислоте, составленная методом электронно-ионных полуреакций:

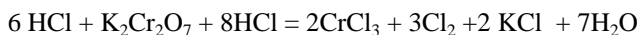
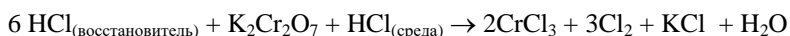
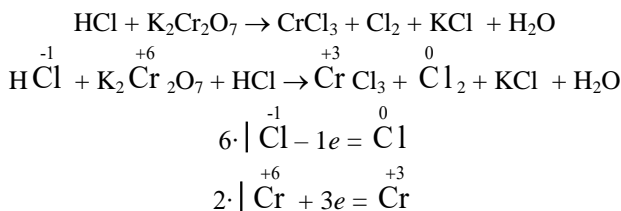




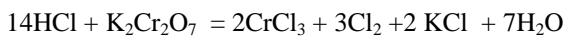
или



Примером, когда восстановитель является средой, в которой протекает реакция, служит реакция окисления соляной кислоты дихроматом калия, составленная методом электронного баланса:



или



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

#### *Лабораторная работа № 4*

#### **Приготовление растворов заданной концентрации**

**Цель работы:** овладеть методикой приготовления растворов заданной концентрации.

**Оборудование:** цилиндры мерные, набор ареометров, колбы конические.

**Реактивы:** растворы хлорида натрия (5, 10 и 15%)

Согласно индивидуального задания, полученного у преподавателя, приготовить 100 раствора NaCl. Предварительно провести расчет необходимых объемов растворов соли.



### Пример расчета:

Из имеющегося в лаборатории маточного раствора  $\text{HCl}$  ( $\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$ ) приготовить  $200 \text{ см}^3$  раствора с  $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$ . Определить объем маточного раствора и воды для приготовления заданного объема раствора кислоты.

Решение:

Дано:

$$\rho_1 = 1,2 \text{ г/см}^3$$

$$\omega_1 = 39,1\% \text{ (находим по справочной таблице)}$$

$$\rho_2 \text{ (воды)} = 1,0 \text{ г/см}^3$$

$$\omega_2 \text{ (воды)} = 0\%$$

$$\rho \text{ (смешения)} = 1,1 \text{ г/см}^3$$

$$\omega \text{ (смешения)} = 20,01\% \text{ (находим по справочной таблице)}$$

$$V = 200 \text{ см}^3$$

$$V_{(\text{HCl})} \text{ и } V_{(\text{воды})} - ?$$

1. Составляем «крест»



2. Отношение разностей массовых долей:  $20,01/19,09$ ; сумма частей  $39,1$ . Отсюда масса маточного раствора с водой составляет  $39,1$  частей.

3. Находим массу приготовленного раствора:

$$m = V \cdot \rho = 200 \cdot 1,1 = 220 \text{ г.}$$

4. Находим массу исходного раствора кислоты:

$$m = 20,01 \cdot 220 / 39,1 = 112,59 \text{ г.}$$

5. Находим объем исходного раствора кислоты:

$$V = m / \rho = 112,59 / 1,2 = 93,82 \text{ см}^3$$

6. Находим массу воды:

$$m = 220 - 112,59 = 107,4 \text{ г.}$$

7. Находим объем воды:

$$V = m/\rho = 107,4/1 = 107,4 \text{ см}^3$$

### **Ход работы:**

После вычислений перейти к приготовлению раствора:

1. С помощью мерных цилиндров измерить необходимые объемы маточного раствора соли и воды.
2. Смешать их в конической колбе.
3. Приготовленный раствор перелить в мерный цилиндр и измерить плотность ареометром.

### *Лабораторная работа № 5*

#### **Гидролиз солей. Определение константы и степени гидролиза солей**

**Цель работы:** изучить явление гидролиза солей, научиться измерять и рассчитывать рН растворов солей, кислот, оснований.

**Оборудование:** десять стаканов на 100 мл, стеклянные трубочки для каждого реактива или десять пипеток, рН-метр.

**Реактивы:** раствор 0,1н гидроксида натрия и серной кислоты; 0,1н растворы солей (хлорида натрия, карбоната натрия, силиката натрия, ацетата натрия, ацетата аммония, хлорида цинка, сульфата аммония); универсальный индикатор; шкала универсального индикатора.

#### **Опыт 1. Исследование реакции среды в растворах различных солей**

В химические стаканчики набрать по 50 мл растворов солей, предложенных преподавателем. Измерить рН растворов колориметрическим методом (с помощью индикаторной бумаги) и результаты внести в таблицу (значение рН). Измерить рН растворов с помощью рН-метра и результаты внести в таблицу. Затем вычислить рН растворов по приведенным формулам. Результаты занести в таблицу 1. Записать краткие ионные уравнения. Сделать выводы.

Таблица 1

№	Формула исходного вещества	C <sub>р-ра</sub> моль/л	рН			Краткое ионное уравнение
			индикаторная бумага	рН-метр	вычисленная	
		0,1				
		0,1				
		0,1				
		0,1				
		0,1				
		0,1				
		0,1				
		0,1				
		0,1				

### Формулы для вычисления рН различных растворов:

а) для соли гидролизуемой по катиону:  $pH = 7 + 1/2 \cdot \lg K_{\text{основания}} - 1/2 \lg C_{\text{соли}}$

б) для соли гидролизуемой по аниону:  $pH = 7 - 1/2 \cdot \lg K_{\text{кислоты}} + 1/2 \lg C_{\text{соли}}$

в) для соли гидролизуемой по катиону и аниону:

$$pH = 1/2 \cdot (\lg K_{\text{основания}} - \lg K_{\text{кислоты}} + \lg K_w)$$

### Опыт 2. Определение константы и степени гидролиза солей измерением рН раствора

Получить у лаборанта 0,01М раствор NH<sub>4</sub>Cl и определить в нём рН потенциометрическим методом. Затем взять 1 см<sup>3</sup> полученного раствора и поместить в мерную колбу емкостью 100 мл; долить до метки дистиллированной водой. Определить рН приготовленного 0,001М раствора хлорида аммония потенциометрическим методом. Вычислить константы гидролиза соли K<sub>h</sub> по найденным значениям рН, пользуясь следующими формулами:

$$pH = -\lg[H^+]; \quad [H^+] = \sqrt{K_h \cdot C_M}; \quad h = \sqrt{\frac{K_h}{C_{\text{соли}}}}$$

C<sub>соли</sub> в растворах известна (0,01М и 0,001М), а концентрацию H<sup>+</sup>-ионов вычислить для каждого случая по найденным значениям рН.

Теоретическое значение K<sub>h</sub> рассчитать пользуясь справочными данными из приложения 2, по формуле:

$$K_h = \frac{K_w}{K_{\text{дис}}}$$

Теоретические значения рН рассчитать по приведенным выше формулам. Результаты внести в таблицу 2.

Таблица 2

0,1М раствор NH <sub>4</sub> Cl						0,001М раствор NH <sub>4</sub> Cl					
Опыт			Расчёт			Опыт			Расчёт		
рН	K <sub>h</sub>	h	рН	K <sub>h</sub>	h	рН	K <sub>h</sub>	h	рН	K <sub>h</sub>	h

Сравнить экспериментальные значения показателей с вычисленными. Сделать вывод о влиянии концентрации соли на константу и степень гидролиза солей при неизменной температуре.

### Опыт 3. Влияние температуры на степень гидролиза

В пробирку внести 2-3 мл раствора ацетата натрия, добавить 1-2 капли фенолфталеина и нагреть пробирку до кипения. Отметить изменение окраски индикатора при нагревании. Написать уравнение протекающей реакции гидролиза соли. В каком направлении смещается равновесие реакции гидролиза при нагревании? Охладить пробирку в холодной воде. Происходит ли снова смещение равновесия гидролиза? Сделать вывод.

### Опыт 4. Необратимый гидролиз

В пробирку внести 2-3 мл раствор сульфата алюминия и добавить такой же объем карбоната натрия. Описать наблюдаемые явления. Написать уравнение протекающей реакции. Сделать вывод.

## Лабораторная работа № 6

### Окислительно-восстановительные реакции

#### Опыт 1. Перманганат калия как окислитель в различных средах

Состав продуктов восстановления перманганат-иона MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> зависит от реакции среды (кислая, нейтральная, щелочная), в которой протекают окислительно-восстановительные процессы. В данном опыте предлагается исследовать влияние среды на реакцию взаимодействия сульфита натрия Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> и перманганата калия KMnO<sub>4</sub>. Следует учитывать, что водные растворы, содержащие ионы MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>, окрашены в фиолетовый цвет; содержащие ионы MnO<sub>4</sub><sup>2-</sup> – в зеленый; содержащие ионы Mn<sup>2+</sup> – практически бесцветны; а осадок MnO<sub>2</sub> – бурого цвета.

Последовательность проведения:

1) в три пробирки внесите последовательно по 1 мл 0,1М раствора перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ ;

2) в первую пробирку добавьте 1 мл 1М раствора серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , во вторую – 1 мл дистиллированной воды, в третью – 1 мл 2М раствора  $\text{KOH}$ .

3) в каждую пробирку добавьте 0,5 мл 0,2М раствора сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Отметьте происходящие изменения (изменения окраски, образование осадка и др.).

4) объясните наблюдаемые изменения окраски растворов;

5) напишите уравнения протекающих окислительно-восстановительных реакций, уравняйте их используя метод электронно-ионных полуреакций;

6) сделайте вывод, при какой реакции среды глубина восстановления перманганат-иона больше.

## **Опыт 2. Реакция контрпропорционирования**

При взаимодействии соединений, содержащих один и тот же элемент с различными степенями окисления, возможно протекание реакций, сопровождающихся образованием продукта, содержащего данный элемент в промежуточной степени окисления. Предлагается исследовать реакции контрпропорционирования на примере взаимодействия йодида калия  $\text{KI}$  и йодата калия  $\text{KIO}_3$  в кислотной среде.

Последовательность проведения:

1) в пробирку внесите 1 мл 0,1М раствора  $\text{KI}$ ;

2) добавьте 1 мл 1М раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (или  $\text{HCl}$ ). Отметьте окраску исходного раствора;

3) прилейте 1 мл 0,1М раствора йодата калия  $\text{KIO}_3$ . Отметьте происходящие изменения окраски раствора;

4) подтвердите образование свободного йода с помощью крахмальной пробы, для чего опустите в ячейку полоску крахмальной бумаги. Йод с крахмалом образует продукт темно-синего цвета;

5) объясните наблюдаемые изменения окраски раствора и результат крахмальной пробы;

6) составьте уравнение реакции контрпропорционирования соединений йода, используя метод электронно-ионных полуреакций;

7) сделайте вывод, какое соединение йода выступает в качестве окислителя, а какое – восстановителя.

### Опыт 3. Пероксид водорода как окислитель и восстановитель

Пероксид водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$  в окислительно-восстановительных реакциях проявляет двойственный характер, при взаимодействии с сильными окислителями выступая в роли восстановителя, а при взаимодействии с сильными восстановителями – в роли окислителя. Предлагается исследовать эту особенность  $\text{H}_2\text{O}_2$  при взаимодействии с  $\text{KI}$  и  $\text{KMnO}_4$  в кислотной среде.

Последовательность проведения:

- 1) в пробирку внесите 1 мл 0,1М раствора йодида калия  $\text{KI}$ , затем добавьте 0,5 мл 1М раствора серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Отметьте окраску раствора;
- 2) прилейте 2–3 капли концентрированного раствора пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Отметьте наблюдаемые изменения окраски раствора;
- 3) подтвердите образование свободного йода с помощью крахмальной пробы как в предыдущем опыте;
- 4) во вторую пробирку внесите 1 мл 0,1М раствора перманганата калия  $\text{KMnO}_4$  и 0,5 мл 1М раствора серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Отметьте окраску раствора;
- 5) прилейте 2–3 капли концентрированного раствора пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Отметьте изменение окраски раствора, обратите внимание на выделение пузырьков газа;
- 6) объясните происходящие изменения окраски растворов и результат крахмальной пробы. Укажите, какой газ выделяется при взаимодействии  $\text{H}_2\text{O}_2$  с  $\text{KMnO}_4$ ;
- 7) напишите уравнения протекающих окислительно-восстановительных реакций, используя метод электронно-ионных полу-реакций;
- 8) сделайте вывод, в каких реакциях пероксид водорода является окислителем, а в каких – восстановителем.

### Опыт 4. Окислительная активность галогенов

В данном опыте предлагается сравнить окислительную активность галогенов, используя реакции взаимодействия хлора (хлорной воды  $\text{Cl}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ) с йодидом  $\text{KI}$  и бромидом  $\text{KBr}$  калия.

*Внимание!* Опыт выполняется в вытяжном шкафу.

Последовательность проведения:

- 1) налейте в одну пробирку 2–3 мл раствора йодида калия  $\text{KI}$ , а в другую – 2–3 мл бромида калия  $\text{KBr}$ ;
- 2) добавьте в пробирки с помощью капельной пипетки несколько капель хлорной воды. Наблюдайте изменение окраски растворов;
- 3) добавьте в каждую из пробирок по 2–3 мл бензола;
- 4) закройте пробирки пробками и энергично встряхните их. Дайте слоям жидкости в пробирках разделиться. Сравните их окраску. Подтвердите присутствие свободных йода и брома, добавив в пробирки по-

лоску крахмальной бумаги. Бром образует с крахмалом оранжево-красный продукт, а йод – продукт темно-синего цвета;

5) объясните наблюдаемые изменения окраски водных растворов и растворов в бензоле после взаимодействия с соответствующими солями. По результатам крахмальной пробы отметьте присутствие в растворе йода и брома;

6) сделайте выводы об окислительной активности галогенов;

7) напишите уравнения протекающих окислительно-восстановительных реакций, используя метод электронного баланса;

8) на основании выводов расположите галогены в порядке убывания их окислительной активности. Укажите, какое место в ряду окислительной активности галогенов занимает фтор и почему в данном эксперименте он не исследуется.

### **Опыт 5. Селитра как окислитель**

Соли азотной кислоты являются окислителями и широко используются в пиротехнике, так как их восстановление при высокой температуре протекает со световыми и шумовыми эффектами. Предлагается исследовать реакцию взаимодействия селитры  $\text{KNO}_3$  и древесного угля – составных частей черного пороха.

Последовательность проведения:

1) в сухую пробирку, закрепленную вертикально, внесите 1–2 г нитрата калия  $\text{KNO}_3$ ;

2) нагрейте пробирку в пламени спиртовки до расплавления соли;

3) опустите в пробирку кусочек древесного угля. Продолжайте нагревание до воспламенения угля. Отметьте происходящие изменения;

4) после окончания реакции и охлаждения добавьте в пробирку дистиллированную воду до растворения осадка;

5) прилейте несколько капель 1М раствора соляной кислоты  $\text{HCl}$ . Обратите внимание на выделение газа;

6) объясните происходящие изменения;

7) напишите уравнения протекающих реакций. При составлении уравнения окислительно-восстановительной реакции используйте метод электронного баланса, учитывая, что ее продуктами являются азот  $\text{N}_2$ , углекислый газ  $\text{CO}_2$  и поташ  $\text{K}_2\text{CO}_3$ .

## Задачи и упражнения «Растворы. Гидролиз солей. ОВР»

### Примеры решения задач

**Пример №1** При растворении 16 граммов  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  в 90 мл воды получили раствор плотностью 1,3 г/мл. Рассчитайте массовую долю, молярную и нормальную (молярно-эквивалентную) и моляльную концентрации полученного раствора.

**Дано:**  $m$  вещества ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) = 16 г;  $V$  ( $\text{H}_2\text{O}$ ) = 90 мл;  $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1$  г/мл;  $\rho$  ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) = 1,3 г/мл.

### Решение

1) Найдем массовую долю вещества в растворе по формуле:

$$\omega = m \text{ вещества} / m \text{ раствора} \cdot 100\%$$

$$m \text{ раствора} = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 90 + 16 = 106 \text{ г.}$$

$$\omega = 16 / 106 \cdot 100\% = 15,1\%$$

2) Найдем молярную концентрацию раствора по формуле:

$$C_m = \nu \text{ вещества} / V \text{ раствора}$$

$$\nu (\text{Na}_2\text{CO}_3) = m(\text{Na}_2\text{CO}_3) / M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 16 \text{ г} / 106 \text{ г/моль} = 0,15 \text{ моль}$$

$$V \text{ раствора} = m \text{ раствора} / \rho = 106 \text{ г} / 1,3 \text{ г/мл} = 81,5 \text{ мл} = 0,0815 \text{ л}$$

$$C_m = 0,15 \text{ моль} / 0,0815 \text{ л} = 1,84 \text{ моль/л}$$

3) Найдем нормальную концентрацию раствора по формуле:

$$C_n = m \text{ вещества} / V \text{ раствора} \cdot \text{Э вещества}$$

$$\text{Э} (\text{Na}_2\text{CO}_3) = M(\text{Na}_2\text{CO}_3) / 2 = 106 / 2 = 53 \text{ г-экв/моль}$$

$$C_n = 16 \text{ г} / 0,0815 \text{ л} \cdot 53 \text{ г-экв/моль} = 3,7 \text{ моль-экв/л}$$

4) Найдем моляльную концентрацию раствора по формуле:

$$C_m = \nu \text{ вещества} / m(\text{H}_2\text{O})$$

$$C_m = 0,15 \text{ моль} / 0,090 \text{ кг} = 1,67 \text{ моль/кг}$$

**Ответ:**  $\omega = 15,1\%$ ;  $C_m = 1,84 \text{ моль/л}$ ;  $C_n = 3,7 \text{ моль-экв/л}$ ;  $C_m = 1,67 \text{ моль/кг}$ .

**Пример №2.** Какой объем раствора азотной кислоты с массовой долей 30% и плотностью 1,180 г/мл требуется для приготовления 20 л 0,5 М раствора этой кислоты.

**Дано:**  $\omega_1 = 30\%$ ;  $\rho_1 = 1,180 \text{ г/мл}$ ;  $V_2 = 20 \text{ л}$ ;  $C_m = 0,5 \text{ М}$ .



### Решение

1) Найдем массу вещества в 20 л 0,5 М раствора:

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

$$m \text{ вещества} = C_m \cdot M(\text{HNO}_3) \cdot V = 0,5 \text{ моль/л} \cdot 63 \text{ г/моль} \cdot 20 \text{ л} = 630 \text{ г.}$$

2) Найдем массу и объём раствора с массовой долей 30%, в котором содержится 630 г азотной кислоты:

$$m \text{ раствора} = m \text{ вещества} \cdot 100\% / \omega = 630 \text{ г} \cdot 100\% / 30\% = 2100 \text{ г}$$

$$V \text{ раствора} = m \text{ раствора} / \rho = 2100 \text{ г} / 1,180 \text{ г/мл} = 1780 \text{ мл} = 1,78 \text{ л}$$

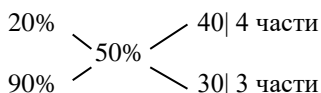
**Ответ:**  $V$  раствора = 1,78 л

**Пример №3.** Какую массу раствора с массовой долей КОН 20% надо прибавить к 250 г раствора с массовой долей КОН 90%, чтобы получить раствор с массовой долей КОН 50%?

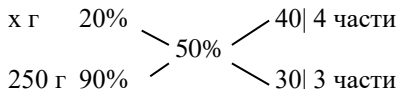
**Дано:**  $\omega_1(\text{KOH}) = 20\%$ ,  $\omega_2(\text{KOH}) = 90\%$ ,  $\omega$  смешивания (KOH) = 20%,  $m$  раствора<sub>2</sub> (KOH) = 250 г.

### Решение

Задачи такого типа решают с помощью диагональной схемы или «правила креста»: точкой пересечения двух отрезков прямой обозначают свойства смеси. У концов обоих отрезков, расположенных по одну сторону от точки пересечения, обозначают свойства компонентов смеси, а у других концов отрезков – разности между свойством смеси и свойствами её компонентов. Диагональная схема этого примера имеет вид:



Дополним схему массой исходных растворов:



Составим пропорцию:

$$x \text{ г} - 4 \text{ части}$$

$$250 \text{ г} - 3 \text{ части}$$

$$\text{Отсюда } x = 250 \text{ г} \cdot 4/3 = 333,3 \text{ г.}$$

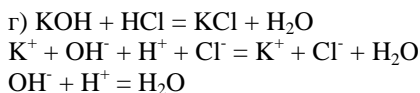
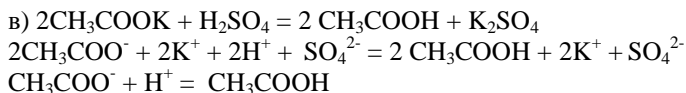
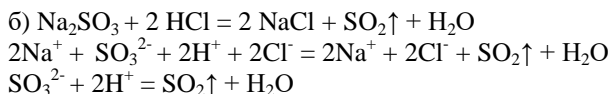
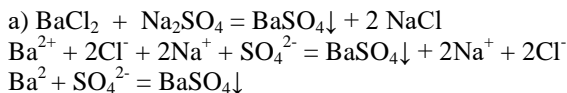
**Ответ:**  $m$  раствора<sub>1</sub> (KOH) = 333,3 г.

**Пример №4.** Напишите в молекулярной и молекулярно-ионной формах реакции взаимодействия между следующими веществами:

а)  $\text{BaCl}_2$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ; б)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  и  $\text{HCl}$ ; в)  $\text{CH}_3\text{COOK}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  
г)  $\text{KOH}$  и  $\text{HCl}$ .

#### Решение

Обменные реакции между электролитами практически необратимы и идут до конца в случае образования малорастворимых, малодиссоциирующих и газообразных соединений. При составлении молекулярно-ионных уравнений реакций надо помнить о том, что малорастворимые, малодиссоциирующие и газообразные вещества записывают в виде молекул, а сильные электролиты в виде тех ионов, на которые они диссоциируют (необходимо при написании уравнений пользоваться таблицей растворимости). Тогда реакции взаимодействия между названными веществами в молекулярно-ионном виде можно записать следующим образом:



### Задания для самостоятельного решения

Номер варианта	Номера заданий	Номер варианта	Номера заданий
<b>1</b>	1, 21, 41, 61, 81, 101	<b>11</b>	11, 31, 51, 71, 91, 111
<b>2</b>	2, 22, 42, 62, 82, 102	<b>12</b>	12, 32, 52, 72, 92, 112
<b>3</b>	3, 23, 43, 63, 83, 103	<b>13</b>	13, 33, 53, 73, 93, 113
<b>4</b>	4, 24, 44, 64, 84, 104	<b>14</b>	14, 34, 54, 74, 94, 114
<b>5</b>	5, 25, 45, 65, 85, 105	<b>15</b>	15, 35, 55, 75, 95, 115
<b>6</b>	6, 26, 46, 66, 86, 106	<b>16</b>	16, 36, 56, 76, 96, 116
<b>7</b>	7, 27, 47, 67, 87, 107	<b>17</b>	17, 37, 57, 77, 97, 117
<b>8</b>	8, 28, 48, 68, 88, 108	<b>18</b>	18, 38, 58, 78, 98, 118
<b>9</b>	9, 29, 49, 69, 89, 109	<b>19</b>	19, 39, 59, 79, 99, 119
<b>10</b>	10, 30, 50, 70, 90, 110	<b>20</b>	20, 40, 60, 80, 100, 120

### Способы выражения концентрации растворов

1. Вычислите молярную и нормальную концентрацию 20%-ного раствора хлорида кальция объёмом 1 л и плотностью 1,178 г/см<sup>3</sup>.

2. Чему равна нормальность 30%-ного раствора NaOH плотностью 1,328 г/см<sup>3</sup>? К 1 л этого раствора прибавили 5 л воды. Вычислите массовую долю полученного раствора.

3. К 3 л 10%-ного раствора HNO<sub>3</sub> плотностью 1,054 г/см<sup>3</sup> прибавили 5 л 2%-ного раствора той же кислоты плотностью 1,009 г/см<sup>3</sup>. Вычислите массовую долю в процентах и молярную концентрацию полученного раствора, объем которого равен 8 л.

4. Вычислите нормальную и молярную концентрации 20,8%-ного раствора HNO<sub>3</sub> плотностью 1,12 г/см<sup>3</sup>. Сколько граммов кислоты содержится в 4 л этого раствора?

5. Вычислите молярную, нормальную концентрации 16%-ного раствора хлорида алюминия плотностью 1,149 г/см<sup>3</sup>.

6. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 75 см<sup>3</sup> 0,3 н раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> прибавить 125 см<sup>3</sup> 0,2 н раствора KOH?

7. Для осаждения в виде AgCl всего серебра, содержащегося в 100 см<sup>3</sup> раствора AgNO<sub>3</sub>, потребовалось 50 см<sup>3</sup> 0,2 н раствора HCl. Какова нормальность раствора AgNO<sub>3</sub>? Какая масса AgCl выпала в осадок?

8. Какой объем 20,01%-ного раствора HCl (пл. 1,100 г/см<sup>3</sup>) требуется для приготовления 1 л 10,17%-ного раствора (пл. 1,050 г/см<sup>3</sup>)?

9. Смешали 10 см<sup>3</sup> 10%-ного раствора HNO<sub>3</sub> (пл. 1,056 г/см<sup>3</sup>) и 100 см<sup>3</sup> 30%-ного раствора HNO<sub>3</sub> (пл. 1,184 г/см<sup>3</sup>). Вычислите процентную концентрацию полученного раствора.

10. Какой объем 50%-ного раствора KOH (пл. 1,538 г/см<sup>3</sup>) требуется для приготовления 3 л 6%-ного раствора (пл. 1,048 г/см<sup>3</sup>)?

11. Какой объем 10%-ного раствора карбоната натрия (пл. 1,105 г/см<sup>3</sup>) требуется для приготовления 5 л 2%-ного раствора (пл. 1,02 г/см<sup>3</sup>)?

12. На нейтрализацию 31 см<sup>3</sup> 0,16 н раствора щелочи требуется 217 см<sup>3</sup> раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Чему равны нормальность раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

13. Какой объем 0,3 н раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора, содержащего 0,32 г NaOH в 40 см<sup>3</sup>?

14. На нейтрализацию 1 л раствора, содержащего 1,4 г KOH, требуется 50 см<sup>3</sup> раствора кислоты. Вычислите нормальность раствора кислоты.

15. Какая масса HNO<sub>3</sub> содержалась в растворе, если на нейтрализацию его потребовалось 35 см<sup>3</sup> 0,4 н раствора NaOH? Каков титр раствора NaOH?

16. Какую массу NaNO<sub>3</sub> нужно растворить в 400 г воды, чтобы приготовить 20%-ный раствор?

17. Смешали 300 г 20%-ного раствора и 500 г 40%-ного раствора NaCl. Чему равна процентная концентрация полученного раствора?

18. Смешали 247 г 62%-ного и 145 г 18%-ного раствора серной кислоты. Какова процентная концентрация полученного раствора? 19. Из 700 г 60%-ной серной кислоты выпариванием удалили 200 г воды. Чему равна процентная концентрация оставшегося раствора? 20. Из 10 кг 20%-ного раствора при охлаждении выделилось 400 г соли. Чему равна процентная концентрация охлажденного раствора?

### Ионно-молекулярные (ионные) реакции обмена

21. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) NaHCO<sub>3</sub> и NaOH; б) K<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> и HCl; в) BaCl<sub>2</sub> и Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

22. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) K<sub>2</sub>S и HCl; б) FeSO<sub>4</sub> и (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S; в) Cr(OH)<sub>3</sub> и KOH.

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

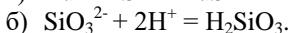
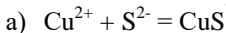


24. Какое из веществ: Al(OH)<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub> — будет взаимодействовать с гидроксидом калия? Выразите эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

25. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции взаимодействия в растворах между: а) KHCO<sub>3</sub> и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; б) Zn(OH)<sub>2</sub> и NaOH; в) CaCl<sub>2</sub> и AgNO<sub>3</sub>.

26. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а)  $\text{CuSO}_4$  и  $\text{H}_2\text{S}$ ; б)  $\text{BaCO}_3$  и  $\text{HNO}_3$ ; в)  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{KOH}$ .

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

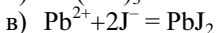
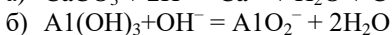
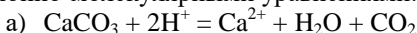


28. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а)  $\text{Sn(OH)}_2$  и  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{BeSO}_4$  и  $\text{KOH}$ ; в)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и  $\text{Ba(OH)}_2$ .

29. Какое из веществ:  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$  – взаимодействует с раствором серной кислоты? Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций.

30. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а)  $\text{AgNO}_3$  и  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ; б)  $\text{Pb(NO}_3)_2$  и  $\text{KJ}$ ; в)  $\text{CdSO}_4$  и  $\text{Na}_2\text{S}$ .

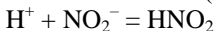
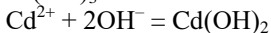
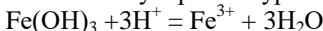
31. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



32. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а)  $\text{Be(OH)}_2$  и  $\text{NaOH}$ ; б)  $\text{Cu(OH)}_2$  и  $\text{HNO}_3$ ; в)  $\text{ZnOHNO}_3$  и  $\text{HNO}_3$

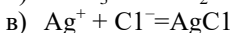
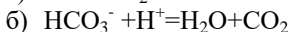
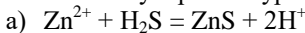
33. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  и  $\text{CaCl}_2$ ; б)  $\text{K}_2\text{CO}_3$  и  $\text{BaCl}_2$ ; в)  $\text{Zn(OH)}_2$  и  $\text{KOH}$ .

34. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



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

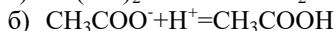
36. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



37. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{Ba(OH)}_2$ ; б)  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{NH}_4\text{OH}$ ; в)  $\text{CH}_3\text{COONa}$  и  $\text{HCl}$ .

38. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а)  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{KOH}$ ; б)  $\text{NiSO}_4$  и  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ; в)  $\text{MgCO}_3$  и  $\text{HNO}_3$ .

39. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



40. Какое из веществ:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{KHCO}_3$  – взаимодействует с раствором гидроксида натрия? Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций.

41-60. При растворении  $m$  граммов вещества А в  $V$ , мл воды получили раствор плотностью  $\rho$ . Рассчитайте массовую долю, молярную и нормальную (молярно-эквивалентную) и моляльную концентрации полученного раствора.

№ варианта	А	$\rho$ , г/мл	$m$ , г	$V$ , мл
41.	NaOH	1,225	20	80
42.	KOH	1,286	30	40
43.	$\text{H}_2\text{SO}_4$	1,307	40	60
44.	$\text{HNO}_3$	1,316	50	50
45.	HCl	1,121	24	76
46.	NaOH	1,268	28	72
47.	KOH	1,437	42	58
48.	$\text{H}_2\text{SO}_4$	1,127	18	72
49.	$\text{HNO}_3$	1,054	10	90
50.	HCl	1,163	32	68
51.	NaOH	1,137	12	88
52.	KOH	1,048	6	94
53.	$\text{H}_2\text{SO}_4$	1,324	42	58
54.	$\text{HNO}_3$	1,093	16	84
55.	HCl	1,039	8	92
56.	NaOH	1,225	40	160
57.	KOH	1,286	60	80
58.	$\text{H}_2\text{SO}_4$	1,307	80	120
59.	$\text{HNO}_3$	1,316	100	100
60.	HCl	1,121	144	76

### Задание 61-80

При помощи схемы определите сколько литров воды и раствора А с массовой долей в процентах  $C_1$  и плотностью  $\rho_1$  нужно взять для приготовления V литров электролита с плотностью  $\rho_2$ .

№ варианта	А	$C_1, \%$	$\rho_1, \text{г/мл}$	$C_2, \%$	$\rho_2, \text{г/мл}$	V, л
61.	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	20	1,143	6	1,040	1
62.	HNO <sub>3</sub>	38	1,238	18	1,106	3
63.	HCl	35	1,178	10	1,049	15
64.	KOH	25	1,229	15	1,128	6
65.	NaOH	40	1,437	5	1,058	9
66.	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	43	1,333	12	1,083	20
67.	HNO <sub>3</sub>	85	1,477	36	1,225	12
68.	HCl	38	1,194	5	1,024	30
69.	KOH	50	1,538	20	1,176	50
70.	NaOH	45	1,689	21	1,236	100
71.	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	98	1,841	37	1,282	2
72.	HNO <sub>3</sub>	94	1,500	12	1,068	4
73.	HCl	24	1,121	9	1,043	15
74.	KOH	47	1,498	15	1,128	40
75.	NaOH	30	1,332	13	1,148	25
76.	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	20	1,143	6	1,040	0,7
77.	HNO <sub>3</sub>	38	1,238	18	1,106	12
78.	HCl	35	1,178	10	1,049	3
79.	KOH	25	1,229	15	1,128	2
80.	NaOH	40	1,437	5	1,058	15

### Задание 81-100

#### Диссоциация электролитов

а) Напишите уравнения диссоциации веществ А и Б (по ступеням и суммарное).

б) Для слабых электролитов приведите выражение константы диссоциации.

#### Гидролиз солей

а) Напишите уравнения гидролиза веществ В и Г (по ступеням и суммарное) в молекулярном, полном и сокращенном ионном видах.

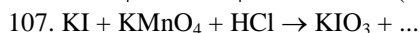
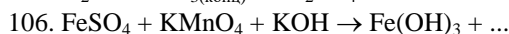
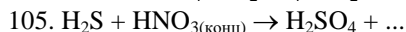
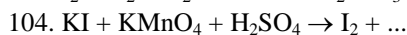
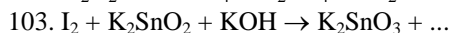
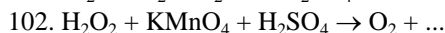
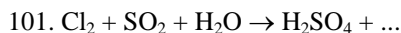
б) Укажите реакцию среды и тип гидролиза.

№ варианта варианта	А	Б	В	Г
81.	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Ba(OH) <sub>2</sub>	NiSO <sub>4</sub>	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
82.	HNO <sub>2</sub>	Sr(OH) <sub>2</sub>	AlCl <sub>3</sub>	K <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>
83.	HClO <sub>2</sub>	Ni(OH) <sub>2</sub>	Fe(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	BaSiO <sub>3</sub>
84.	H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>	KOH	Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	Ca(ClO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub>
85.	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	NaOH	FeCl <sub>3</sub>	K <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>
86.	CH <sub>3</sub> COOH	Fe(OH) <sub>2</sub>	Mg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	Na <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>
87.	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Cu(OH) <sub>2</sub>	NiCl <sub>2</sub>	CaS
88.	H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	Mn(OH) <sub>2</sub>	CoSO <sub>4</sub>	Ba(CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub>
89.	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Mg(OH) <sub>2</sub>	Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	MnSiO <sub>4</sub>
90.	HNO <sub>3</sub>	Fe(OH) <sub>3</sub>	K <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	MnCl <sub>2</sub>
91.	HCl	Co(OH) <sub>2</sub>	Ba(NO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub>	Mn(SO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
92.	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Ca(OH) <sub>2</sub>	CaSeO <sub>3</sub>	FeSO <sub>4</sub>
93.	HPO <sub>3</sub>	Ni(OH) <sub>3</sub>	K <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>
94.	H <sub>2</sub> S	Pb(OH) <sub>2</sub>	Na <sub>2</sub> S	Ni(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
95.	HClO <sub>3</sub>	Cd(OH) <sub>2</sub>	K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	CoCl <sub>2</sub>
96.	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Fe(OH) <sub>3</sub>	NiSO <sub>4</sub>	Mg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
97.	HNO <sub>2</sub>	Co(OH) <sub>2</sub>	AlCl <sub>3</sub>	NiS
98.	HClO <sub>2</sub>	Ca(OH) <sub>2</sub>	Fe(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	CoSO <sub>4</sub>
99.	H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>	Ni(OH) <sub>3</sub>	Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>
100.	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	Pb(OH) <sub>2</sub>	FeCl <sub>3</sub>	K <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>

### Задание 101 – 120.

#### Окислительно-восстановительные реакции

Закончить составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронно-ионных полуреакций, указать окислитель и восстановитель:





108.  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{конц.})} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \dots$   
 109.  $\text{Sb} + \text{HNO}_3_{(\text{разб.})} \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5 + \dots$   
 110.  $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KIO}_3 + \dots$   
 111.  $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$   
 112.  $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$   
 113.  $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$   
 114.  $\text{Ag} + \text{HNO}_3_{(\text{разб.})} \rightarrow \text{AgNO}_3 + \dots$   
 115.  $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$   
 116.  $\text{H}_2\text{S} + \text{KClO} \rightarrow \text{S} + \text{KCl} + \dots$   
 117.  $\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$   
 118.  $\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$   
 119.  $\text{NaIO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaI} + \dots$   
 120.  $\text{SO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$

### Задания для автоматизированного тестового контроля

1. ДЛЯ ТОГО, ЧТОБЫ pH РАСТВОРА УВЕЛИЧИЛСЯ НА 2, СЛЕДУЕТ ПОВЫСИТЬ КОНЦЕНТРАЦИЮ ИОНОВ ГИДРОКСИЛА В \_\_\_\_ РАЗ

2. РАЗМЕРЫ ЧАСТИЦЫ МОЛЕКУЛЯРНО-ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ

- $< 10^{-9}$  м  
  $10^{-7} - 10^{-9}$  м  
  $> 10^{-7}$  м

3. В ИДЕАЛЬНОМ РАСТВОРЕ ДАВЛЕНИЕ НАСЫЩЕННОГО ПАРА НАД РАСТВОРОМ ...

- не зависит от концентрации растворенного вещества  
 уменьшается с ростом концентрации растворенного вещества  
 увеличивается с ростом концентрации растворенного вещества  
 изменяется неоднозначно

4. КРИОСКОПИЧЕСКАЯ ПОСТОЯННАЯ ЗАВИСИТ ОТ

- температуры замерзания растворенного вещества  
 природы растворенного вещества  
 температуры замерзания раствора  
 природы растворителя

5. 0,1 МОЛЬ КАРБОНАТА КАЛЬЦИЯ СОДЕРЖИТ \_\_\_\_\_ ГРАММ

6. ДЛЯ ТОГО, ЧТОБЫ pH РАСТВОРА УВЕЛИЧИЛСЯ НА 1, СЛЕДУЕТ ПОВЫСИТЬ КОНЦЕНТРАЦИЮ ИОНОВ ГИДРОКСИЛА В \_\_\_\_ РАЗ

7. РАЗМЕРЫ ЧАСТИЦ КОЛЛОИДНО-ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ

- > 100 нм
- 1-100 нм
- < 1 нм

8. КИСЛУЮ РЕАКЦИЮ СРЕДЫ ИМЕЕТ ВОДНЫЙ РАСТВОР

- хлорида натрия
- хлороводорода
- карбоната натрия
- хлорида аммония
- сульфида франция
- сульфата цезия
- сульфата алюминия
- гидрокарбоната калия

9. 2 МОЛЬ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ ИМЕЮТ МАССУ \_\_\_\_\_ ГРАММ

10. ДЛЯ КОЛИЧЕСТВЕННОЙ ОЦЕНКИ СОСТОЯНИЯ ДИСПЕРСНОЙ ФАЗЫ КОЛЛОИДНОЙ СИСТЕМЫ ИСПОЛЬЗУЮТ ВЕЛИЧИНУ ...

- дисперсности
- объема
- массы
- плотности

11. АДСОРБЦИЯ -

- процесс слипания коллоидных частиц при добавлении электролита
- процесс поглощения частицей молекул других веществ за счет свободной поверхностной энергии
- процесс оседания коллоидных частиц под действием силы тяжести
- самопроизвольный процесс укрупнения коллоидных частиц

12. ДЛЯ УМЕНЬШЕНИЯ СТЕПЕНИ ГИДРОЛИЗА В РАСТВОРЕ  $\text{CuSO}_4$  НЕОБХОДИМО ...

- добавить щелочи
- разбавить раствор
- увеличить температуру
- добавить кислоты

13. 100 ГРАММОВ ГИДРОКСИДА НАТРИЯ СОСТАВЛЯЮТ \_\_ МОЛЬ

14. 32 ГРАММА МЕДИ СОСТАВЛЯЕТ \_\_\_\_\_ МОЛЬ

15. ФЕНОЛФТАЛЕИН ПРИОБРЕТАЕТ МАЛИНОВУЮ ОКРАСКУ В РАСТВОРЕ

- $\text{NH}_4\text{ClO}_4$
- $\text{K}_2\text{CO}_3$
- $\text{BaJ}_2$
- $\text{CaSO}_4$

16. ДЛЯ ТОГО, ЧТОБЫ  $\text{pH}$  РАСТВОРА УМЕНЬШИЛСЯ НА 2, СЛЕДУЕТ СНИЗИТЬ КОНЦЕНТРАЦИЮ ИОНОВ ГИДРОКСИЛА В \_\_\_\_ РАЗ

17. УСИЛИТЬ ГИДРОЛИЗ ХЛОРИДА АЛЮМИНИЯ МОЖНО ДОБАВЛЕНИЕМ К ЕГО РАСТВОРУ

- $\text{HCl}$
- $\text{NaCl}$
- $\text{Na}_2\text{CO}_3$
- $\text{NH}_4\text{Cl}$

18. ПРИ ВЗАИМОДЕЙСТВИИ 2,3 ГРАММ НАТРИЯ С ВОДОЙ ОБРАЗУЕТСЯ \_\_\_\_\_ ГРАММА ГИДРОКСИДА НАТРИЯ

19. ЧТОБЫ ОСЛАБИТЬ ИЛИ ПРЕКРАТИТЬ ГИДРОЛИЗ РАСТВОРА ХЛОРИДА ЖЕЛЕЗА (III), НЕОБХОДИМО НЕМНОГО ДОБАВИТЬ

- гидроксида калия
- хлорида натрия
- дистиллированной воды
- соляной кислоты

20. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРА, ПОЛУЧЕННОГО ИЗ 14,7 Г СУЛЬФАТА КАЛИЯ И 500МЛ ВОДЫ, СОСТАВЛЯЕТ \_\_\_\_ МОЛЬ/Л.

- 0,5
- 0,1
- 1,0
- 0,2

21. КОНЦЕНТРАЦИЯ ИОНОВ ГИДРОКСИЛА РАВНА  $10^{-2}$ . ЗНАЧЕНИЕ  $\text{pH}$  РАСТВОРА РАВНО

- 2.0
- 3.0
- 7.0
- 11.0
- 12.0

22. ПРОЦЕНТНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ ХАРАКТЕРИЗУЕТ СОДЕРЖАНИЕ

- $X$  г вещества в 1000 мл раствора
- $X$  г вещества в 100 мл раствора
- $X$  г вещества в 100 г раствора
- $X$  молей вещества в 1000 мл раствора
- $X$  молей вещества в 100 г раствора
- $X$  моль-эквивалентов вещества в 1000 мл раствора
- $X$  моль-эквивалентов вещества в 100 мл раствора

23. ИЗ ПРИВЕДЕННЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ К СИЛЬНЫМ ОТНОСЯТСЯ

- $H_2S$
- $HNO_2$
- $H_3PO_3$
- $H_2SO_3$
- $HNO_3$
- $HBr$
- $H_2SO_4$
- $H_3PO_4$

24. ЛАКМУСОВАЯ БУМАЖКА КРАСНЕЕТ В РАСТВОРЕ:

- $KCl$
- $ZnSO_4$
- $Cu(NO_3)_2$
- $K_2CO_3$
- $KHCO_3$
- $Na_2HPO_4$
- $SbCl_3$
- $NaJ$

25. КОЛИЧЕСТВО МОЛЬ  $NaOH$ , НЕОБХОДИМОЕ ДЛЯ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ 3,65 г  $HCl$  РАВНО...

- 0,1
- 0,2
- 1
- 0,01

26. ЧТОБЫ ИЗ 1 МОЛЯРНОГО РАСТВОРА  $NaOH$  ПОЛУЧИТЬ 1 НОРМАЛЬНЫЙ РАСТВОР, ЕГО

- надо разбавить в два раза
- надо разбавить в три раза
- не надо разбавлять
- надо выпарить наполовину

27.  $pH > 7$  БУДЕТ ИМЕТЬ ВОДНЫЙ РАСТВОР

- $BaF_2$
- $ZnCl_2$
- $Na_2S$
- $CH_3COONH_4$

28. 0.25 МОЛЬ ВОДЫ ИМЕЕТ МАССУ \_\_\_\_\_ ГРАММА

29. ВЕЛИЧИНА  $pH$  МЕНЬШЕ 7 ДЛЯ 0,1М РАСТВОРОВ...

- гидросульфата калия
- сульфида калия
- сульфата алюминия
- гидрокарбоната калия

30. ИЗ ПРИВЕДЕННЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ К СЛАБЫМ ОТНОСЯТСЯ

- $NaOH$
- $Ca(OH)_2$
- $Ni(OH)_2$
- $KOH$
- $Fe(OH)_2$
- $Zn(OH)_2$
- $CsOH$
- $Mn(OH)_2$
- $FrOH$

31. ИЗ ПРИВЕДЕННЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ К СЛАБЫМ ОТНОСЯТСЯ

- $H_2S$
- $HNO_2$
- $H_3PO_3$
- $H_2SO_3$
- $HNO_3$
- $HBr$
- $H_2SO_4$
- $H_3PO_4$

32. МАССОВАЯ ДОЛЯ САХАРА В РАСТВОРЕ, ПОЛУЧЕННОМ ПРИ РАСТВОРЕНИИ 10 Г САХАРА В 190 Г ВОДЫ, РАВНА...

- 0,05
- 0,4
- 0,1
- 0,01

33. КОЛИЧЕСТВЕННОЙ МЕРОЙ АДсорбЦИИ СЛУЖИТ ВЕЛИЧИНА, ЕДИНИЦЕЙ ИЗМЕРЕНИЯ КОТОРОЙ ЯВЛЯЕТСЯ...

- г/м
- моль/м<sup>2</sup>
- моль/л
- г/л

34. ОСМОТИЧЕСКОЕ ДАВЛЕНИЕ РАСТВОРА ГЛЮКОЗЫ С МОЛЯРНОЙ КОНЦЕНТРАЦИЕЙ 0,1 МОЛЬ/Л ПРИ 25<sup>0</sup>С РАВНО \_\_\_\_ кПа.

- 51,6
- 123,8
- 247,6
- 61,9

35. 25 мл 4 молярного РАСТВОРА СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ НЕЙТРАЛИЗУЮТ ПОЛНОСТЬЮ \_\_\_\_ мл 2 молярного РАСТВОРА ГИДРОКСИДА НАТРИЯ

36. МАССА NaOH, СОДЕРЖАЩАЯСЯ В 500 мл 0,6 молярного РАСТВОРА РАВНА \_\_\_\_ ГРАММОВ

37. ДЛЯ ТОГО, ЧТОБЫ pH РАСТВОРА УМЕНЬШИЛСЯ НА 1, СЛЕДУЕТ СНИЗИТЬ КОНЦЕНТРАЦИЮ ИОНОВ ГИДРОКСИЛА В \_\_\_\_ РАЗ

38. ПРИ СЛИВАНИИ РАСТВОРОВ  $AlCl_3$  И  $Na_2S...$

- только выпадает осадок
- только выделяется газ
- не происходит никаких изменений в системе
- выпадает осадок и выделяется газ

39. РЕАКЦИЯ СРЕДЫ РАСТВОРА ОДНОЗАМЕЩЕННОГО КАРБОНАТА НАТРИЯ

- кислая
- нейтральная
- щелочная
- изменится неоднозначно

40. pH 0.001 н РАСТВОРА АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ БУДЕТ РАВЕН

- 1.0
- 3.0
- 7.0
- 12.0
- 13.0

41. pH РАСТВОРА 0.1 н СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ ПО СРАВНЕНИЮ С pH РАСТВОРА УКСУСНОЙ КИСЛОТЫ ТАКОЙ ЖЕ КОНЦЕНТРАЦИИ БУДЕТ

- Одинаковым
- Меньше
- Больше

42. ЧИСЛО МОЛЕЙ КОН В 250 мл 0,2 молярного РАСТВОРА ГИДРОКСИДА КАЛИЯ РАВНО \_\_\_\_

43. ГЕМОЛИЗ ЭРИТРОЦИТОВ НАБЛЮДАЕТСЯ В \_\_\_\_ РАСТВОРАХ

44. КОНЦЕНТРАЦИЯ ИОНОВ ГИДРОКСИЛА РАВНА  $10^{-11}$  ЗНАЧЕНИЕ pH РАСТВОРА РАВНО

- 2.0
- 3.0
- 7.0
- 11.0
- 12.0

45. В ВОДНОМ РАСТВОРЕ НИТРАТА АЛЮМИНИЯ СРЕДА БУДЕТ \_\_

46. ЗАКОН РАУЛЯ ОПРЕДЕЛЯЕТ ЗАВИСИМОСТЬ ДАВЛЕНИЯ ПАРА НАД РАСТВОРОМ ОТ ...

- природы растворителя
- мольной доли растворенного вещества
- температуры
- объема раствора

47. РЕАКЦИЯ СРЕДЫ РАСТВОРА ГИДРОФОСФАТА НАТРИЯ

- кислая
- нейтральная
- щелочная
- изменится неоднозначно

48. В РАСТВОРЕ ГИДРОКСИДА НАТРИЯ ОБЪЕМОМ 2 л И КОНЦЕНТРАЦИЕЙ 0,5 МОЛЬ/л СОДЕРЖИТСЯ \_\_\_\_ г РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА.

- 40
- 60
- 20
- 80

49. ДЛЯ ПРИГОТОВЛЕНИЯ 2 л 2 молярного РАСТВОРА ГИДРОКСИДА КАЛИЯ НЕОБХОДИМО ВЗЯТЬ \_\_\_\_\_ граммов КОН

50. pH = 7 БУДЕТ ИМЕТЬ ВОДНЫЙ РАСТВОР

- Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
- Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
- Na<sub>2</sub>S
- KCN

51. МАССА СЕРНОЙ КИСЛОТЫ, СОДЕРЖАЩАЯСЯ В 1 л 0,1 Н РАСТВОРА

- 49 г
- 9,8 г
- 98 г
- 4,9 г

52. ПРАКТИЧЕСКИ НЕЙТРАЛЬНУЮ РЕАКЦИЮ СРЕДЫ ИМЕЕТ ВОДНЫЙ РАСТВОР

- хлорида натрия
- хлороводорода
- карбоната натрия
- сульфит аммония
- сульфида франция
- сульфата цезия
- сульфата алюминия
- гидрокарбоната калия

53. СОКРАЩЕННОМУ МОЛЕКУЛЯРНО-ИОННОМУ УРАВНЕНИЮ  $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$  СООТВЕТСТВУЕТ ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕЖДУ

- Fe<sub>2</sub>S<sub>2</sub> и КОН
- FePO<sub>4</sub> и NH<sub>4</sub>OH
- FeCl<sub>3</sub> и Mg(OH)<sub>2</sub>
- Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> и КОН

54. pH < 7 БУДЕТ ИМЕТЬ ВОДНЫЙ РАСТВОР

- BaF<sub>2</sub>
- ZnCl<sub>2</sub>
- Na<sub>2</sub>S
- CH<sub>3</sub>COONH<sub>4</sub>



55. ЭБУЛЛИОСКОПИЧЕСКАЯ ПОСТОЯННАЯ ЗАВИСИТ ОТ

- температуры кипения растворенного вещества
- природы растворенного вещества
- температуры кипения раствора
- природы растворителя

56. В РАСТВОРЕ ХЛОРИДА НАТРИЯ ЗНАЧЕНИЕ pH...

- меньше 7
- больше 7
- равно 7
- меняется от 0 до 7 в зависимости от концентрации раствора

57. В 1 Л РАСТВОРА ГИДРОКСИДА КАЛИЯ, ИМЕЮЩЕГО pH 13, СОДЕРЖИТСЯ \_\_\_ моль КОН.

- 0,1
- 0,5
- 1
- 0,2

58. РАЗМЕРЫ ЧАСТИЦ МОЛЕКУЛЯРНО-ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ

- > 100 нм
- 1-100 нм
- < 1 нм

59. МОЛЯЛЬНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ ИМЕЕТ РАЗМЕРНОСТЬ ...

- моль/л
- %
- моль/кг
- г/моль

60. НАИМЕНЬШИМ ОСМОТИЧЕСКИМ ДАВЛЕНИЕМ БУДЕТ ОБЛАДАТЬ РАСТВОР

- 0.9% NaCl
- 0.9% сахарозы
- 0.9% глюкозы

61. РЕАКЦИЯ СРЕДЫ РАСТВОРА ХЛОРИДА НАТРИЯ

- кислая
- нейтральная
- щелочная
- изменится неоднозначно

62. УРАВНЕНИЕ  $P_{\text{осм}}=CRT$  (ЗАКОН ВАНТ-ГОФФА), ХАРАКТЕРИЗУЮЩЕЕ ЗАВИСИМОСТЬ ОТ КОНЦЕНТРАЦИИ И ТЕМПЕРАТУРЫ, ПРИМЕНИМО...

- только к растворам неэлектролитов
- к любым растворам
- к растворам слабых электролитов
- к растворам сильных электролитов

63. РАСТВОР СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ ИМЕЕТ  $pH=2$ . КОНЦЕНТРАЦИЯ КИСЛОТЫ В РАСТВОРЕ ПРИ 100% ДИССОЦИАЦИИ РАВНА \_\_\_ МОЛЬ/Л

- 0,1
- 0,005
- 0,001
- 0,01

64. МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ  $H_3PO_4$  В РАСТВОРЕ, ПОЛУЧЕННОМ ПОСЛЕ РАСТВОРЕНИЯ 1,42 г  $P_2O_5$  В 1 ЛИТРЕ ВОДЫ ПРИ КИПЯЧЕНИИ, РАВНА \_\_\_ МОЛЬ/Л

- 0,02
- 0,05
- 0,01
- 0,005

65. В 2 ЛИТРАХ РАСТВОРА СЕРНОЙ КИСЛОТЫ С МОЛЯРНОЙ КОНЦЕНТРАЦИЕЙ 0,2 МОЛЬ/Л СОДЕРЖИТСЯ \_\_\_ ГРАММА ЧИСТОГО ВЕЩЕСТВА.

- 78,4
- 9,8
- 39,2
- 19,6

66. РАСТВОР НАЧИНАЕТ КИПЕТЬ, КОГДА ДАВЛЕНИЕ ПАРА РАСТВОРИТЕЛЯ НАД РАСТВОРОМ СТАНЕТ...

- равно внешнему давлению
- равно давлению пара растворенного в-ва
- меньше давления пара растворенного в-ва
- меньше внешнего давления

67. ЗАБОЛЕВАНИЕ, ОБУСЛОВЛЕННОЕ СНИЖЕНИЕМ  $pH$  КРОВИ \_\_\_

68. ИЗ ПРЕДСТАВЛЕННЫХ РАСТВОРОВ НАИБОЛЕЕ ГИПЕРТОНИЧЕСКИМ БУДЕТ

- 0.9% NaCl
- 0.9% глюкоза
- 0.9% сахароза

69. ФЕНОЛФТАЛЕИН ОКРАШИВАЕТСЯ В РАСТВОРЕ:

- KCl
- ZnSO<sub>4</sub>
- Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
- K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
- KHCO<sub>3</sub>
- Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>
- SbCl<sub>3</sub>
- NaJ

70. РЕАКЦИЯ СРЕДЫ РАСТВОРА ДВУЗАМЕЩЕННОГО ФОСФАТА НАТРИЯ

- кислая
- нейтральная
- щелочная
- изменится неоднозначно

71. РЕАКЦИЯ СРЕДЫ РАСТВОРА КАРБОНАТА НАТРИЯ

- кислая
- нейтральная
- щелочная
- изменится неоднозначно

72. ДИСПЕРСНОСТЬ – ЭТО ВЕЛИЧИНА, ОБРАТНАЯ \_\_\_ ЧАСТИЦ ДИСПЕРСНОЙ ФАЗЫ

- объема
- размеру
- массы
- плотности

73. НОРМАЛЬНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ ХАРАКТЕРИЗУЕТ СОДЕРЖАНИЕ

- X г вещества в 1000 мл раствора
- X г вещества в 100 мл раствора
- X г вещества в 100 г раствора
- X молей вещества в 1000 мл раствора

- $X$  молей вещества в 100 г раствора
- $X$  моль-эквивалентов вещества в 1000 мл раствора
- $X$  моль-эквивалентов вещества в 100 мл раствора

74. ПРИ РАСТВОРЕНИИ НАТРИЯ В ВОДЕ ПОЛУЧАЕТСЯ РАСТВОР

- натрия
- оксида натрия
- гидроксида натрия
- гидрида натрия

75. рОН 0.01 н РАСТВОРА HCl БУДЕТ РАВЕН

- 1.0
- 2.0
- 7.0
- 12.0
- 13.0

76. рН 0.1 н РАСТВОРА NaOH БУДЕТ РАВЕН

- 1.0
- 2.0
- 7.0
- 12.0
- 13.0

77. МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ ВДВОЕ МЕНЬШЕ МОЛЯРНОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ ЭКВИВАЛЕНТОВ ДЛЯ РАСТВОРА...

- $KNO_3$
- $AlCl_3$
- $ZnSO_4$
- HCl

78. КОНЦЕНТРАЦИЯ ИОНОВ ВОДОРОДА РАСТВОРА 0.1 н  $CH_3COOH$  ПО СРАВНЕНИЮ С 0.1 н РАСТВОРОМ HCl БУДЕТ

- Одинаковым
- Меньше
- Больше

79. СИЛЬНЫМИ ЭЛЕКТРОЛИТАМИ ЯВЛЯЮТСЯ...

- $Ca_3(PO_4)_2$
- $NH_4OH$
- HI
- $CuSO_4$

80. ИЗ ПРЕДСТАВЛЕННЫХ РАСТВОРОВ НАИБОЛЕЕ ГИПОТОНИЧЕСКИМ БУДЕТ

- 0.9% NaCl
- 0.9% глюкоза
- 0.9% сахароза

81. ПЛАЗМОЛИЗ ЭРИТРОЦИТОВ НАБЛЮДАЕТСЯ В \_\_\_ РАСТВОРАХ

82. ФЕНОЛФТАЛЕИН НЕ ИЗМЕНЯЕТ ОКРАСКУ В РАСТВОРЕ

- $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
- $\text{Li}_2\text{S}$
- NaCl

83. МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ ХИМИЧЕСКОГО ЭКВИВАЛЕНТА ХЛОРИДА МЕДИ (II) В РАСТВОРЕ  $\text{CuCl}_2$  С МОЛЯРНОЙ КОНЦЕНТРАЦИЕЙ 1,5 МОЛЬ/Л РАВНА \_\_\_ МОЛЬ/Л

- 4,5
- 1,5
- 3
- 0,75

84. ЩЕЛОЧНУЮ РЕАКЦИЮ СРЕДЫ ИМЕЕТ ВОДНЫЙ РАСТВОР

- хлорида натрия
- хлороводорода
- карбоната натрия
- хлорида аммония
- сульфида франция
- сульфата цезия
- сульфата алюминия
- гидрокарбоната калия

85. ПОЛУПРОНИЦАЕМАЯ МЕМБРАНА ПРОНИЦАЕМА ДЛЯ ...

- раствора
- растворителя
- растворенного вещества

86. РЕАКЦИЯ СРЕДЫ РАСТВОРА ХЛОРИДА ЖЕЛЕЗА

- кислая
- нейтральная
- щелочная
- изменится неоднозначно

87. ОТНОШЕНИЕ ДАВЛЕНИЯ ПАРА РАСТВОРИТЕЛЯ НАД РАСТВОРОМ К ДАВЛЕНИЮ ПАРА НАД ЧИСТЫМ РАСТВОРИТЕЛЕМ РАВНО ...

- ( ) мольной доли растворителя
- ( ) количеству растворителя
- ( ) количеству растворенного вещества
- ( ) мольной доле растворенного вещества

88. УСТАНОВИТЕ СООТВЕТСТВИЕ: ДЛЯ ПРИГОТОВЛЕНИЯ \_\_\_\_\_ РАСТВОРА NaOH (молярная масса NaOH равна 40) НАДО

200 г 2-процентного	8г NaOH растворить в мерной колбе на 100 мл и довести водой до метки
100 мл 2-нормального	8г NaOH растворить в мерной колбе на 200 мл и довести водой до метки
200 мл 1-молярного	4г NaOH растворить в мерной колбе на 100 мл и довести водой до метки
100 мл 1-молярного	4г NaOH растворить в 196 мл воды

89. pH РАСТВОРА 0.1 н  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ПО СРАВНЕНИЮ С pH РАСТВОРА СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ ТАКОЙ ЖЕ КОНЦЕНТРАЦИИ БУДЕТ

- ( ) Одинаковым
- ( ) Меньше
- ( ) Больше

90. СУММА КОЭФФИЦИЕНТОВ В СОКРАЩЕННОМ МОЛЕКУЛЯРНО-ИОННОМ УРАВНЕНИИ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ РАСТВОРОВ ХЛОРИДА АЛЮМИНИЯ И КАРБОНАТА НАТРИЯ РАВНА ...

91. pH 0.01 н РАСТВОРА NaOH БУДЕТ РАВЕН

- ( ) 1.0
- ( ) 2.0
- ( ) 7.0
- ( ) 12.0
- ( ) 13.0

92. 25 мл РАСТВОРА СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ НЕЙТРАЛИЗУЮТ ПОЛНОСТЬЮ 50 мл 2 молярного РАСТВОРА ГИДРОКСИДА НАТРИЯ. КОНЦЕНТРАЦИЯ СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ ПРИ ЭТОМ РАВНА \_ моль/л

93. РАСТВОРЫ, ОБЛАДАЮЩИЕ ОДИНАКОВЫМ ОСМОТИЧЕСКИМ ДАВЛЕНИЕМ, НАЗЫВАЮТСЯ...

94. ЗАБОЛЕВАНИЕ, ОБУСЛОВЛЕННОЕ ПОВЫШЕНИЕМ pH КРОВИ...

95. ИЗ ПРИВЕДЕННЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ К СИЛЬНЫМ ОТНОСЯТСЯ

- NaOH
- Ca(OH)<sub>2</sub>
- Ni(OH)<sub>2</sub>
- КОН
- Fe(OH)<sub>2</sub>
- Zn(OH)<sub>2</sub>
- CsOH
- Mn(OH)<sub>2</sub>
- FrOH

96. PH РАСТВОРА, В 2 ЛИТРАХ КОТОРОГО СОДЕРЖИТСЯ 0,1 МОЛЬ БЕНЗОЙНОЙ КИСЛОТЫ ( $K=6,3 \cdot 10^{-5}$ ), РАВЕН ...

- 7,5
- 6,5
- 11,25
- 2,75

97. РАЗМЕРЫ ЧАСТИЦ КОЛЛОИДНО-ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ

- $< 10^{-9}$  м
- $10^{-7} - 10^{-9}$  м
- $> 10^{-7}$  м

98. ВЕЛИЧИНА PH РАВНА 7 ДЛЯ РАСТВОРОВ, СОДЕРЖАЩИХ РАВНОЕ ЧИСЛО МОЛЬ ВЕЩЕСТВ...

- H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub> и NaOH
- CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub> и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- NaOH и HNO<sub>3</sub>
- CH<sub>3</sub>COOH и NH<sub>4</sub>OH

99. СОКРАЩЕННОМУ МОЛЕКУЛЯРНО-ИОННОМУ УРАВНЕНИЮ  $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3$  СООТВЕТСТВУЕТ ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕЖДУ...

- Ca(OH)<sub>2</sub> и MgCO<sub>3</sub>
- CaCl<sub>2</sub> и Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
- Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> и K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
- Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> и BaCO<sub>3</sub>

100. МАССОВАЯ ДОЛЯ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА МОЖЕТ БЫТЬ ВЫРАЖЕНА В ...

- моль/кг
- г/моль
- г/л
- долях или %

101. Массовая доля серной кислоты в растворе, полученном добавлением 380мл воды к 1л 20%-ного раствора  $H_2SO_4$  с плотностью 1,139 г/мл (с точностью до целых) равна... (введите ответ)

102. ГИДРОЛИЗУ В ВОДЕ НЕ ПОДВЕРГАЕТСЯ:

- хлорид стронция
- сульфид франция
- сульфат цезия
- сульфат алюминия
- сульфит аммония
- гидрокарбонат натрия
- хлорид натрия
- карбонат натрия

103. ОБЪЕМ 60% - НОГО РАСТВОРА СЕРНОЙ КИСЛОТЫ ( $p= 1,50$  Г/МЛ), СОДЕРЖАЩИЙ 4,5 МОЛЬ КИСЛОТЫ, РАВЕН \_\_\_\_\_ МЛ.

104. МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ ХАРАКТЕРИЗУЕТ СОДЕРЖАНИЕ

- $X$  г вещества в 1000 мл раствора
- $X$  г вещества в 100 мл раствора
- $X$  г вещества в 100 г раствора
- $X$  молей вещества в 1000 мл раствора
- $X$  молей вещества в 100 г раствора
- $X$  моль-эквивалентов вещества в 1000 мл раствора
- $X$  моль-эквивалентов вещества в 100 мл раствора

104. В КАКОМ СОЕДИНЕНИИ СЕРА ПРОЯВЛЯЕТ ВЫСШУЮ СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ:

- $SO_2$
- $SO_3$
- $H_2S$
- $H_2SO_3$



105. В КАКОМ СОЕДИНЕНИИ МАРГАНЕЦ ПРОЯВЛЯЕТ ВЫСШУЮ СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ:

- $\text{KMnO}_4$
- $\text{K}_2\text{MnO}_4$
- $\text{Mn}(\text{OH})_3$
- $\text{MnO}_2$

106. В КАКОМ СОЕДИНЕНИИ КИСЛОРОД ПРОЯВЛЯЕТ ВЫСШУЮ СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ:

- $\text{H}_2\text{O}_2$
- $\text{O}_2$
- $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{CaO}_2$

107. КАКОЙ ЭЛЕМЕНТ ОКИСЛЯЕТСЯ В ХОДЕ РЕАКЦИИ  
 $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HI}$ ?

- S
- I
- H
- O

108. КАКОЙ ЭЛЕМЕНТ ОКИСЛЯЕТСЯ В ХОДЕ РЕАКЦИИ  
 $4\text{NH}_3 + 3\text{SO}_2 = 2\text{N}_2 + \text{S} + 6\text{H}_2\text{O}$ ?

- N
- S
- H
- O

109. УКАЖИТЕ ПРОДУКТ ВОССТАНОВЛЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЯ  
 $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{РАЗБ.}) \rightarrow$

- NO
- $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2$
- $\text{O}_2$

110. УКАЖИТЕ ПРОДУКТ ВОССТАНОВЛЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЯ  
 $\text{Al} + \text{H}_2\text{O} + \text{NaOH} \rightarrow$

- $\text{AlO}_2^-$
- $\text{O}_2$
- $\text{OH}^-$
- $\text{H}_2$

111. ЗАКОНЧИТЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНУЮ ПОЛУРЕАКЦИЮ  $\text{SO}_2 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} \rightarrow$

- ( )  $\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
- ( )  $\text{H}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
- ( )  $\text{S} + 6\text{H}_2\text{O}$
- ( )  $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

112. ЗАКОНЧИТЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНУЮ ПОЛУРЕАКЦИЮ  $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow$

- ( )  $\text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
- ( )  $\text{MnO} + \text{H}_2\text{O}$
- ( )  $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}$
- ( )  $\text{Mn} + 3\text{H}_2\text{O}$

113. ЗАКОНЧИТЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНУЮ ПОЛУРЕАКЦИЮ  $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} - 2\text{e} \rightarrow$

- ( )  $2\text{SO}_2 + 2\text{H}^+$
- ( )  $\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$
- ( )  $\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$
- ( )  $\text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$

114. ЗАКОНЧИТЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНУЮ ПОЛУРЕАКЦИЮ  $\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} - 5\text{e} \rightarrow$

- ( )  $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+$
- ( )  $\text{MnO}_4^{2-} + 8\text{H}^+$
- ( )  $\text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$
- ( )  $\text{H}_2\text{MnO}_4 + 6\text{H}^+$

115. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ, ПРОТЕКАЮЩИЕ С ИЗМЕНЕНИЕМ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ, ВХОДЯЩИХ В СОСТАВ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ, НАЗЫВАЮТ:

- ( ) кинетическими
- ( ) стехиометрическими
- ( ) окислительно-восстановительными
- ( ) ионными

116. ЛЮБАЯ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНАЯ РЕАКЦИЯ ВКЛЮЧАЕТ ДВА ПРОЦЕССА:

- ( ) гидролиз и диссоциацию
- ( ) ионизацию и диссоциацию
- ( ) окисление и восстановление
- ( ) выделение и поглощение теплоты

117. ОКИСЛИТЕЛЬ – ЭТО АТОМ, МОЛЕКУЛА ИЛИ ИОН, КОТОРЫЙ:

- увеличивает свою степень окисления
- принимает электроны
- окисляется
- отдает свои электроны

118. К СИЛЬНЫМ ВОССТАНОВИТЕЛЯМ ОТНОСЯТСЯ....

- оксид марганца (IV), оксид углерода (IV) и оксид кремния (IV)
- вода, царская водка и олеум
- перманганат калия, манганат калия и хромат калия
- аммиак, щелочные и щелочноземельные металлы

119. ИЗ ПЕРЕЧИСЛЕННЫХ НИЖЕ ВЕЩЕСТВ САМЫМ СИЛЬНЫМ ОКИСЛИТЕЛЕМ ЯВЛЯЕТСЯ...

- плавиковая кислота
- фтор
- кислород
- платина

120. РАЗЛИЧАЮТ СЛЕДУЮЩИЕ ТИПЫ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ (ОВР):

- обмена, разложения и соединения
- молекулярные, ионные и электронные
- межмолекулярные, внутримолекулярные и диспропорционирования
- этерификации, нейтрализации и самоокисления-самовосстановления

121. ИЗ ПРЕДСТАВЛЕННЫХ НИЖЕ РЕАКЦИЙ К ОВР ДИСПРОПОРЦИОНИРОВАНИЯ ПРИНАДЛЕЖИТ:

- $S + 2HNO_3(\text{конц}) = H_2SO_4 + 2NO$
- $Mg + S = MgS$
- $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$
- $6KOH + 3S = K_2SO_3 + 2K_2S + 3H_2O$

122. ПЕРМАНГНАТ КАЛИЯ В КИСЛОЙ СРЕДЕ ВОССТАНАВЛИВАЕТСЯ ДО:

- манганат-иона  $MnO_4^-$
- оксида марганца (II)  $MnO$
- катиона  $Mn^{2+}$
- оксида марганца (IV)  $MnO_2$

123. ДИХРОМАТ КАЛИЯ В КИСЛОЙ СРЕДЕ ВОССТАНАВЛИВАЕТСЯ ДО....

- хромат-иона  $\text{CrO}_4^{2-}$
- тетрагидроксохромит-иона  $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$
- оксида хрома (III)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$
- катиона  $\text{Cr}^{3+}$

124. ДЛЯ ВЫТЕСНЕНИЯ МЕТАЛЛИЧЕСКОГО СЕРЕБРА ИЗ ВОДНОГО РАСТВОРА  $\text{AgNO}_3$  МОГУТ БЫТЬ ИСПОЛЬЗОВАНЫ:

- Ba, Al, Zn, Pb, Cu
- Na, Mg, Mn, Cr, Hg
- Mn, Zn, Fe, Sn, Cu
- Li, Fe, Cr, Hg, Au

125. СОВОКУПНОСТЬ ОВР, КОТОРЫЕ ПРОТЕКАЮТ НА АНОДЕ И КАТОДЕ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ ПРИ ПРОПУСКЕНИИ ЭЛЕКТРИЧЕСКОГО ТОКА, НАЗЫВАЮТ:

- гидролизом
- электрификацией
- электролизом
- этерификацией

126.  $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 +$   
СУММА КОЭФФИЦИЕНТОВ ПЕРЕД ИСХОДНЫМИ ВЕЩЕСТВАМИ РАВНА:

- 11
- 15
- 16
- 20

127. КОЭФФИЦИЕНТ ПЕРЕД ФОРМУЛОЙ АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ В УРАВНЕНИИ РЕАКЦИИ  $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$ , РАВЕН:

- 7
- 16
- 21
- 28

128. ЧИСЛО ЭЛЕКТРОНОВ, ОТДАННЫХ ОДНОЙ МОЛЕКУЛОЙ ВОССТАНОВИТЕЛЯ В РЕАКЦИИ  $\text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$ :

- 3
- 2
- 5
- 6

129. КОЭФФИЦИЕНТ ПЕРЕД ФОРМУЛОЙ ОДНОГО ИЗ ВЕЩЕСТВ В УРАВНЕНИИ РЕАКЦИИ, СХЕМА КОТОРОЙ:  $Al + HNO_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 + NH_4NO_3 + H_2O$ , РАВЕН 9. ЧИСЛО АТОМОВ В ФОРМУЛЬНОЙ ЕДИНИЦЕ ЭТОГО СОЕДИНЕНИЯ РАВНО \_\_\_\_\_

130. КОЭФФИЦИЕНТ ПЕРЕД ОКИСЛИТЕЛЕМ В УРАВНЕНИИ РЕАКЦИИ  $CH_2O + KMnO_4 \rightarrow K_2CO_3 + MnO_2 + H_2O + CO_2$ , РАВЕН:

- ( ) 2
- ( ) 3
- ( ) 4
- ( ) 5

131. ЧИСЛО ЭЛЕКТРОНОВ, ПРИНЯТЫХ ОДНОЙ МОЛЕКУЛОЙ ОКИСЛИТЕЛЯ В РЕАКЦИИ  $HClO_3 + H_2SO_3 \rightarrow HCl + H_2SO_4$ , РАВНО:

- ( ) 3
- ( ) 2
- ( ) 5
- ( ) 6

132. В ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНОЙ РЕАКЦИИ,  $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$ , СУММА ВСЕХ КОЭФФИЦИЕНТОВ РАВНА:

- ( ) 9
- ( ) 11
- ( ) 16
- ( ) 19

133. В ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНОЙ РЕАКЦИИ  $HI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + H_2S + H_2O$ , КОЭФФИЦИЕНТ ПЕРЕД ОКИСЛИТЕЛЕМ РАВЕН:

- ( ) 8
- ( ) 1
- ( ) 4
- ( ) 5

134. В ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНОЙ РЕАКЦИИ,  $HBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + SO_2 + H_2O$ , КОЭФФИЦИЕНТ ПЕРЕД ПРОДУКТОМ ВОССТАНОВЛЕНИЯ РАВЕН:

- ( ) 2
- ( ) 3
- ( ) 1
- ( ) 4

135. ЧИСЛО ЭЛЕКТРОНОВ, ОТДАНЫХ ОДНОЙ МОЛЕКУЛОЙ ВОССТАНОВИТЕЛЯ В РЕАКЦИИ  $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$  РАВНО:

- ( ) 3
- ( ) 2
- ( ) 1
- ( ) 6

**Правильные ответы:**

Вопрос	Ответ	Вопрос	Ответ
1.	100	24.	2;3;7
2.	1	25.	1
3.	3	26.	3
4.	4	27.	3
5.	10	28.	4,4
6.	10	29.	3
7.	2	30.	3;5;6;8
8.	2;4;7	31.	1;2;3;4;8
9.	196	32.	1
10.	1	33.	2
11.	2	34.	3
12.	4	35.	50
13.	2,5	36.	12
14.	0,5	37.	10
15.	2	38.	4
16.	100	39.	3
17.	3	40.	2
18.	4	41.	2
19.	4	42.	0,05
20.	4	43.	гипотонических
21.	5	44.	2
22.	3	45.	кислая
23.	5;6;7	46.	2

Вопрос	Ответ	Вопрос	Ответ
47.	3	81.	гипертонических
48.	1	82.	2;4
49.	224	83.	3
50.	2	84.	3;5;8
51.	4	85.	2
52.	1;4;6	86.	1
53.	4	87.	4
54.	2	88.	1-4;2-1;3-2;4-3
55.	4	89.	3
56.	3	90.	13
57.	1	91.	4
58.	3	92.	4
59.	1	93.	изотоническими
60.	2	94.	алкалоз
61.	2	95.	1;2;4;7;9
62.	1	96.	4
63.	4	97.	2
64.	1	98.	3;4
65.	3	99.	2
66.	1	101.	15
67.	ацидоз	102.	1;3;7
68.	1	103.	255
69.	4;5;6	104.	4
70.	3	101.	15
71.	3	102.	1;3;7
72.	2	103.	255
73.	6	104.	2
74.	3	105.	1
75.	4	106.	2
76.	5	107.	1
77.	3	108.	1
78.	2	109.	1
79.	3;4	110.	4
80.	3	111.	2

Вопрос	Ответ	Вопрос	Ответ
112.	1	124.	3
113.	3	125.	3
114.	1	126.	4
115.	3	127.	4
116.	3	128.	2
117.	2	129.	3
118.	4	130.	3
119.	2	131.	4
120.	3	132.	4
121.	3	133.	2
122.	3	134.	3
123.	4	135.	2

### РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Химия / Ю.А. Лебедев, Г.Н. Фадеев, А.М. Голубев, В.Н. Шаповал. М.: Юрайт, 2016.
2. Глинка Л.Н. Общая химия. М.: Юрайт, 2013.
3. Попков В.А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. М.: Юрайт, 2012.
4. Князев Д.А., Смарьгин С.Н. Неорганическая химия. М.: Дрофа, 2004.
5. Гельфман М.И. Химия. СПб.: Лань, 2008.
6. Пузаков С.А. Сборник задач и упражнений по общей химии. М.: Юрайт, 2013.



## ПРИЛОЖЕНИЯ

### 1. Константы диссоциации некоторых слабых электролитов

Электролит	$K_d$	Электролит	$K_d$
H <sub>2</sub> O	$1,8 \cdot 10^{-16}$	NH <sub>4</sub> OH	$1,79 \cdot 10^{-5}$
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	$2,0 \cdot 10^{-12}$	LiOH	$6,8 \cdot 10^{-1}$
HNO <sub>2</sub>	$5,1 \cdot 10^{-4}$	Zn(OH) <sub>2</sub>	$1,5 \cdot 10^{-9}$
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	$K_1=5,83 \cdot 10^{-10}$ $K_2=1,8 \cdot 10^{-13}$ $K_3=1,6 \cdot 10^{-14}$	Al(OH) <sub>3</sub>	$1,38 \cdot 10^{-9}$
HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$	Fe(OH) <sub>2</sub>	$1,3 \cdot 10^{-4}$
HF	$6,61 \cdot 10^{-4}$	Fe(OH) <sub>3</sub>	$1,82 \cdot 10^{-12}$
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	$K_1=1,3 \cdot 10^{-2}$ $K_2=0,63 \cdot 10^{-7}$	Ni(OH) <sub>2</sub>	$2,5 \cdot 10^{-5}$
H <sub>2</sub> S	$K_1=1,1 \cdot 10^{-7}$ $K_2=1,0 \cdot 10^{-14}$	Cu(OH) <sub>2</sub>	$3,4 \cdot 10^{-7}$
HCN	$4,9 \cdot 10^{-10}$	Ba(OH) <sub>2</sub>	$2,3 \cdot 10^{-1}$
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$K_1=4,45 \cdot 10^{-7}$ $K_2=4,69 \cdot 10^{-11}$	Ca(OH) <sub>2</sub>	$4,0 \cdot 10^{-2}$
CH <sub>3</sub> COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	Cd(OH) <sub>2</sub>	$5,0 \cdot 10^{-3}$
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$K_1=7,1 \cdot 10^{-3}$ $K_2=6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3=5,0 \cdot 10^{-13}$	Pb(OH) <sub>2</sub>	$3,0 \cdot 10^{-8}$
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$K_1=5,36 \cdot 10^{-2}$ $K_2=5,42 \cdot 10^{-5}$	Cr(OH) <sub>3</sub>	$1,0 \cdot 10^{-10}$
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	$K_1=2,0 \cdot 10^{-12}$		

## 2. Криоскопические и эбуллиоскопические константы растворителей

Растворитель	$K_k$	$K_b$	$t_{пл}, ^\circ\text{C}$	$t_{кип}, ^\circ\text{C}$
Анилин	5,87	3,22	-5,96	184,4
Ацетон	2,4	1,48	-94,6	56,0
Бензол	5,1	2,57	5,4	80,2
Вода	1,85	0,52	0	100
Камфора	40,0	6,09	174	204
Нитробензол	6,9	5,27	5,7	210,9
Фенол	7,3	3,6	41	182,1
Хлороформ	4,9	3,88	-63,2	61,2
Тетрахлорметан	2,98	5,3	-23	76,7

## 3. Плотность раствора хлорида натрия различной массовой доли

$\omega, \%$	$\rho, \text{г/см}^3$	$\omega, \%$	$\rho, \text{г/см}^3$	$\omega, \%$	$\rho, \text{г/см}^3$	$\omega, \%$	$\rho, \text{г/см}^3$
1	1,005	8	1,056	15	1,109	22	1,164
2	1,013	9	1,063	16	1,116	23	1,172
3	1,020	10	1,071	17	1,124	24	1,180
4	1,027	11	1,078	18	1,132	25	1,189
5	1,034	12	1,086	19	1,140	26	1,197
6	1,041	13	1,093	20	1,148		
7	1,049	14	1,101	21	1,156		

## 4. Греческий алфавит

A, $\alpha$	альфа	N, $\nu$	ню
B, $\beta$	бета	$\Xi, \xi$	кси
$\Gamma, \gamma$	гамма	O, $\omicron$	омикрон
$\Delta, \delta$	дэльта	$\Pi, \pi$	пи
E, $\epsilon$	эпсилон	$\rho, \rho$	ро
Z, $\zeta$	дзета	$\Sigma, \sigma$	сигма
H, $\eta$	эта	T, $\tau$	тау
$\Theta, \theta$	тэта	$\Upsilon, \upsilon$	ипсилон
J, $\iota$	йота	$\Phi, \phi$	фи
K, $\kappa$	каппа	X, $\chi$	хи
$\Lambda, \lambda$	ламбда	$\Psi, \psi$	пси
M, $\mu$	ми	$\Omega, \omega$	омега

## 5. Латинский алфавит

A, a	а	N, n	ЭН
B, b	бэ	O, o	о
C, c	цэ	P, p	пэ
D, d	дэ	Q, q	ку
E, e	е	R, r	эр
F, f	эф	S, s	эс
G, g	жэ	T, t	тэ
H, h	аш	U, u	у
I, i	и	V, v	вэ
J, j	жи	W, w	дубль-вэ
K, k	ка	X, x	икс
L, l	эль	Y, y	игрек
M, m	эм	Z, z	зэт

Учебное издание

Мартынова Елена Владимировна  
Талызин Виктор Васильевич  
Чекин Геннадий Владимирович

## **ХИМИЯ**

### **Часть 3**

#### **Растворы и другие дисперсные системы**

пособие для аудиторной и внеаудиторной работы студентов

Редактор Лебедева Е.М.

---

Подписано к печати 12.04.2018 г. Формат 60x84 <sup>1</sup>/<sub>16</sub>.

Бумага офсетная. Усл. п. л. 3,95. Тираж 100 экз. Изд. № 5792.

---

Издательство Брянский Государственный Аграрный Университет  
243365 Брянская обл., Выгоничский район, с. Кокино, Брянский ГАУ