

Министерство сельского хозяйства РФ

ФГБОУ ВПО «Брянская государственная
сельскохозяйственная академия»

Кафедра химии, биотехнологии
и физиологии растений

РАСТВОРЫ

ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Издание второе

Брянск 2014

УДК 541.8 (07)

ББК 24.5

Ч 37

Чекин Г.В. Растворы. Окислительно-восстановительные реакции: пособие для аудиторной и внеаудиторной работы студентов (издание второе) / Г.В. Чекин, Е.В. Мартынова. – Брянск: Изд-во Брянской ГСХА, 2014. – 68с.

Пособие предназначено для укрупненных групп направлений подготовки: 350000, 360000, 200000, 190000 (по направлениям подготовки, реализуемым в рамках образовательной деятельности Брянской государственной сельскохозяйственной академии)

Рецензент: к.х.н., доцент С.В. Кузнецов

*Рекомендовано к изданию решением методических комиссий:
Агроэкологического института протокол № 5 от 17.06.14 г;
Института ветеринарной медицины и биотехнологии № 8 от 18.06.14 г;
Инженерно-технологического факультета № 9 от 20.06.14 г.*

© Брянская ГСХА, 2014

© Чекин Г.В., 2014

© Мартынова Е.В., 2014

Содержание

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

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 (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 (ω , % 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) Молярная доля (χ) – 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:

$$C_n = \frac{m}{M_э V}$$

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.)

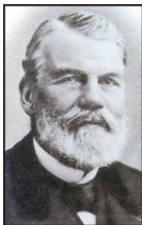
1) Парциальное давление насыщенного пара компонента раствора (P_i) прямо пропорционально его мольной доле в растворе

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

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 ΔT 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 ΔT 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 (α , % 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 0,1М растворе больше 30%. К сильным электролитам относят:

а) все растворимые соли;

б) сильные кислоты – HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₃, HClO₄, H₂SO₄;

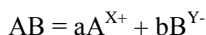
в) сильные основания (щёлочи) – LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂.

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

а) слабые кислоты – HF, HNO₂, H₂CO₃, H₂SO₃, CH₃COOH и др.

б) слабые основания – нерастворимые гидроксиды металлов и NH₄OH.

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 α :

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

Ионное произведение воды K_w – константа диссоциации воды, равная произведению концентраций ионов водорода и ионов гидроксо-групп, имеет постоянное значение 10^{-14} при температуре 25°C .

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

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 гидроксогрупп в растворе $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$.

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

Значения кислотности среды

рН	$[\text{H}^+]$	рОН	$[\text{OH}^-]$	Тип среды
0	10^0	14	10^{-14}	Сильнокислая
1	10^{-1}	13	10^{-13}	
2	10^{-2}	12	10^{-12}	
3	10^{-3}	11	10^{-11}	
4	10^{-4}	10	10^{-10}	Кислая
5	10^{-5}	9	10^{-9}	
6	10^{-6}	8	10^{-8}	Слабокислая
7	10^{-7}	7	10^{-7}	Нейтральная
8	10^{-8}	6	10^{-6}	Слабощелочная
9	10^{-9}	5	10^{-5}	Щелочная
10	10^{-10}	4	10^{-4}	
11	10^{-11}	3	10^{-3}	Сильнощелочная
12	10^{-12}	2	10^{-2}	
13	10^{-13}	1	10^{-1}	
14	10^{-14}	0	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 ₄ Cl, Cu(NO ₃) ₂ , FeSO ₄
Гидролиз по аниону	Соль образована сильным основанием и слабой кислотой	Щелочная (pH>7)	Na ₂ CO ₃ , Na ₂ S, Ca(NO ₂) ₂
Гидролиз по катиону и аниону	Соль образована слабым основанием и слабой кислотой	Зависит от К _д образующихся слабых электролитов	(NH ₄) ₂ S, Ni(NO ₂) ₂ , (CH ₃ COO) ₂ 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_h) – 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	$4 KCl^{+5}O_3 = 3 KCl^{-1}O_4 + KCl^{-1}$	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-

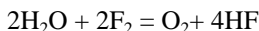
тельной) степени окисления, например, $\overset{+7}{\text{K}}\overset{+6}{\text{Mn}}\text{O}_4$, $\overset{+6}{\text{K}_2}\overset{+5}{\text{Cr}}_2\text{O}_7$, $\overset{+5}{\text{H}}\overset{+4}{\text{N}}\text{O}_3$, PbO_2 , могут только восстанавливаться, выступая в качестве окислителей. Соединения, содержащие элементы в их минимальной степени окисле-

ния, например, $\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3$, $\overset{-2}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{S}}$, $\overset{-1}{\text{H}}\overset{0}{\text{I}}$, могут только окисляться и выступать в качестве восстановителей. Вещества, содержащие элементы в промежу-

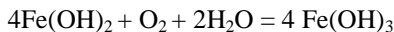
точных степенях окисления, например $\overset{+3}{\text{H}}\overset{-1}{\text{N}}\text{O}_2$, $\overset{0}{\text{H}_2}\overset{0}{\text{O}_2}$, $\overset{0}{\text{S}}$, $\overset{0}{\text{I}_2}$, $\overset{+3}{\text{Cr}}\text{Cl}_3$,

$\overset{+4}{\text{Mn}}\text{O}_2$, 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.

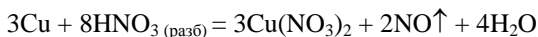
Важнейшие окислители. *Галогены*, восстанавливаясь, приобретают степень окисления -1 , причем от фтора к йоду их окислительные свойства ослабевают (F_2 имеет ограниченное применение вследствие высокой агрессивности):



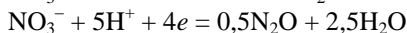
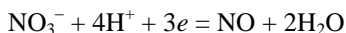
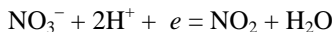
Кислород O_2 , восстанавливаясь, приобретает степень окисления -2 :

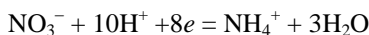
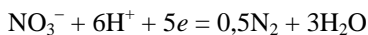


Азотная кислота HNO_3 проявляет окислительные свойства за счет азота в степени окисления $+5$:

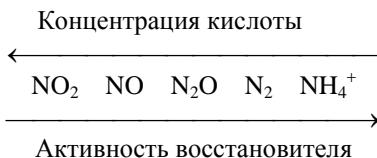


При этом возможно образование различных продуктов восстановления:

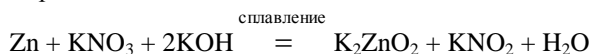




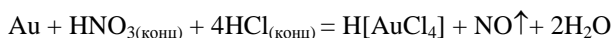
Глубина восстановления азота зависит от концентрации кислоты, а также от активности восстановителя:



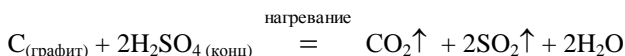
Соли азотной кислоты (*нитраты*) могут восстанавливаться в кислотной, а при взаимодействии с активными металлами и в щелочной среде, а также в расплавах:



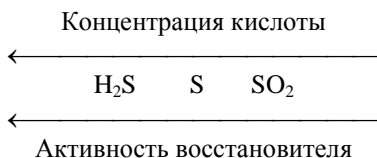
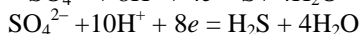
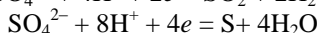
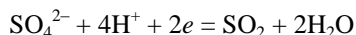
Царская водка – смесь концентрированных азотной и соляной кислот, смешанных в соотношении 1:3 по объему. Название этой смеси связано с тем, что она растворяет даже такие благородные металлы как золото и платина:



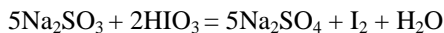
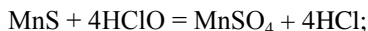
Серная кислота H_2SO_4 проявляет окислительные свойства в концентрированном растворе за счет серы в степени окисления +6:



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

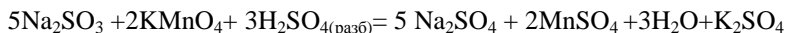


Кислородосодержащие кислоты галогенов и их соли часто используются как окислители, хотя многие из них проявляют двойственный характер. Как правило, продуктами восстановления этих соединений являются хлориды и бромиды, а также йод:

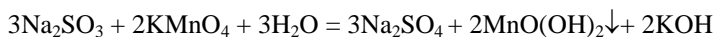


Перманганат калия KMnO_4 проявляет окислительные свойства за счет марганца в степени окисления +7. В зависимости от среды, в которой протекает реакция, он восстанавливается до разных продуктов: в кислотной среде – до солей марганца (II), в нейтральной – до оксида марганца (IV) в гидратной форме $\text{MnO}(\text{OH})_2$, в щелочной – до манганат-иона MnO_4^{2-} :

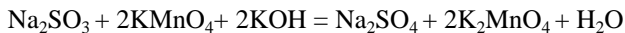
кислая среда:



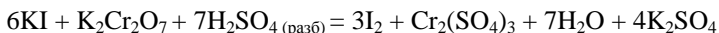
нейтральная среда:



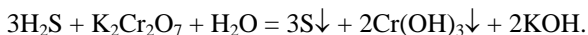
щелочная среда:



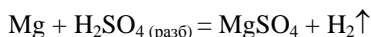
Дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, в состав молекулы которого входит хром в степени окисления +6, является сильным окислителем при спекании и в кислотном растворе:



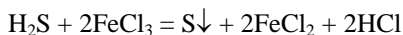
проявляет окислительные свойства и в нейтральной среде:



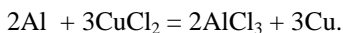
Среди ионов окислительные свойства проявляют ион водорода H^+ и ионы металлов в высшей степени окисления. *Ион водорода* H^+ выступает как окислитель при взаимодействии активных металлов с разбавленными растворами кислот (за исключением HNO_3):



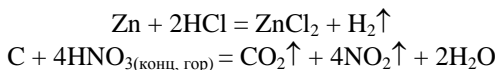
Ионы металлов в относительно высокой степени окисления, такие, как Fe^{3+} , Cu^{2+} , Hg^{2+} , восстанавливаясь, превращаются в ионы более низкой степени окисления:



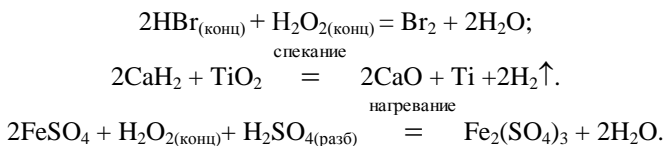
или выделяются из растворов их солей в виде металлов:



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):

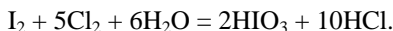


Восстановительными функциями обладают бескислородные анионы, такие как Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} , H^- , и катионы металлов в низшей степени окисления:

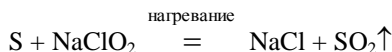


Окислительно-восстановительная двойственность. Среди простых веществ окислительно-восстановительная двойственность характерна для элементов VIIA, VIA и VA подгрупп, которые могут как повышать, так и понижать свою степень окисления.

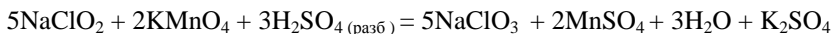
Часто используемые как окислители, *галогены* под действием более сильных окислителей проявляют восстановительные свойства (за исключением фтора). Их окислительные способности уменьшаются, а восстановительные способности увеличиваются от Cl_2 к I_2 . Эту особенность иллюстрирует реакция окисления йода хлором в водном растворе:



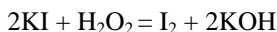
Кислородсодержащие кислоты галогенов и их соли, в состав молекул которых входит галоген в промежуточной степени окисления, могут выступать как в роли окислителей:



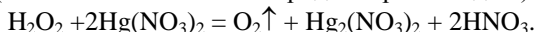
так и восстановителей:



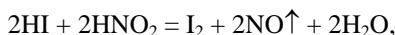
Пероксид водорода, содержащий кислород в степени окисления -1 , в присутствии типичных восстановителей проявляет окислительные свойства, т.к. кислород может понижать свою степень окисления до -2 :



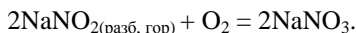
а при взаимодействии с сильными окислителями проявляет свойства восстановителя (степень окисления кислорода возрастает до 0):



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



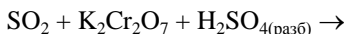
так и в роли восстановителей:



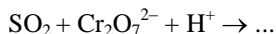
Восстановители	Окислители
Металлы, водород, углерод, CO, H ₂ S, SO ₂ , H ₂ SO ₃ и соли сернистой кислоты	Галогены; O ₂ , O ₃ , KMnO ₄ , K ₂ MnO ₄ Соли хромовых кислот K ₂ Cr ₂ O ₇ , K ₂ CrO ₄
Бескислородные кислоты: HI, HBr, HCl, H ₂ S Соли SnCl ₂ , FeSO ₄ , MnSO ₄ , Cr ₂ (SO ₄) ₃	Кислоты и их смеси: HNO ₃ , H ₂ SO ₄ (конц.), H ₂ SeO ₄ , HClO ₄ , HMnO ₄ , «царская водка» (смесь концентрированных HNO ₃ и HCl)
Соединения азота HNO ₂ , NH ₃ , N ₂ H ₄ , NO	Оксиды металлов CuO, Ag ₂ O, PbO ₂ , CrO ₃ , MnO ₂
Фосфористая кислота H ₃ PO ₃	Ионы благородных металлов Ag ⁺ , Au ³⁺ 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, CH₃CH₂OH). 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:

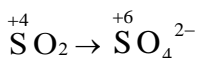


2. Учитывая диссоциацию электролитов в водном растворе, данную схему представляют в виде молекулярно-ионного взаимодействия. Ионы, степени окисления атомов которых не изменяются, в схеме не указывают, за исключением ионов H⁺ и OH⁻:

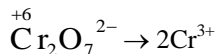


3. Определяют степени окисления восстановителя и окислителя, а также продуктов их взаимодействия:

Окисление восстановителя



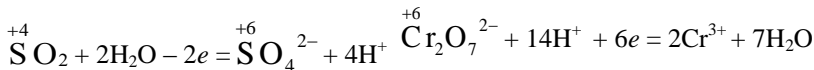
Восстановление окислителя



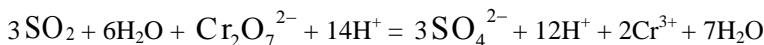
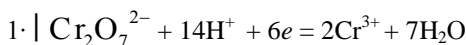
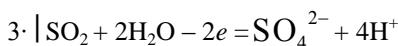
4. Записывают материальный баланс полуреакции окисления и восстановления:

Окисление восстановителя

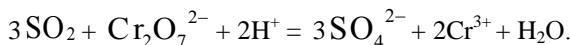
Восстановление окислителя



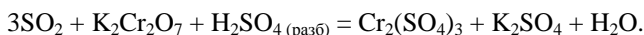
5. Суммируют полуреакции, учитывая принцип равенства отданных и принятых электронов:



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 H^+ ; в щелочной среде расходуются два гидроксид-иона 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	$SO_3^{2-} + 2OH^- - 2e = SO_4^{2-} + H_2O$ $SO_2 + 4OH^- - 2e = SO_4^{2-} + 2H_2O$

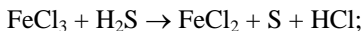
В процессе восстановления для связывания одного атома кислорода частицы окислителя в кислой среде расходуются два иона H^+ и образуется одна молекула воды; в нейтральной и щелочной средах расходуются одна молекула H_2O и образуются два иона OH^-

Связывание атомов кислорода окислителя в процессе восстановления

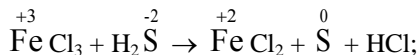
Среда	Частицы, участвующие в связывании одного атома кислорода	Образующиеся частицы	Примеры полуреакций восстановления
Кислая	$2H^+$	H_2O	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e = 2Cr^{3+} + 7H_2O$ $MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$
Нейтральная, Щелочная	H_2O	$2OH^-$	$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e = [Cr(OH)_6]^{3-}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

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

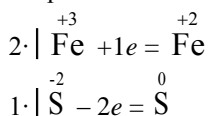
1. Записывают формулы реагентов и продуктов реакции в молекулярном виде:



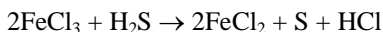
2. Определяют степени окисления атомов, меняющих ее в процессе реакции:



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:

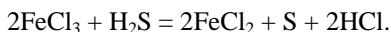


4. Множители электронного баланса записывают в уравнение окислительно-восстановительной реакции как основные стехиометрические коэффициенты:

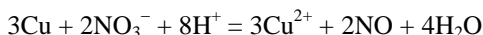
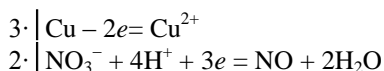
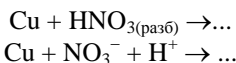


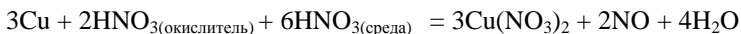
5. Подбирают стехиометрические коэффициенты остальных участников реакции:

6.

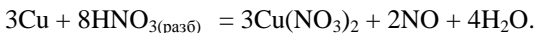


При составлении уравнений следует учитывать, что окислитель (или восстановитель) могут расходоваться не только в основной окислительно-восстановительной реакции, но и при связывании образующихся продуктов реакции, т.е. выступать в роли среды и солеобразователя. Примером, когда роль среды играет окислитель,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

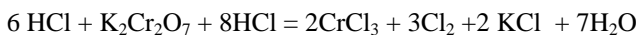
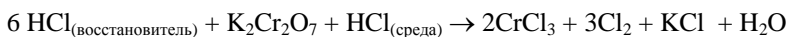
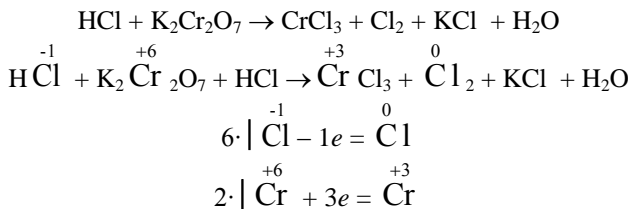




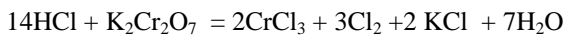
или



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 HCl ($\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$) приготовить 200 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:

$$\rho_1 = 1,2 \text{ г/см}^3$$

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

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

$$\omega_2 \text{ (воды)} = 0\%$$

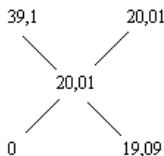
$$\rho \text{ (смешения)} = 1,1 \text{ г/см}^3$$

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

$$V = 200 \text{ см}^3$$

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

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 _{p-ра} моль/л	pH			Краткое ионное уравнение
			индикаторная бумага	pH-метр	вычисленная	
		0,1				
		0,1				
		0,1				
		0,1				
		0,1				
		0,1				
		0,1				
		0,1				
		0,1				

Формулы для вычисления pH различных растворов:

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

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

в) для соли гидролизующей 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 pH раствора

Получить у лаборанта 0,01M раствор NH₄Cl и определить в нём pH потенциометрическим методом. Затем взять 1 см³ полученного раствора и поместить в мерную колбу емкостью 100 мл; долить до метки дистиллированной водой. Определить pH приготовленного 0,001M раствора хлорида аммония потенциометрическим методом. Вычислить константы гидролиза соли K_h по найденным значениям pH, пользуясь следующими формулами:

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

C_{соли} в растворах известна (0,01M и 0,001M), а концентрацию H⁺-ионов вычислить для каждого случая по найденным значениям pH.

Теоретическое значение K_h 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 ₄ Cl						0,001М раствор NH ₄ Cl					
Опыт			Расчёт			Опыт			Расчёт		
рН	K _h	h	рН	K _h	h	рН	K _h	h	рН	K _h	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 MnO₄⁻ 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 Na₂SO₃ и перманганата калия KMnO₄. Следует учитывать, что водные растворы, содержащие ионы MnO₄⁻, окрашены в фиолетовый цвет; содержащие ионы MnO₄²⁻ – в зеленый; содержащие ионы Mn²⁺ – практически бесцветны; а осадок MnO₂ – бурого цвета.

Последовательность проведения:

1) в три пробирки внесите последовательно по 1 мл 0,1М раствора перманганата калия KMnO_4 ;

2) в первую пробирку добавьте 1 мл 1М раствора серной кислоты H_2SO_4 , во вторую – 1 мл дистиллированной воды, в третью – 1 мл 2М раствора KOH .

3) в каждую пробирку добавьте 0,5 мл 0,2М раствора сульфита натрия Na_2SO_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 KI и йодата калия KIO_3 в кислотной среде.

Последовательность проведения:

1) в пробирку внесите 1 мл 0,1М раствора KI ;

2) добавьте 1 мл 1М раствора H_2SO_4 (или HCl). Отметьте окраску исходного раствора;

3) прилейте 1 мл 0,1М раствора йодата калия 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 H_2O_2 в окислительно-восстановительных реакциях проявляет двойственный характер, при взаимодействии с сильными окис-

лителями выступая в роли восстановителя, а при взаимодействии с сильными восстановителями – в роли окислителя. Предлагается исследовать эту особенность H_2O_2 при взаимодействии с KI и KMnO_4 в кислотной среде.

Последовательность проведения:

1) в пробирку внесите 1 мл 0,1М раствора йодида калия KI , затем добавьте 0,5 мл 1М раствора серной кислоты H_2SO_4 . Отметьте окраску раствора;

2) прилейте 2–3 капли концентрированного раствора пероксида водорода H_2O_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 KMnO_4 и 0,5 мл 1М раствора серной кислоты H_2SO_4 . Отметьте окраску раствора;

5) прилейте 2–3 капли концентрированного раствора пероксида водорода H_2O_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 H_2O_2 с 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 KI и бромидом KBr калия.

***Внимание!** Опыт выполняется в вытяжном шкафу.*

Последовательность проведения:

1) налейте в одну пробирку 2–3 мл раствора йодида калия KI , а в другую – 2–3 мл бромида калия 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 свободного йода и брома, добавив в пробирки полоску 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 соля-

ми. 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 KNO_3 и древесного угля – составных частей черного пороха.

Последовательность проведения:

1) в сухую пробирку, закрепленную вертикально, внесите 1–2 г нитрата калия 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 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 N_2 , углекислый газ CO_2 и поташ K_2CO_3 .

Задачи и упражнения «Растворы. Гидролиз солей. ОВР»

Примеры решения задач

Пример №1 При растворении 16 граммов Na_2CO_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 (Na_2CO_3) = 16 г; V (H_2O) = 90 мл; ρ (H_2O) = 1 г/мл; ρ (Na_2CO_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:

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

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

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

4) Найдем молярную 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 объём 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:

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

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

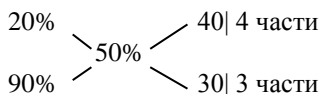
Ответ: $V \text{ раствора} = 1,78 \text{ л}$

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

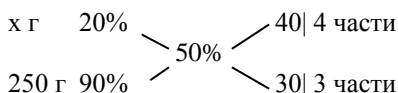
Дано: $\omega_1(\text{KOH}) = 20\%$, $\omega_2(\text{KOH}) = 90\%$, ω смешивания (KOH) = 20%, m раствора₂ (KOH) = 250 г.

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:

$x \text{ г} - 4 \text{ части}$

$250 \text{ г} - 3 \text{ части}$

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

Ответ: m раствора₁ (KOH) = 333,3 г.

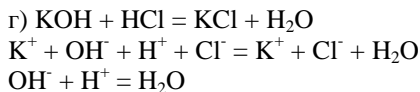
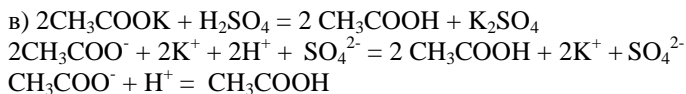
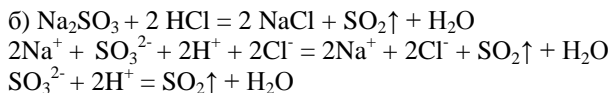
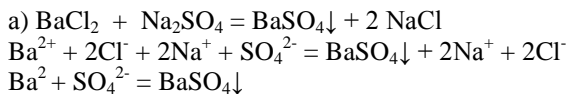
Пример №4. Напишите в молекулярной и молекулярно-ионной формах реакции взаимодействия между следующими веществами:

- а) BaCl_2 и Na_2SO_4 ; б) Na_2SO_3 и HCl ; в) CH_3COOK и H_2SO_4 ;
г) KOH и 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 диссоции-

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

Способы выражения концентрации растворов

1. Вычислите молярную и нормальную концентрацию 20%-ного раствора хлорида кальция объемом 1 л и плотностью 1,178 г/см³.

2. Чему равна нормальность 30%-ного раствора NaOH плотностью 1,328 г/см³? К 1 л этого раствора прибавили 5 л воды. Вычислите массовую долю полученного раствора.

3. К 3 л 10%-ного раствора HNO₃ плотностью 1,054 г/см³ прибавили 5 л 2%-ного раствора той же кислоты плотностью 1,009 г/см³. Вычислите массовую долю в процентах и молярную концентрацию полученного раствора, объем которого равен 8 л.

4. Вычислите нормальную и молярную концентрации 20,8%-ного раствора HNO₃ плотностью 1,12 г/см³. Сколько граммов кислоты содержится в 4 л этого раствора?

5. Вычислите молярную, нормальную концентрации 16%-ного раствора хлорида алюминия плотностью 1,149 г/см³.

6. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 75 см³ 0,3 н раствора H₂SO₄ прибавить 125 см³ 0,2 н раствора KOH?

7. Для осаждения в виде AgCl всего серебра, содержащегося в 100 см³ раствора AgNO₃, потребовалось 50 см³ 0,2 н раствора HCl. Какова нормальность раствора AgNO₃? Какая масса AgCl выпала в осадок?

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

9. Смешали 10 см³ 10%-ного раствора HNO₃ (пл. 1,056 г/см³) и 100 см³ 30%-ного раствора HNO₃ (пл. 1,184 г/см³). Вычислите процентную концентрацию полученного раствора.

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

11. Какой объем 10%-ного раствора карбоната натрия (пл. 1,105 г/см³) требуется для приготовления 5 л 2%-ного раствора (пл. 1,02 г/см³)?

12. На нейтрализацию 31 см³ 0,16 н раствора щелочи требуется 217 см³ раствора H₂SO₄. Чему равны нормальность раствора H₂SO₄.

13. Какой объем 0,3 н раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора, содержащего 0,32 г NaOH в 40 см³?

14. На нейтрализацию 1 л раствора, содержащего 1,4 г KOH, требуется 50 см³ раствора кислоты. Вычислите нормальность раствора кислоты.

15. Какая масса HNO₃ содержалась в растворе, если на нейтрализацию его потребовалось 35 см³ 0,4 н раствора NaOH? Каков титр раствора NaOH?

16. Какую массу NaNO₃ 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?

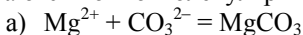
18. Смешали 247 г 62%-ного и 145 г 18%-ного раствора серной кислоты. Какова процентная концентрация полученного раствора? 19. Из 700 г 60%-ной серной кислоты выпариванием удалили 200 г воды. Чему равна процентная концентрация оставшегося раствора? 20. Из 10 кг 20%-ного раствора при охлаждении выделилось 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_3 и NaOH ; б) K_2SiO_3 и HCl ; в) BaCl_2 и Na_2SO_4 .

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

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

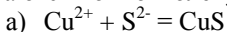


24. Какое из веществ: $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ — будет взаимодействовать с гидроксидом калия? Выразите эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

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

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

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

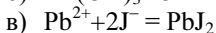
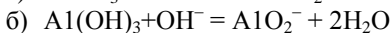
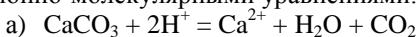


28. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и HCl ; б) BeSO_4 и KOH ; в) NH_4Cl и $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

29. Какое из веществ: KHCO_3 , CH_3COOH , NiSO_4 , Na_2S — 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) AgNO_3 и K_2CrO_4 ; б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и KJ ; в) CdSO_4 и Na_2S .

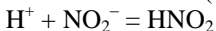
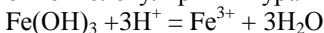
31. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



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

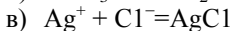
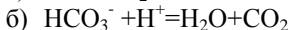
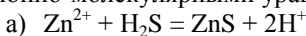
33. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) Na_3PO_4 и CaCl_2 ; б) K_2CO_3 и BaCl_2 ; в) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и KOH .

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



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

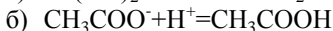
36. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



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

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

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



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

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

№ варианта	А	ρ , г/мл	m, г	V, мл
41.	NaOH	1,225	20	80
42.	KOH	1,286	30	40
43.	H ₂ SO ₄	1,307	40	60
44.	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.	H ₂ SO ₄	1,127	18	72
49.	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.	H ₂ SO ₄	1,324	42	58
54.	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.	H ₂ SO ₄	1,307	80	120
59.	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 ρ_1 нужно взять для приготовления V литров электролита с плотностью ρ_2 .

№ варианта	А	C_1 , %	ρ_1 , г/мл	C_2 , %	ρ_2 , г/мл	V, л
61.	H ₂ SO ₄	20	1,143	6	1,040	1
62.	HNO ₃	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 ₂ SO ₄	43	1,333	12	1,083	20
67.	HNO ₃	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 ₂ SO ₄	98	1,841	37	1,282	2
72.	HNO ₃	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 ₂ SO ₄	20	1,143	6	1,040	0,7
77.	HNO ₃	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	А	Б	В	Г
81.	H ₂ SO ₃	Ba(OH) ₂	NiSO ₄	Na ₂ CO ₃
82.	HNO ₂	Sr(OH) ₂	AlCl ₃	K ₂ SO ₃
83.	HClO ₂	Ni(OH) ₂	Fe(NO ₃) ₃	BaSiO ₃
84.	H ₂ SeO ₃	KOH	Ca(NO ₃) ₂	Ca(ClO ₂) ₂
85.	H ₂ SiO ₃	NaOH	FeCl ₃	K ₂ SeO ₃
86.	CH ₃ COOH	Fe(OH) ₂	Mg(NO ₃) ₂	Na ₃ AsO ₄
87.	H ₂ SO ₄	Cu(OH) ₂	NiCl ₂	CaS
88.	H ₃ AsO ₄	Mn(OH) ₂	CoSO ₄	Ba(CH ₃ COO) ₂
89.	H ₃ PO ₄	Mg(OH) ₂	Na ₂ SO ₃	MnSiO ₄
90.	HNO ₃	Fe(OH) ₃	K ₂ SiO ₃	MnCl ₂
91.	HCl	Co(OH) ₂	Ba(NO ₂) ₂	Mn(SO ₃) ₂

92.	H ₂ CO ₃	Ca(OH) ₂	CaSeO ₃	FeSO ₄
93.	HPO ₃	Ni(OH) ₃	K ₃ AsO ₄	Al(NO ₃) ₃
94.	H ₂ S	Pb(OH) ₂	Na ₂ S	Ni(NO ₃) ₂
95.	HClO ₃	Cd(OH) ₂	K ₂ CO ₃	CoCl ₂
96.	H ₂ SO ₃	Fe(OH) ₃	NiSO ₄	Mg(NO ₃) ₂
97.	HNO ₂	Co(OH) ₂	AlCl ₃	NiS
98.	HClO ₂	Ca(OH) ₂	Fe(NO ₃) ₃	CoSO ₄
99.	H ₂ SeO ₃	Ni(OH) ₃	Ca(NO ₃) ₂	Na ₂ SO ₃
100.	H ₂ SiO ₃	Pb(OH) ₂	FeCl ₃	K ₂ SeO ₄

Задание 101 – 120.

Окислительно-восстановительные реакции

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

101. $\text{Cl}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
102. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \dots$
103. $\text{I}_2 + \text{K}_2\text{SnO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SnO}_3 + \dots$
104. $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
105. $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
106. $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \dots$
107. $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KIO}_3 + \dots$
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 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

- NH_4ClO_4
- K_2CO_3
- BaJ_2
- CaSO_4

16. ДЛЯ ТОГО, ЧТОБЫ pH РАСТВОРА УМЕНЬШИЛСЯ НА 2, СЛЕДУЕТ СНИЗИТЬ КОНЦЕНТРАЦИЮ ИОНОВ ГИДРОКСИЛА В _____ РАЗ

17. УСИЛИТЬ ГИДРОЛИЗ ХЛОРИДА АЛЮМИНИЯ МОЖНО ДОБАВЛЕНИЕМ К ЕГО РАСТВОРУ

- HCl
- NaCl
- Na_2CO_3
- NH_4Cl

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 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

- H₂S
- HNO₂
- H₃PO₃
- H₂SO₃
- HNO₃

- HBr
- H₂SO₄
- H₃PO₄

24. ЛАКМУСОВАЯ БУМАЖКА КРАСНЕЕТ В РАСТВОРЕ:

- KCl
- ZnSO₄
- Cu(NO₃)₂
- K₂CO₃
- KHCO₃
- Na₂HPO₄
- SbCl₃
- 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

- BaF₂
- ZnCl₂
- Na₂S
- CH₃COONH₄

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

- H₂S
- HNO₂
- H₃PO₃
- H₂SO₃
- HNO₃
- HBr
- H₂SO₄
- H₃PO₄

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/м²
- моль/л
- г/л

34. ОСМОТИЧЕСКОЕ ДАВЛЕНИЕ РАСТВОРА ГЛЮКОЗЫ С МОЛЯРНОЙ КОНЦЕНТРАЦИЕЙ 0,1 МОЛЬ/Л ПРИ 25⁰С 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} ЗНАЧЕ-

НИЕ 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

- $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
- Na_2S
- 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_2S_2 и KOH
- FePO_4 и NH_4OH
- FeCl_3 и $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и KOH

54. $\text{pH} < 7$ БУДЕТ ИМЕТЬ ВОДНЫЙ РАСТВОР

- BaF_2
- ZnCl_2
- Na_2S
- $\text{CH}_3\text{COONH}_4$

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_4

$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

K_2CO_3

KHCO_3

Na_2HPO_4

SbCl_3

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. pOH 0.01 n РАСТВОРА HCl БУДЕТ РАВЕН

- 1.0
- 2.0

- 7.0
- 12.0
- 13.0

76. pH 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...

- $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- 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

- $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
- Li_2S
- NaCl

83. МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ ХИМИЧЕСКОГО ЭКВИВАЛЕНТА ХЛОРИДА МЕДИ (II) В РАСТВОРЕ 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 CH_3COOH 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
 [] $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 [] $\text{Ni}(\text{OH})_2$
 [] КОН
 [] $\text{Fe}(\text{OH})_2$
 [] $\text{Zn}(\text{OH})_2$
 [] CsOH

$\text{Mn}(\text{OH})_2$

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...

$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ и NaOH

CH_3NH_2 и H_2SO_4

NaOH и HNO_3

CH_3COOH и NH_4OH

99. СОКРАЩЕННОМУ МОЛЕКУЛЯРНО-ИОННОМУ УРАВНЕНИЮ $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3$ СООТВЕТСТВУЕТ ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕЖДУ...

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ и MgCO_3

CaCl_2 и Na_2CO_3

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ и K_2CO_3

$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и BaCO_3

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 ($\rho = 1,50$ 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:

- KMnO_4
- K_2MnO_4
- $\text{Mn}(\text{OH})_3$
- MnO_2

106. В КАКОМ СОЕДИНЕНИИ КИСЛОРОД ПРОЯВЛЯЕТ ВЫСШУЮ СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ:

- H_2O_2
- O_2
- H_2O
- 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
- H_2O
- H_2
- O_2

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

- AlO_2^-
- O_2
- OH^-
- H_2

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

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

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

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

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. ПЕРМАНГАНАТ 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 CrO_4^{2-}
- тетрагидрооксохромит-иона $[Cr(OH)_4]^-$
- оксида хрома (III) Cr_2O_3
- катиона Cr^{3+}

124. ДЛЯ ВЫТЕСНЕНИЯ МЕТАЛЛИЧЕСКОГО СЕРЕБРА ИЗ ВОДНОГО РАСТВОРА $AgNO_3$ 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: $\text{Al} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$, РАВЕН 9. ЧИСЛО АТОМОВ В ФОРМУЛЬНОЙ ЕДИНИЦЕ ЭТОГО СОЕДИНЕНИЯ РАВНО _____

130. КОЭФФИЦИЕНТ ПЕРЕД ОКИСЛИТЕЛЕМ В УРАВНЕНИИ РЕАКЦИИ $\text{CH}_2\text{O} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$, РАВЕН:

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

131. ЧИСЛО ЭЛЕКТРОНОВ, ПРИНЯТЫХ ОДНОЙ МОЛЕКУЛОЙ

ОКИСЛИТЕЛЯ В РЕАКЦИИ $\text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$, РАВНО:

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

132. В ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНОЙ РЕАКЦИИ,
 $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$, СУММА ВСЕХ КОЭФФИЦИЕНТОВ РАВНА:

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

133. В ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНОЙ РЕАКЦИИ
 $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$, КОЭФФИЦИЕНТ ПЕРЕД ОКИСЛИТЕ-
ЛЕМ РАВЕН:

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

134. В ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНОЙ РЕАКЦИИ,
 $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$, КОЭФФИЦИЕНТ ПЕРЕД ПРОДУК-
ТОМ ВОССТАНОВЛЕНИЯ РАВЕН:

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

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

Основная:

1. Коровин Н.В. Общая химия: Учебник для вузов. М.: Высшая школа, 1998.-558 с.
2. Некрасов Б.В. Основы общей химии. М.: Высшая школа, 2002.
3. Васильев В.П. Сборник вопросов, упражнений и задач. - М., 2003.
4. Романцева Л.М., Лещинская З.Л., Суханова В.А. Сборник задач и упражнений по общей химии. - М.: Высшая школа, 1991. - 288с.

Дополнительная:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1998. -743с.
2. Князев Д.А., Смарицын С.Н. Неорганическая химия. М.: Дрофа, 2004.
3. Кульман А.Г. Общая химия. М.: Колос, 1979. - 528с.
4. Степин Б.Д., Цветков А.А. Неорганическая химия. М.: Высшая школа 1994.
5. Гольдбрайт З.Е., Маслов Е.И. Сборник задач и упражнений по химии. - М.: Высшая школа, 1997.

ПРИЛОЖЕНИЯ

1. Константы диссоциации некоторых слабых электролитов

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

2. Криоскопические и эбуллиоскопические константы растворителей

Растворитель	K_k	K_b	$t_{пл}, ^\circ C$	$t_{кип}, ^\circ C$
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, α	альфа	N, ν	ню
B, β	бета	Ξ, ξ	кси
Γ, γ	гамма	O, o	омикрон
Δ, δ	дэльта	Π, π	пи
E, ϵ	эпсилон	P, ρ	ро
Z, ζ	дзета	Σ, σ	сигма
H, η	эта	T, τ	тау
Θ, θ	тэта	Y, υ	ипсилон
J, ι	йота	Φ, ϕ	фи
K, κ	каппа	X, χ	хи
Λ, λ	ламбда	Ψ, ψ	пси
M, μ	ми	Ω, ω	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

Чекин Геннадий Владимирович
Мартынова Елена Владимировна

РАСТВОРЫ

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Издание второе

Редактор Лебедева Е.М.

Подписано к печати 04.09.2014 г. Формат 60x84 ¹/₁₆.

Бумага офсетная. Усл. п. л. 3,83. Тираж 100 экз. Изд. № 2358.

Издательство Брянской государственной сельскохозяйственной академии
243365 Брянская обл., Выгоничский район, с. Кокино, Брянская ГСХА

