

УЧРЕЖДЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ «ВИТЕБСКАЯ ОРДЕНА «ЗНАК ПОЧЕТА»
ГОСУДАРСТВЕННАЯ АКАДЕМИЯ ВЕТЕРИНАРНОЙ МЕДИЦИНЫ»

В.М. ХОЛОД, И.Ю. ПОСТРАШ

**ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ
СТУДЕНТОВ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ
С ОСНОВАМИ АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

Утверждено редакционно-издательским советом академии в качестве учебно-методического пособия для студентов факультета ветеринарной медицины

УО ВГАВМ
2006

2
УДК 546
ББК 24.1
Х 73

Авторы:

В.М. Холод, доктор биологических наук, профессор;
И.Ю. Постраш, кандидат биологических наук, доцент

Рецензенты:

Н.Г. Толкач, кандидат ветеринарных наук, доцент;
В.В. Ковзов, кандидат ветеринарных наук, доцент.

Холод, В.М.

Х 73 Задания для самостоятельной работы студентов по неорганической с основами аналитической химии: уч.-метод. пособие. / В.М. Холод, И.Ю. Постраш. – 2-е изд., испр. – Витебск: ВГАВМ, 2006.- 68 с.
ISBN 985 – 6803 – 20 – 9

Учебно-методическое пособие написано в соответствии с программой по неорганической с основами аналитической химии и предназначено для студентов очной формы обучения факультета ветеринарной медицины. Оно включает 21 тему, которые охватывают весь материал изучаемого курса. В каждой теме сформулированы основные теоретические вопросы, на которых должен сосредоточить внимание студент при самостоятельном изучении, приведены примеры решения типовых задач. В каждой теме содержится также задание, состоящее из расчетных задач, которые студент должен решить в процессе подготовки к данному лабораторно-практическому занятию, что позволит закрепить изученный теоретический материал и получить практические навыки по его использованию.

Рассмотрено и рекомендовано к печати учебно-методической комиссией факультета ветеринарной медицины УО «Витебская ордена «Знак Почета» государственная академия ветеринарной медицины» 5 ноября 2004 г. (протокол № 4).

Разрешено к печати редакционно-издательским советом академии УО «Витебская ордена «Знак Почета» государственная академия ветеринарной медицины» «_____» _____2006 года (протокол № _____).

ISBN 985 – 6803 – 20 – 9

УДК 546
ББК 24.1

© Холод В.М., Постраш И.Ю., 2006
© Учреждение образования «Витебская ордена
«Знак Почета» государственная академия ветеринарной медицины», 2006

СОДЕРЖАНИЕ

Стр

Введение	4
1. Основные химические понятия и законы	5
2. Энергетика химических процессов	7
3. Кинетика химических реакций. Химическое равновесие	10
4. Растворы. Получение растворов. Способы выражения состава растворов	13
5. Растворы неэлектролитов. Коллигативные свойства растворов	16
6. Свойства растворов электролитов	18
7. Ионное произведение воды. Водородный показатель	20
8. Гидролиз солей. Буферные растворы	23
9. Коллоидные растворы. Растворы ВМС	25
10. Строение атома. Химическая связь	28
11. Комплексные соединения	31
12. Окислительно-восстановительные реакции	33
13. Элементы групп I-A и II-A	35
14. «Элементы групп III-A и IV-A	38
15. Элементы группы V-A	41
16. Элементы группы VI-A	43
17. Элементы группы VII-A	46
18. d-элементы	49
19. Объемный анализ. Метод кислотно-основного титрования	52
20. Метод комплексонометрического титрования	55
21. Физико-химические методы анализа	58
22. Список литературы	61
23. Приложение	62

Введение

Химия является одной из общетеоретических наук, которые предшествуют прохождению профессионально-направленных дисциплин и создают необходимую базу для их изучения. Обмен веществ, являющийся основой жизнедеятельности организма, представляет совокупность химических реакций, определенным образом ориентированных во времени (последовательность) и пространстве (отдельных органах, тканях, клетках, органеллах клеток), и может быть понят и объяснен только на основе знания химизма происходящих процессов.

Химические методы широко используются в биохимических лабораториях и играют важную роль в диагностике заболеваний животных. Химический синтез позволяет получать различные лекарственные средства, биологически активные добавки, пестициды, используемые для борьбы с вредителями растениями.

Данное методическое пособие предназначено для студентов факультета ветеринарной медицины и составлено с целью оказания помощи студентам при самостоятельном изучении основных вопросов курса неорганической и аналитической химии.

В пособие включены разделы по термодинамике, кинетике и химическому равновесию, что способствует пониманию основных закономерностей протекания химических процессов как в неживой природе, так и организме животных. Знание свойств растворов электролитов, неэлектролитов, коллоидных растворов и растворов ВМС позволяет понять условия, в которых протекают все, без исключения, биохимические реакции, лежащие в основе обмена веществ.

Изучение окислительно-восстановительных реакций позволяет лучше понять биоэнергетику живой клетки, а рассмотрение комплексных соединений - кинетические особенности многих процессов и то, каким образом многие химические элементы оказываются вовлеченными в сложные процессы обмена веществ. Знание химических свойств отдельных элементов и их соединений позволяет лучше понять физиологическое, токсическое и фармакологическое действие различных соединений.

Сведения о качественном и количественном анализе, а также о физико-химических методах анализа позволяют студентам получить представление о способах исследования биологического материала животного или растительного происхождения.

В каждой теме данного пособия приведены теоретические вопросы, типовые расчеты, которыми должен владеть студент и задание, которое он должен выполнить с целью закрепления материала.

Подготовку домашнего задания следует начинать с рассмотрения теоретических вопросов каждой темы с использованием конспекта лекций и рекомендованной литературы. После освоения теоретического материала следует ознакомиться с решением типовых задач и наиболее трудные законспектировать в тетради для лабораторно-практических занятий. Далее следует письменно решить задачи, входящие в домашние задания, которые приведены в разделе «Выполните задание» (звездочками отмечены задачи повышенной трудности,

решение которых при выполнении домашнего задания является необязательным – задачи этого уровня предназначены для студентов, желающих участвовать во внутривузовской и международной олимпиадах).

Тема 1. «Основные химические понятия и законы»

Основные вопросы темы:

1. Основные классы неорганических соединений. Простые и сложные вещества. Оксиды, кислоты, гидроксиды, соли. Химическая номенклатура.
2. Атомно-молекулярное учение. Химический элемент, атом, молекула. Относительная атомная масса элемента и относительная молекулярная масса вещества. Моль, молярная масса.
3. Закон Авогадро, следствия из закона Авогадро. Число Авогадро. Расчет абсолютных масс атомов и молекул.
4. Закон сохранения массы. Закон сохранения энергии.
5. Закон постоянства состава вещества. Соединения постоянного и переменного состава (дальтониды и бертоллиды).
6. Закон эквивалентов. Химический эквивалент. Молярная масса эквивалента (эквивалентная масса). Расчет эквивалентных масс простых и сложных веществ.

Примеры решения задач

Пример 1. Определите массу фторида натрия NaF, если его химическое количество равно 0,5 моль.

Решение: Массу вещества можно рассчитать по формуле:

$$m = M \cdot n$$

где: M – молярная масса вещества; n – химическое количество вещества.

$$M(\text{NaF}) = 42 \text{ г/моль}; \quad n = 0,5 \text{ моль.}$$

$$m(\text{NaF}) = 42 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = 21 \text{ г}$$

Пример 2: Вычислите абсолютную массу одной молекулы йода I_2 .

Решение: Молярная масса йода $M(\text{I}_2)$ равна 254 г/моль. Один моль йода содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, поэтому масса одной молекулы йода равна $254 \text{ г} / 6,02 \cdot 10^{23} = 4,2 \cdot 10^{-22} \text{ г}$.

Пример 3: Вычислите молярную массу эквивалента марганца в соединениях MnO_2 и Mn_2O_7 .

Решение: Молярная масса эквивалента элемента вычисляется по формуле:

$$M_{\text{э}} = \frac{M(\text{A})}{n}$$

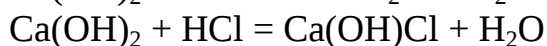
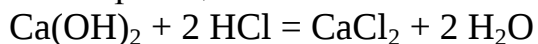
где $M(\text{A})$ – молярная масса элемента;

n – валентность элемента в данном соединении.

$$\text{Поэтому для } \text{MnO}_2 \quad M_{\text{э}}(\text{Mn}) = 55/4 = 13,75 \text{ г/моль.}$$

$$\text{для } \text{Mn}_2\text{O}_7 \quad M_{\text{э}}(\text{Mn}) = 55/7 = 7,86 \text{ г/моль.}$$

Пример 4: Определите молярную массу эквивалента Ca(OH)_2 , исходя из уравнений реакций:



Решение: Молярная масса эквивалента сложного вещества определяется той реакцией, в которой это вещество участвует. Она равна молярной массе вещества, деленной на суммарную валентность замещенных радикалов, которая определяется, исходя из уравнения реакции.

Поэтому для первой реакции:

$$M_{\text{э}} \text{Ca(OH)}_2 = \frac{74 \text{ г/моль}}{2} = 37 \text{ г/моль},$$

так как заместились 2 одновалентные группы ОН.

Для второй реакции:

$$M_{\text{э}} \text{Ca(OH)}_2 = \frac{74 \text{ г/моль}}{1} = 74 \text{ г/моль},$$

так как в ходе реакции заместились 1 группа ОН.

Выполните задание:

1. Рассчитайте химическое количество вещества железа массой 30 г.
2. Определите массу карбоната калия, если его химическое количество равно 0,5 моль.
3. Вычислите количество вещества и количество моль эквивалентов вещества в данной массе вещества: а) 7,1 г Na_2SO_4 ; б) 5,8 г Mg(OH)_2 ; в) 0,49 г H_2SO_4 .
4. Какой объем займет при нормальных условиях азот (N_2) массой 30 г?
5. В организме коровы содержится примерно 200 мг йода, входящего в состав различных соединений, причем половина всей массы йода находится в щитовидной железе. Подсчитайте, сколько атомов йода находится в щитовидной железе и в организме коровы в целом.
6. Плотность паров брома по воздуху 5,5. Сколько атомов содержит молекула брома?
7. Мышьяк образует 2 оксида, в одном из них массовая доля мышьяка равна 65,2%, а в другом – 75,5%. Определите молярные массы эквивалентов мышьяка в оксидах, если молярная масса эквивалента кислорода равна 8 г/моль.
8. Определите молярную массу эквивалента сероводорода, исходя из уравнений реакций:

$$\text{H}_2\text{S} + 2 \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} = \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$$
9. Рассчитайте молярные массы эквивалентов азота в оксидах: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 .
10. Рассчитайте молярные массы эквивалентов Ca(OH)_2 , NaOH , H_2SO_4 , HNO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ca(HCO}_3)_2$, MgSO_4 .

- 11.* Сульфид исследуемого элемента содержит 28,84% серы. Водородное соединение этого элемента представляет собой газ, плотность которого при нормальных условиях равна 3,614 г/л. Установите, о каком элементе идет речь.
- 12.* При пропускании сероводорода в раствор, содержащий 2,72 г хлорида металла, выделилось 1,94 г сульфида его. Вычислите молярную массу эквивалента металла.
- 13.* Элемент X получают в свободном состоянии восстановлением магнием его хлорида. Масса вступающего в реакцию магния равна массе образующегося простого вещества. Что это за элемент?

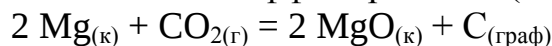
Тема 2: «Энергетика химических процессов»

Основные вопросы темы:

1. Понятие о системе и фазе. Системы гомогенные и гетерогенные, открытые, закрытые, изолированные. Полная и внутренняя энергия системы. Первое начало термодинамики.
2. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования вещества. Стандартная энтальпия сгорания вещества.
3. Тепловой эффект реакции. Термохимия. Термохимические уравнения. Реакции экзотермические и эндотермические. Первый закон термохимии (закон Лавуазье-Лапласа).
4. Закон Гесса и следствия из него. Расчет теплового эффекта реакции по стандартным энтальпиям образования и сгорания вещества.
5. Направленность химических процессов. Принцип Бертло.
6. Второе начало термодинамики. Изменение свободной энергии Гиббса в ходе реакции – критерий направленности химических процессов.
7. Понятие об энтропии. Расчет изменения энтропии в ходе реакции.
8. Связь между энтропией, энтальпией и свободной энергией Гиббса.
9. Приложение законов термодинамики к живым системам.

Примеры решения задач.

Пример 1: Вычислите тепловой эффект реакции (ΔH°_p):

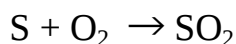


Решение: Находим по справочным таблицам значения стандартных энтальпий образования сложных веществ: $\Delta H^\circ(\text{MgO}) = -602$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -394$ кДж/моль. Стандартные энтальпии образования простых веществ (Mg и C) равны 0. Так как тепловой эффект реакции ($\Delta H^\circ_{\text{реакц.}}$) равен сумме энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов, то:

$$\Delta H^\circ_{\text{реакц}} = 2 \Delta H^\circ(\text{MgO}) - \Delta H^\circ(\text{CO}_2) = 2 \cdot (-602) - (-394) = -810 \text{ кДж}$$

Пример 2: При сгорании 80 г серы выделяется 747 кДж энергии. Определите энтальпию образования диоксида серы.

Решение: Энтальпия образования вещества – тепловой эффект реакции образования 1 моль вещества из простых веществ. Для образования 1 моль SO_2 необходимо взять 1 моль серы.



Найдем химическое количество серы:

$$n(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{80 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 2,5 \text{ моль}$$

Составим пропорцию:

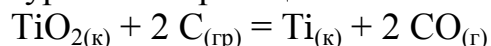
при сгорании 2,5 моль серы выделяется 747 кДж энергии;

» » » » 1 моль серы ————— х кДж.

Отсюда находим $x = 298,8 \text{ кДж}$, $\Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{SO}_2) = -298,8 \text{ кДж/моль}$.

Пример 3: Возможно ли восстановление диоксида титана до свободного титана углеродом в стандартных условиях?

Решение: Запишем уравнение реакции:



В справочных таблицах находим стандартные значения энергии Гиббса исходных веществ и продуктов реакции:

Вещества	$\text{CO}_{(\text{г})}$	$\text{Ti}_{(\text{к})}$	$\text{TiO}_{2(\text{к})}$	$\text{C}_{(\text{гр})}$
$\Delta G^\circ_{\text{обр.}}, \text{кДж/моль}$	-137	0	-887	0

Изменение свободной энергии в ходе реакции рассчитывается аналогично тепловому эффекту реакции, поэтому:

$$\Delta G^\circ_{\text{реакц.}} = 2 \Delta G^\circ_{\text{обр}}(\text{CO}) - \Delta G^\circ_{\text{обр}}(\text{TiO}_2) = 2(-137) - (-887) = 613 \text{ кДж}$$

Так как $\Delta G^\circ_{\text{реакц.}} > 0$, то восстановление диоксида титана графитом при стандартных условиях невозможно.

Пример 4: Возможно ли восстановление металлического железа из Fe_2O_3 действием водорода при 25°C ?

Решение: $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3 \text{H}_{2(\text{г})} \rightarrow 2 \text{Fe}_{(\text{к})} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$

	$\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})}$	$\text{H}_{2(\text{г})}$	$\text{Fe}_{2(\text{к})}$	H_2O
ΔH°	-822,0	0	0	-285,8
S°	87	130,5	2,27	70,1

$$\text{Найдем } \Delta H^\circ_{\text{реак}} = 3 \Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 3 \cdot (-285,8) - (-822,0) = -35,4 \text{ кДж.}$$

$$\text{Определим } \Delta S^\circ_{\text{р-ции}} = [3S^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 2S^\circ(\text{Fe})] - [S^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) + 3S^\circ(\text{H}_2)] = [3 \cdot 70,1 + 2 \cdot 2,27] - [87 + 3 \cdot 130,5] = -213,8 \text{ Дж/К} = -0,2138 \text{ кДж/К}$$

Рассчитаем ΔG по формуле: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$$\Delta G = -35,4 + 0,2138 \cdot 298 = 28,34 \text{ кДж}$$

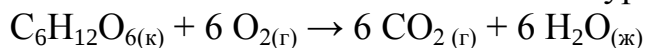
Т.о. $\Delta G > 0$, поэтому при $t = 25^\circ\text{C}$ эта реакция не будет протекать.

Выполните задание:

1. Определите калорийность 500 г корма, содержащего 60% воды, 20% белка, 15% жиров и 5% углеводов, если калорийность белков и углеводов составляет 17,1 кДж/г, калорийность жиров – 38 кДж/г.
2. Определите количество теплоты, выделившейся в результате взаимодействия 2 кг оксида кальция с водой: $\text{CaO}_{(к)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_{2(к)}$, если известны стандартные энтальпии образования веществ:

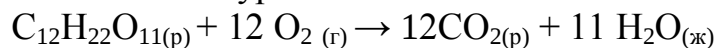
	$\text{CaO}_{(к)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$	$\text{Ca(OH)}_{2(к)}$
$\Delta H^\circ_{\text{обр.}}, \text{ кДж/моль}$	-635	-286	-986

3. При взаимодействии 2,1 г железа с серой выделилось 3,77 кДж теплоты. Рассчитайте энтальпию образования сульфида железа.
4. Энергетические затраты коровы на образование 1 л молока составляют 3000 кДж. Какое количество глюкозы будет затрачено на образование 20 л молока, если допустить, что процесс молокообразования энергетически обеспечивается только за счет окисления глюкозы по уравнению:



	$\text{CO}_{2(г)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(к)}$
$\Delta H^\circ_{\text{обр.}}, \text{ кДж/моль}$	-394	-236	-1273

5. Рассчитайте массу сахарозы, необходимую для покрытия энергетических затрат испарения 600 г воды с поверхности кожи свиньи, если для испарения 1 моля воды через кожу требуется 42 кДж. Окисление сахарозы в организме происходит в соответствии с уравнением:



$$\Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = -2216 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{CO}_2) = -414 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{H}_2\text{O}) = -286 \text{ кДж/моль}$$

6. Определите тепловой эффект реакции синтеза диэтилового эфира, применяемого для наркоза:



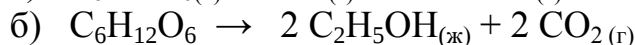
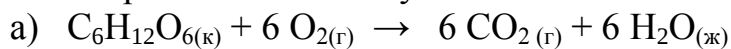
$$\text{если } \Delta H^\circ_{\text{сгор.}}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5) = -2727 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta H^\circ_{\text{сгор.}}(\text{H}_2\text{O}) = 0;$$

$$\Delta H^\circ_{\text{сгор.}}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = -414 \text{ кДж/моль}.$$

7. Исходя из стандартных значений энтальпий сгорания веществ, рассчитайте стандартную энтальпию образования этилового спирта.

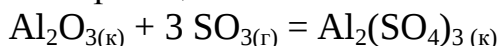
	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(ж)}$	$\text{C}_{(г)}$	$\text{H}_{2(г)}$
$\Delta H^\circ_{\text{сгор.}}, \text{ кДж/моль}$	-1368	-394	-286

8. Какой путь разложения глюкозы термодинамически наиболее вероятен? Какой реализуется в организме? Почему?



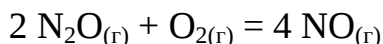
	$\text{CO}_{2(г)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(к)}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(ж)}$
$\Delta G^\circ_{\text{обр.}}, \text{ кДж/моль}$	-395	-237	-917	-174

9. Исходя из стандартных значений энергии Гиббса, определите, возможна ли при стандартных условиях реакция:



	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{к})$	$\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})}$	$\text{SO}_{3(\text{г})}$
$\Delta G^\circ_{\text{обр.}}, \text{кДж/моль}$	-3092	-1576	-370

10. Возможно ли, что N_2O , используемый в качестве наркотического средства при хирургических операциях, вызовет отравление в результате образования токсического NO по реакции:



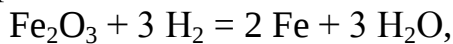
$$\Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{NO}) = 90 \text{ кДж/моль}; \Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{N}_2\text{O}) = 81,6 \text{ кДж/моль}; t = 37^\circ\text{C};$$

$$S^\circ(\text{NO}) = 210,6 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K}; S^\circ(\text{N}_2\text{O}) = 191,5 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K};$$

$$S^\circ(\text{O}_2) = 205 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K}$$

11. Произойдет ли тепловая денатурация трипсина при 50°C , если ΔH р-ции = 285 кДж/моль, ΔS° р-ции = 288 Дж/моль·K?

12. * При какой температуре начнется восстановление Fe_2O_3 по реакции:



$$\text{если } \Delta H^\circ_{\text{р}} = 96,61 \text{ кДж}; \Delta G^\circ_{\text{р}} = 0,1387 \text{ кДж}, \Delta S^\circ_{\text{р}} = -213,8 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K?}$$

Тема 3. « Кинетика химических реакций. Химическое равновесие»

Основные вопросы темы:

1. Понятие «скорость химических реакций».
2. Влияние природы реагирующих веществ на скорость реакций.
3. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции. Закон действующих масс. Константа скорости реакции. Порядок реакции.
4. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа, температурный коэффициент. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
5. Катализаторы. Влияние катализатора на скорость реакции. Катализ гомогенный и гетерогенный. Ферменты.
6. Химическое равновесие. Константа равновесия. Связь константы равновесия со свободной энергией Гиббса.
7. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Влияние давления, концентрации, температуры на состояние равновесия.

Примеры решения задач:

Пример 1: Как изменится скорость реакции $2 \text{CO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2 \text{CO}_{2(\text{г})}$ при увеличении концентрации реагирующих веществ в 2 раза?

Решение: Скорость реакции (v_1) при начальных концентрациях равна:

$$v_1 = k[\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

При новых концентрациях CO и O_2 скорость реакции (v_2) будет равна: $v_2 = k[2 \text{CO}]^2 \cdot 2 [\text{O}_2] = 8 k \cdot [\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2] = 8 v_1$

Скорость реакции увеличится в 8 раз.

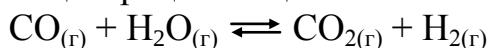
Пример 2: Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 30°C , если температурный коэффициент скорости реакции равен 2?

Решение: По уравнению Вант-Гоффа: $v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot 2^{\frac{30}{10}} = v_{t_1} \cdot 2^3 = 8 \cdot v_{t_1}.$$

Скорость реакции возрастает в 8 раз.

Пример 3: Начальные концентрации веществ в системе:



были равны (моль/л): $C_0(\text{CO}) = 0,5$; $C_0(\text{H}_2\text{O}) = 0,6$; $C_0(\text{CO}_2) = 0,4$; $C_0(\text{H}_2) = 0,2$. Чему равны концентрации всех участвующих в реакции веществ после того, как прореагирует 30% водяных паров?

Решение: 1. Рассчитаем, какое количество воды прореагировало:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 0,6 \cdot 0,3 = 0,18 \text{ (моль)}$$

2. Концентрация воды после реакции:

$$C_1(\text{H}_2\text{O}) = 0,6 - 0,18 = 0,42 \text{ (моль/л)}$$

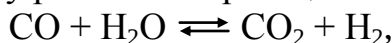
3. Согласно уравнению, 1 моль CO реагирует с 1 моль H_2O , при этом образуется 1 моль CO_2 и 1 моль H_2 . Значит, концентрация CO уменьшится на 0,18 моль и станет равна:

$$C_1(\text{CO}) = 0,5 - 0,18 = 0,32 \text{ (моль/л)}$$

$$C_1(\text{CO}_2) = 0,4 + 0,18 = 0,58 \text{ (моль/л)}.$$

$$C_1(\text{H}_2) = 0,2 + 0,18 = 0,38 \text{ (моль/л)}.$$

Пример 4: Рассчитайте константу равновесия реакции:



если концентрации всех участвующих веществ в реакции в момент равновесия равны (моль/л): $C(\text{H}_2\text{O}) = 0,42$; $C(\text{CO}_2) = 0,58$; $C(\text{CO}) = 0,32$; $C(\text{H}_2) = 0,38$.

Решение: $K_c = \frac{C(\text{CO}_2) \cdot C(\text{H}_2)}{C(\text{CO}) \cdot C(\text{H}_2\text{O})} = \frac{0,58 \cdot 0,38}{0,32 \cdot 0,42} = 1,64$

Пример 5*: Во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей при 298 К, если энергию активации (E_A) уменьшить на 4 кДж/моль?

Решение: $\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{\Delta E_A}{RT}$ (уравнение Аррениуса), где k_1 и k_2 – константы скорости реакции для E_{A1} и E_{A2} соответственно, $\Delta E = E_{A2} - E_{A1}$.

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{4 \cdot 10^3}{8,31 \cdot 298} = 1,61$$

$$\frac{k_2}{k_1} = 5,03, \text{ т.е. скорость реакции увеличится в 5 раз.}$$

Выполните задание:

- Вычислите среднюю скорость реакции, если начальная концентрация исходного вещества была равна 10 моль/л, а через 4 минуты стала 2 моль/л.
- Как изменится скорость прямой реакции $2 \text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_{2(г)}$ при увеличении концентрации CO в 3 раза?
- Напишите выражение зависимости скорости прямой реакции от концентрации реагирующих веществ:
 а) $\text{H}_{2(г)} + \text{I}_{2(г)} \rightarrow 2 \text{HI}_{(г)}$; в) $2 \text{SO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_{3(г)}$;
 б) $\text{S}_{(т)} + \text{O}_{2(г)} \rightarrow \text{SO}_{2(г)}$;
 Укажите порядок каждой реакции.
- Как изменится скорость реакции, если температура повысится с 30°C до 60°C, а температурный коэффициент реакции равен 3?
- Обратима ли практически реакция гидролиза дипептида глицил-глицина при 310 K, если $\Delta G_{\text{р-ции}} = -15 \text{ кДж/моль}$?
- Во сколько раз уменьшится скорость окисления глюкозы при гипотермии, если температура падает с 38°C до 28°C, а температурный коэффициент реакции равен 2?
- Реакция идет согласно уравнению: $\text{H}_{2(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightarrow 2 \text{HCl}_{(г)}$. Концентрация исходных веществ до начала реакции: $[\text{H}_2] = 0,06 \text{ моль/л}$; $[\text{Cl}_2] = 0,08 \text{ моль/л}$. Как изменится скорость реакции, по сравнению с первоначальной, когда прореагирует половина водорода?
- При состоянии равновесия в системе $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$ концентрации участвующих веществ равны (моль/л): $\text{C}_{\text{N}_2} = 3$; $\text{C}_{\text{H}_2} = 9$; $\text{C}_{\text{NH}_3} = 4$.
 Определите: а) исходные концентрации водорода и азота; б) в каком направлении сместится равновесие, если увеличить в системе давление?
- Укажите, какими изменениями концентраций реагирующих веществ можно сместить вправо равновесие реакции: $\text{CO}_{2(г)} + \text{C}_{(т)} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_{(г)}$. В каком направлении сместится равновесие при увеличении давления?
- В печени протекает ферментативный обратимый процесс:
 глюкозо-1-фосфат $\rightleftharpoons$ глюкозо-6-фосфат.
 При 37°C равновесная концентрация глюкозо-1-фосфата равна 0,001 моль/л, глюкозо-6-фосфата – 0,019 моль/л. Рассчитайте константу равновесия реакции.
- Определите, как изменится скорость прямой реакции $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3$, если давление в системе увеличить в 4 раза.
- * Энергия активации реакции кислотного гидролиза сахарозы при 37°C равна 102 кДж/моль, а при действии фермента сахарозы энергия активации снижается до 35 кДж/моль. Во сколько раз быстрее протекает реакция гидролиза сахарозы в присутствии фермента?

Тема 4: «Растворы. Получение растворов. Способы выражения состава растворов»

Основные вопросы темы:

1. Истинные растворы. Понятие растворитель, растворенное вещество. Сольваты, гидраты, идеальный раствор.
2. Растворы разбавленные, концентрированные, насыщенные, ненасыщенные, пересыщенные.
3. Способы выражения состава растворов:
 - массовая доля, объемная доля, молярная доля;
 - молярная концентрация;
 - моляльная концентрация;
 - молярная концентрация эквивалента (эквивалентная, или нормальная концентрация);
 - титр растворов.
4. Приготовление растворов разных концентраций. Правило смешения (правило «креста»).
5. Растворимость веществ. Растворимость газов в жидкости. Закон Генри. Закон Сеченова. Растворимость газов в крови и тканевых жидкостях.
6. Энергетика растворения.
7. Роль водных растворов в биологических системах.

Примеры решения задач:

Пример 1: Рассчитайте массовую долю вещества в растворе, если 15,0 г вещества растворено в 60 г воды.

Решение: Массовая доля вещества в растворе рассчитывается по формуле:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{15}{15 + 60} = 0,2 \text{ (20\%)}$$

Пример 2: Сколько необходимо граммов кристаллогидрата карбоната натрия $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, чтобы приготовить 300 г 2 %-го раствора (в расчете на безводную соль)? Как приготовить такой раствор?

Решение: 1) Сколько необходимо граммов безводной соли для приготовления 300 г 2 %-го раствора:

100 г р-ра — 2 г

300 « « « — x x = 6 г

2) Сколько необходимо взять граммов кристаллогидрата, чтобы безводной соли в нем содержалось 6 г:

$$M_{(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})} = 23 \cdot 2 + 12 + 48 + 10 \cdot 18 = 106 + 180 = 286 \text{ г/моль}$$

$$M_{(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = 106 \text{ г/моль}$$

в 286 г — 106 г

x г — 6 г

$$x = 16,1 \text{ г}$$

3) Сколько необходимо растворителя для приготовления раствора:

$$300 - 16,1 = 283,9 \text{ г (283,9 мл)}$$

4) Приготовление раствора: отвесить 16,1 г соли, перенести в химическую посуду (стакан, колбу) и добавить 284 мл дистиллированной воды. Перемешать до растворения навески.

Пример 3: Как приготовить 200 мл 0,2 М раствора гидроксида натрия?

Решение: 1) Рассчитаем навеску NaOH, необходимого для приготовления раствора:

$$m_{\text{в-ва}} = C_M \cdot V_{\text{р-ра}} \cdot M_{\text{NaOH}} = 0,2 \cdot 0,2 \cdot 40 = 0,16 \text{ г}$$

Приготовление раствора: отвесить 0,16 г NaOH, перенести в мерную колбу на 200 мл, добавить немного воды, растворить навеску и долить дистиллированную воду до метки на колбе.

Пример 4: Как приготовить 250 мл 0,1 н раствора фосфорной кислоты?

Решение: 1) Рассчитаем навеску H_3PO_4 , необходимую для приготовления раствора:

$$m_{\text{в-ва}} = C_N \cdot M_{\text{Э}} \cdot V_{\text{р-ра}}(\text{л}); \quad M_{\text{Э}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{98 \text{ г}}{3} = 32,6 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,1 \cdot 0,25 \cdot 32,6 = 0,81 \text{ г}$$

2) Приготовление раствора аналогично приготовлению раствора молярной концентрации (см. пример 3).

Пример 5: Рассчитайте, какой необходимо взять объем 90% серной кислоты с плотностью 1,82 г/см³, чтобы приготовить 500 мл 0,2 н раствора.

Решение: 1) Сколько серной кислоты содержится в 500 мл 0,2 н раствора?

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = C_N \cdot M_{\text{Э}} \cdot V = 0,2 \cdot 0,5 \cdot 49 = 4,9 \text{ г}$$

$$\text{или:} \quad \begin{array}{ccc} 1000 \text{ мл р-ра} & \text{—} & 0,2 \cdot 49 \text{ г} \\ 500 \text{ мл « «} & \text{—} & x \end{array}$$

$$M_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 49 \text{ г/моль} \quad x = 4,9 \text{ г}$$

2) Сколько граммов 90% раствора необходимо взять, чтобы в нем содержалось 4,9 г кислоты?

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}};$$

$$m_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{\omega} = \frac{4,9}{0,9} = 5,4 \text{ г}$$

$$\text{или:} \quad \begin{array}{ccc} 1000 \text{ г р-ра} & \text{—} & 90 \text{ г} \\ x & \text{« «} & \text{—} 4,9 \text{ г} \end{array} \quad x = 5,4 \text{ г 90 \% раствора}$$

3) Какой необходимо взять объем 90% раствора?

$$V = \frac{m}{\rho}, \text{ где:}$$

m – масса раствора; V – объем раствора; ρ – плотность.

$$V = \frac{5,4 \text{ г}}{1,82 \text{ г/мл}} = 3 \text{ мл}$$

Выполните задание:

1. Для смазывания десен приготовлен раствор из 5 мл 30%-го раствора H_2O_2 и 15 мл дистиллированной воды. Рассчитайте массовую долю H_2O_2 в полученном растворе (плотность раствора принять равной 1 г/мл).
2. К 0,5 л 98%-го раствора серной кислоты ($\rho = 1,83 \text{ г/см}^3$) прибавлено 3 л воды. Какова массовая доля серной кислоты в полученном растворе?
3. Сколько мл 94%-го раствора серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 1 л 20%-го раствора ($\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$)?
4. Сколько мл 34%-ной серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) необходимо для приготовления 500 мл 0,5 М раствора?
5. Сколько граммов натрия сульфата необходимо для приготовления 250 мл 0,1 н раствора? Как приготовить такой раствор?
6. Найти массовую долю азотной кислоты в растворе, в 1 л которого ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$) содержится 200 г азотной кислоты.
7. Хлорид цинка используется в качестве вяжущего и асептического средства. Определите молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, массовую долю и титр раствора, содержащего 5 г ZnCl_2 в 100 г раствора ($\rho = 1 \text{ г/мл}$).
8. Определите молярную концентрацию раствора, содержащего в 500 мл раствора 14 г гидроксида калия.
9. В каком массовом и объемном соотношении надо смешать 40%-ный ($\rho = 1,3 \text{ г/см}^3$) и 10%-ный ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$) растворы, чтобы получить 30%-ный раствор?
10. Чему равен титр раствора, содержащего в 100 мл 2 г растворенного вещества?
11. Рассчитайте молярную, моляльную и эквивалентную концентрации 75% раствора серной кислоты ($\rho = 1,65 \text{ г/см}^3$) и мольные доли компонентов в этом растворе.
12. 1 л 10%-го раствора KOH ($\rho = 1,09 \text{ г/см}^3$) смешали с 0,5 л 10%-го раствора HCl ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$). Рассчитайте массовые доли (в %) веществ, содержащихся в полученном растворе.
13. * Сколько мл 10%-го раствора серной кислоты ($\rho = 1,066 \text{ г/см}^3$) необходимо прибавить к 2 л 92%-го раствора этой же кислоты ($\rho = 1,824 \text{ г/см}^3$), чтобы получить 75%-ный раствор?
14. * Какой объем 0,25 н H_2SO_4 можно нейтрализовать прибавлением 0,6 л 0,15 н Ca(OH)_2 ?
15. * Смешаны 0,8 л 1,5 н NaOH и 0,4 л 0,6 н NaOH . Какова молярная концентрация эквивалента полученного раствора?

Тема 5: «Растворы неэлектролитов. Коллигативные свойства растворов»

Основные вопросы темы:

1. Понятие о неэлектролитах.
2. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов, законы Рауля:
 - а) понижение давления пара над раствором;
 - б) повышение температуры кипения раствора, эбулиоскопическая константа;
 - в) понижение температуры замерзания раствора, криоскопическая константа;
 - г) осмос, осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
3. Определение молекулярной массы растворенного вещества по коллигативным свойствам раствора.
4. Роль осмотического давления в биологических системах. Онкотическое давление.

Примеры решения задач:

Пример 1: Рассчитайте температуру замерзания раствора, содержащего в 125 г воды 27 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$.

Решение: Понижение температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем можно найти по формуле:

$$\Delta t_{\text{зам.}} = K \cdot C_m$$

где: C_m – моляльная концентрация.

$$C_m = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M \cdot m_{\text{р-ля}} (\text{кг})}; \quad C_m = \frac{27 \text{ г}}{180 \cdot 0,125}; \quad C_m = 1,2 \text{ моль/кг}$$

$$M(C_6H_{12}O_6) = 180 \text{ г/моль}$$

$$\Delta t_{\text{зам.}} = 1,86 \cdot 1,2 = 2,23^\circ\text{C}$$

Следовательно, раствор замерзнет при температуре $-2,23^\circ\text{C}$.

Пример 2: При растворении 26,0 г неэлектролита в 400 г воды температура кипения повысилась на $0,45^\circ\text{C}$. Определите молярную массу растворенного вещества.

Решение: Из формулы $\Delta t_{\text{кип.}} = E \cdot C_m$ выразим молярную массу:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = \frac{E \cdot m_{\text{в-ва}}}{M \cdot m_{\text{р-ля}} (\text{кг})};$$

$$M = \frac{E \cdot m_{\text{в-ва}}}{\Delta t_{\text{кип.}} \cdot m_{\text{р-ля}} (\text{кг})};$$

$$M = \frac{0,52 \cdot 26}{0,45 \cdot 0,4} = 75 \text{ г/моль}$$

Пример 3: Вычислите осмотическое давление 0,5 М раствора глюкозы при стандартной температуре.

Решение: Осмотическое давление находим по формуле:

$$P_{\text{осм.}} = C_M \cdot R \cdot T, \text{ где:}$$

C_M – молярная концентрация; $R = 8,31$ Дж/моль·К (универсальная газовая постоянная); $T = 273 + 25\text{ }^{\circ}\text{C} = 298\text{ K}$; $P_{\text{осм.}} = 0,5 \cdot 8,31 \cdot 298 = 1238,2$ кПа

Выполните задание:

1. Рассчитайте, при какой температуре замерзнет раствор, содержащий в 100 г воды 9 г глюкозы.
2. В радиатор автомобиля налили 9 л воды и прибавили 2 л метилового спирта ($\rho = 0,8$ г/см³). При какой наинизшей температуре можно после этого оставлять автомобиль на открытом воздухе, не опасаясь, что вода в радиаторе замерзнет?
3. Рассчитайте осмотическое давление при 310 К 20%-ного водного раствора глюкозы ($\rho = 1,08$ г/мл), применяемого для внутривенного введения. Каким будет этот раствор (гипо-, гипер-, изотоническим) по отношению к крови, если учесть, что $P_{\text{осм.}}$ крови составляет 740-780 кПа?
4. Что произойдет с эритроцитами при 310 К в 2%-ном растворе глюкозы ($\rho = 1,006$ г/мл)?
5. Осмотическое давление крови 760 кПа. Какова молярная концентрация глюкозы в растворе, изотоничном крови при 37°C?
6. Добавление 1,5 г углевода, извлеченного из овсяных отрубей, к 5 г воды понижает ее температуру замерзания до -3,72 °C. Чему равна молярная масса этого углевода?
7. Определите, сколько атомов входит в молекулу серы, если температура кипения раствора, содержащего 4,4 г серы в 50 г бензола на 0,891°C выше температуры кипения чистого бензола ($E_{\text{C}_6\text{H}_6} = 2,6\text{ }^{\circ}\text{C}$).
8. Определите знак и значение энтальпии растворения соли NH_4NO_3 , если при растворении 6,4 г этой соли при стандартных условиях поглотилось 6,22 кДж теплоты. Растворителя добавлено столько, что дальнейшее прибавление его не вызывает тепловых эффектов.
9. Рассчитайте молярную массу неэлектролита, если 28,5 г этого вещества, растворенного в 785 г воды, вызывают понижение давления пара воды над раствором на 52,37 Па при 25°C. Давление пара над чистым растворителем равно 7355,9 Па.
- 10.* Раствор, содержащий в 300 г растворителя 8,1 г кристаллического органического вещества, имеет температуру кипения на 0,078°C выше, чем чистый растворитель. Прибавление 2 моль растворенного вещества на 200 г растворителя поднимает температуру кипения этого раствора на 5,2°C. Определите молярную массу вещества.
- 11.* Водный раствор, содержащий нелетучее растворенное вещество (неэлектролит) замерзает при -3,5°C. Определите температуру кипения раствора и давление пара над раствором при 25°C. Давление пара над чистой водой при 25°C равно 167,2 Па.

Тема 6: «Свойства растворов электролитов»

Основные вопросы темы:

1. Какие вещества называют электролитами?
2. Отклонение свойств растворов электролитов от законов Вант-Гоффа и Рауля. Изотонический коэффициент.
3. Основы теории электролитической диссоциации. Диссоциация кислот, солей и оснований в растворе. Амфотерные электролиты. Гидратация ионов.
4. Степень диссоциации. Факторы, определяющие степень диссоциации: природа растворенного вещества и растворителя, концентрация раствора, температура. Связь степени диссоциации с изотоническим коэффициентом.
5. Сильные электролиты. Истинная и кажущаяся степени диссоциации в растворах сильных электролитов. Активность электролита. Коэффициент активности. Ионная сила раствора.
6. Слабые электролиты. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации. Связь константы со степенью диссоциации (закон разбавления Оствальда). Смещение равновесия в растворах слабых электролитов.
7. Диссоциация многоосновных кислот, многокислотных оснований.
8. Обменные реакции в растворах электролитов. Ионные уравнения реакций.
9. Произведение растворимости малорастворимых электролитов.

Примеры решения задач.

Пример 1: Вычислите степень диссоциации гидроксида аммония в 0,01 М растворе. Константа диссоциации гидроксида аммония равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Решение: Для расчета степени диссоциации используем формулу:

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

Отсюда: $\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{10^{-2}}} = 4,2 \cdot 10^{-2}$

Пример 2: 0,5 моляльный раствор сахара и 0,2 моляльный раствор хлорида кальция замерзают при одинаковой температуре. Определите степень диссоциации хлорида кальция.

Решение: 1. Для раствора сахара $\Delta t_{\text{зам.}} = K \cdot C_1$, где C_1 – моляльная концентрация раствора сахара. Для раствора хлорида кальция $\Delta t_{\text{зам.}} = iK \cdot C_2$, где C_2 – моляльная концентрация раствора хлорида кальция. Т.к. температура замерзания обоих растворов одинакова, то:

$$\Delta t_{\text{зам. сахара}} = \Delta t_{\text{зам. CaCl}_2}$$

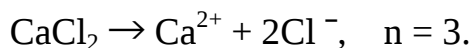
Отсюда: $K \cdot C_1 = i K \cdot C_2$

$$i = \frac{C_1}{C_2} = \frac{0,5}{0,2} = 2,5$$

2. Степень диссоциации можно рассчитать с помощью изотонического коэффициента:

$$\alpha = \frac{i-1}{n-1}$$

где n – число ионов, на которое диссоциирует хлорид кальция:



Значит:

$$\alpha = \frac{2,5-1}{3-1} = 0,75 \text{ (или 75\%)}$$

Пример 3: Рассчитайте ионную силу раствора, содержащего в 100 мл 0,003 моль хлорида натрия и 0,002 моль хлорида кальция. Определите активность хлорид-ионов в растворе.

Решение: Ионную силу раствора найдем по формуле:

$$\mu = \frac{1}{2} \sum C_i Z_i^2,$$

где C_i – молярные концентрации ионов, Z_i – заряды ионов.

Определим молярную концентрацию NaCl и CaCl_2 :

$$C_M(\text{NaCl}) = \frac{n}{V} = \frac{0,003 \text{ моль}}{0,1 \text{ л}} = 0,03 \text{ моль/л};$$

$$C_M(\text{CaCl}_2) = \frac{n}{V} = \frac{0,002 \text{ моль}}{0,1 \text{ л}} = 0,02 \text{ моль/л}$$



$$C(\text{Na}^+) = 0,03 \text{ моль/л};$$

$$C(\text{Ca}^{2+}) = 0,02 \text{ моль/л};$$

$$C(\text{Cl}^-) = 0,03 + 0,02 \cdot 2 = 0,07 \text{ моль/л}$$

$$\mu = \frac{1}{2} [0,03 \cdot (+1)^2 + 0,02 \cdot (+2)^2 + 0,07 \cdot (-1)^2] = \frac{1}{2} \cdot 0,18 = 0,09$$

$$\lg f = -0,5 z^2 \sqrt{\mu}$$

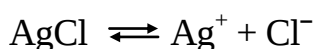
$$\lg f(\text{Cl}^-) = -0,5 \cdot (-1)^2 \cdot \sqrt{0,09} = -0,5 \cdot 0,3 = -0,15$$

$$f = 10^{-0,15} = 10^{0,85} \cdot 10^{-1} = 0,71$$

$$a = f \cdot C = 0,71 \cdot 0,07 = 0,0497 \approx 0,05 \text{ моль/л}$$

Пример 4: Нижний предел бактерицидного действия серебра оценивается концентрацией его в растворе 10^{-6} мг/л. Достаточно ли серебра в насыщенном растворе AgCl для его бактерицидного действия? $\text{PP}_{\text{AgCl}} = 1,8 \cdot 10^{-10}$ моль/л.

Решение:



$$\text{PP}_{\text{AgCl}} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-];$$

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] \Rightarrow [\text{Ag}^+] = \sqrt{\text{PP}_{\text{AgCl}}} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-10}} = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л} = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л} \cdot 108 \text{ г/моль} = 1,45 \cdot 10^{-3} \text{ г/л} = 1,45 \cdot 10^{-6} \text{ мг/л}$$

$1,45 \cdot 10^{-6} > 10^{-6} \Rightarrow$ насыщенный раствор AgCl обладает бактерицидным действием.

Выполните задание:

1. Составьте уравнения диссоциации следующих электролитов: сероводородной кислоты, хлорида алюминия, гидрокарбоната калия, дигидрофосфата натрия, гидроксохлорида меди (II), гидроксида железа (III), сернистой кислоты.
2. Рассчитайте осмотическое давление изотонического раствора хлорида натрия ($\omega(\text{NaCl}) = 0,9\%$), который используется для внутривенного введения, считая диссоциацию хлорида натрия полной ($t = 37^\circ\text{C}$, $\rho_{\text{р-ра}} = 1 \text{ г/см}^3$).
3. Осмотическое давление $0,1 \text{ М}$ раствора сульфата натрия при 0°C равно 459 кПа . Определите кажущуюся степень диссоциации соли в данном растворе.
4. Раствор, содержащий $0,53 \text{ г}$ карбоната натрия в 200 г воды, кристаллизуется при температуре $-0,13^\circ\text{C}$. Рассчитайте кажущуюся степень диссоциации соли.
5. Степень диссоциации угольной кислоты по первой ступени в $0,1 \text{ н}$ растворе равна $2,11 \cdot 10^{-3}$. Вычислите K_1 .
6. Рассчитайте ионную силу раствора «Трисоль», используемого в ветеринарной практике в качестве плазмозаменяющего раствора, если его состав: натрия хлорид – $0,5 \text{ г}$; калия хлорид – $0,1 \text{ г}$; натрия гидрокарбонат – $0,4 \text{ г}$; вода для инъекций – до 100 мл .
7. При отравлении цианидами внутривенно вводят 2% раствор нитрата натрия ($\rho = 1,011 \text{ г/мл}$). Вычислите коэффициенты активности ионов в этом растворе.
8. Вычислите ионную силу раствора и активности ионов в растворе, содержащем $0,01 \text{ моль/л}$ BaCl_2 и $0,01 \text{ моль/л}$ NaCl .
9. К 100 мл $0,002 \text{ М}$ раствора нитрата свинца прилили 100 мл $0,002 \text{ М}$ раствора хлорида натрия. Выпадет ли осадок хлорид свинца? $\text{PP}_{\text{PbCl}_2} = 2,4 \cdot 10^{-4}$.
- 11.* Определите константу диссоциации слабой одноосновной кислоты, содержащей в 1 литре $0,01 \text{ М}$ раствора $6,26 \cdot 10^{21}$ молекул и ионов.
- 12.* Раствор, содержащий $0,8718 \text{ моль/л}$ тростникового сахара при $T = 291\text{К}$, изоосмотичен (изотоничен) с раствором хлорида натрия, содержащего $0,5 \text{ моль/л}$ хлорида натрия. Определите кажущуюся степень диссоциации хлорида натрия и осмотическое давление растворов.

Тема 7: «Ионное произведение воды. Водородный показатель»

Основные вопросы темы:

1. Диссоциация воды. Константа диссоциации. Ионное произведение воды. Влияние температуры на диссоциацию воды.

2. Водородный показатель (рН). Значения рН в кислой, щелочной и нейтральной среде. Методы определения рН (индикаторный и электрометрический).
3. Расчет рН в растворах сильных кислот и оснований.
4. Расчет рН в растворах слабых кислот и оснований.
5. Значение постоянства рН для биологических процессов.

Примеры решения задач:

Пример 1: Рассчитайте концентрацию ионов водорода и рН раствора, в котором концентрация ионов OH^- равна 10^{-3} моль/л.

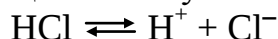
Решение: Из ионного произведения воды: $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ найдем концентрацию ионов H^+ :

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ моль/л}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 10^{-11} = 11$$

Пример 2: Рассчитайте рН 0,001 н раствора HCl , считая диссоциацию кислоты полной.

Решение: Уравнение диссоциации молекул соляной кислоты:



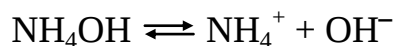
Так как HCl – сильный электролит, то концентрация ионов водорода равна концентрации кислоты:

$$[\text{H}^+] = [\text{HCl}] = 0,001 = 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 10^{-3} = 3$$

Пример 3: Рассчитайте рН 0,1 М гидроксида аммония ($K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

Решение: Диссоциация гидроксида аммония идет по уравнению:



NH_4OH – слабый электролит, поэтому концентрация ионов OH^- равна концентрации электролита с учетом степени диссоциации его:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4\text{OH}] \cdot \alpha_{\text{дисс.}}$$

Степень диссоциации можно рассчитать, зная константу диссоциации:

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

где: C – молярная концентрация электролита.

Отсюда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{10^{-1}}} = 1,34 \cdot 10^{-2}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-1} \cdot 1,34 \cdot 10^{-2} = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{1,34 \cdot 10^{-3}} = 7,46 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л}$$

$$\text{pH} = -\lg 7,46 \cdot 10^{-12} = 11,13$$

Пример 4: Вычислите pH раствора, в 0,5 л которого содержится 0,28 г КОН.

Решение: Молярную концентрацию КОН рассчитывают по формуле:

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{0,28}{56 \cdot 0,5} = 0,01 \text{ моль/л}$$

Так как КОН – сильный электролит, то в разбавленных растворах $C_{\text{KOH}} = C_{\text{OH}^-}$. Отсюда: $C_{\text{OH}^-} = 0,01 = 10^{-2}$ моль/л.

Концентрацию H^+ находим из ионного произведения воды:

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \text{ моль/л}$$

$$\text{pH} = -\lg 10^{-12} = 12$$

Выполните задание:

1. Рассчитайте молярную концентрацию ионов водорода и pH в водных растворах, в которых концентрация гидроксид-ионов (в моль/л) составляет: а) 10^{-6} ; б) 10^{-8} ; в) 10^{-10} . Укажите, какая среда.
2. Вычислите pH растворов, в которых концентрация ионов водорода (в моль/л) составляет: а) 10^{-5} , б) 10^{-7} ; в) 10^{-10} . Укажите, какая среда.
3. Вычислите pH раствора, в 1 литре которого содержится 0,4 г NaOH. Диссоциацию щелочи считать полной.
4. Вычислите pH 20% раствора КОН ($\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$).
5. Вычислите pH раствора, полученного добавлением к 50 мл 0,1 М раствора HCl 40 мл раствора NaOH той же концентрации.
6. Сколько мл 38% раствора HCl ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$) следует взять для приготовления 1 л раствора pH = 2?
7. Вычислите константу диссоциации слабой одноосновной кислоты, если 0,01 М раствор ее имеет pH = 4.
8. Вычислите константу диссоциации слабого однокислотного основания, если 0,01 М раствор его имеет pH = 10.
9. Рассчитайте pH растворов слабых электролитов: а) 0,1 М HCN,
б) 0,01 М CH_3COOH .

$$K_{\text{HCN}} = 7,2 \cdot 10^{-12}; K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,86 \cdot 10^{-5}.$$

10. Соляная кислота, содержащаяся в желудочном соке свиньи, относится к сильным электролитам и диссоциирует практически полностью. Рассчитайте pH желудочного сока, если массовая доля HCl в нем составляет 0,4%. Плотность желудочного сока 1,08 г/мл.
11. * Какой объем воды следует добавить к 1 л 0,6%-го раствора уксусной кислоты ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$) для получения раствора, pH которого равен 3? ($K_{\text{кисл.}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$)
12. * Определите pH 4%-го раствора аммиака ($\rho = 0,983 \text{ г/см}^3$), если степень диссоциации гидроксида аммония равна 10^{-3} .

- 13.* Вычислите pH раствора, полученного при нейтрализации 0,3 г сухого гидроксида натрия на 98% 0,001 н раствором соляной кислоты.
- 14.* Дистиллированная вода, находившаяся в соприкосновении с воздухом, содержит $1,3 \cdot 10^{-5}$ моль/л CO_2 . Определите pH воды, зная, что константы диссоциации угольной кислоты равны: $K_1 = 4 \cdot 10^{-7}$ и $K_2 = 6 \cdot 10^{-11}$.
- 15.* В объемном отношении 3:3:4 смешали 0,3 н; 0,1 М; 0,6 н растворы ортофосфорной кислоты. Вычислите концентрацию ионов водорода в полученном растворе, принимая во внимание, что степень диссоциации кислоты по первой ступени в нем равна 20%, диссоциацию кислоты по остальным ступеням можно не учитывать.

Тема 8: «Гидролиз солей. Буферные растворы»

Основные вопросы темы:

1. Гидролиз солей. Типы гидролиза. Молекулярные и ионные уравнения гидролиза. Ступенчатый гидролиз.
2. Степень гидролиза. Влияние на нее температуры, концентрации раствора и природы соли.
3. Константа гидролиза.
4. Понятие «буферный раствор».
5. Состав и виды буферных растворов.
6. Буферное действие. Опишите процессы, происходящие в буферной системе при добавлении небольших количеств кислоты, щелочи или при разбавлении.
7. Вычисление pH буферных растворов.
8. Буферная емкость.
9. Буферные системы в живом организме.

Примеры решения задач:

Пример 1: Вычислите константу гидролиза, степень гидролиза и pH в 0,1 М растворе ацетата натрия, если $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Решение: Уравнение гидролиза: $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$

$$K_r = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{д.к-ты}}}; \quad K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14}; \quad K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_r = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Степень гидролиза (h) найдем из формулы: $K = C \cdot h^2$;

$$h = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{5,56 \cdot 10^{-10}}{10^{-1}}} = 7,5 \cdot 10^{-5}$$

Из уравнения гидролиза следует, что гидролиз каждого аниона CH_3COO^- дает один гидроксид-ион. Если концентрация гидролизующихся анионов C моль/л, а степень гидролиза h, то образовалось C моль/л ионов OH^- , т.е.

$$[\text{OH}^-] = C \cdot h = 0,1 \cdot 7,5 \cdot 10^{-5} = 7,5 \cdot 10^{-6}$$

Отсюда, концентрация ионов водорода:

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{7,5 \cdot 10^{-6}} = 1,33 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 1,33 \cdot 10^{-10} = 9,88$$

Пример 2: Вычислите pH буферного раствора, содержащего в 1 л 0,1 моль уксусной кислоты и 0,1 моль ацетата натрия, если $K_{\text{дис.}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

Решение: pH кислотного буфера рассчитаем по формуле:

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{к-ты}} - \lg \frac{C_{\text{к-ты}}}{C_{\text{соли}}}$$

$$\text{p}K_{\text{к-ты}} = -\lg K_{\text{дис.к-ты}} = -\lg 1,75 \cdot 10^{-5} = 4,75$$

$$\text{pH} = 4,75 - \lg \frac{0,1}{0,1} = 4,75$$

Пример 3: Вычислите pH буферного раствора, полученного смешиванием 100 мл 0,2 н раствора гидроксида аммония и 100 мл 0,1 н раствора хлорида аммония.

Решение: pH основного буфера рассчитаем по формуле:

$$\text{pH} = 14 - \text{p}K_{\text{осн.}} + \lg \frac{C_{\text{осн.}}}{C_{\text{соли}}}$$

$$K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}; \quad \text{p}K = 4,75$$

$$C_{\text{NH}_4\text{OH}} = 0,1 \text{ моль/л (в буферном растворе)}$$

$$C_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 0,05 \text{ моль/л (в буферном растворе)}$$

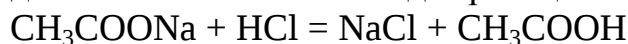
$$\text{pH} = 14 - 4,75 + \lg \frac{0,1}{0,05} = 9,25 + \lg 2 = 9,55$$

Пример 4: Как изменится pH ацетатного буфера, содержащего по 0,1 моль/л уксусной кислоты и ацетата натрия после добавления к нему 0,02 моль соляной кислоты?

Решение: Вычислим pH буферного раствора до прибавления кислоты:

$$\text{pH}_1 = \text{p}K_{\text{к-ты}} - \lg \frac{C_{\text{к-ты}}}{C_{\text{соли}}} = 4,75 - \lg 1 = 4,75$$

При добавлении кислоты пойдет реакция:



Согласно уравнению реакции с 0,02 моль HCl прореагирует 0,02 моль ацетата натрия и образуется столько же, т.е. 0,02 моль, уксусной кислоты. Значит, концентрация соли на 0,02 моль уменьшится, а концентрация кислоты увеличится на 0,02 моль:

$$C_{\text{соли}} = 0,1 - 0,02 = 0,08 \text{ моль/л}$$

$$C_{\text{к-ты}} = 0,1 + 0,02 = 0,12 \text{ моль/л}$$

$$\text{pH}_2 = 4,75 - \lg \frac{0,12}{0,08} = 4,75 - \lg 1,5 = 4,57$$

$$\Delta \text{pH} = \text{pH}_2 - \text{pH}_1 = 4,57 - 4,75 = -0,18,$$

таким образом, pH буферного раствора изменится незначительно.

Выполните задание:

1. Указать, какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: K_2S , $CuCl_2$, KCl , $NaNO_3$, $Zn(NO_3)_2$. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза данных солей.
2. Вычислите константу гидролиза (K_r) и pH раствора хлорида аммония, если концентрация соли 0,01 моль/л. Константа диссоциации $K_d(NH_4OH) = 1,75 \cdot 10^{-5}$.
3. К 100 мл крови для изменения pH от 7,36 до 7,00 надо добавить 3,6 мл соляной кислоты с концентрацией 0,1 моль/л. Какова буферная емкость крови по кислоте?
4. Вычислите концентрацию ионов водорода и pH раствора, в 1 л которого содержится 15 г уксусной кислоты и 20,5 г ацетата натрия ($K_{CH_3COOH} = 1,75 \cdot 10^{-5}$).
5. Смешали 100 мл 0,1 М раствора хлорида аммония и 100 мл 0,2 М раствора гидроксида аммония. Вычислите pH полученной буферной смеси ($K_{NH_4OH} = 1,75 \cdot 10^{-5}$).
6. Вычислите pH раствора, полученного растворением 1,08 г хлорида аммония в 250 мл 0,5 М раствора гидроксида аммония (изменением объема пренебречь).
7. К раствору, полученному смешиванием 200 мл 0,2 М раствора хлорида аммония и 200 мл 0,2 М раствора гидроксида аммония, прибавили 10 мл 0,1 М HCl. Чему равен pH образовавшегося раствора?
- 8.* Рассчитайте pH раствора, полученного растворением 0,02 моль HCl в таком количестве воды, чтобы окончательный объем раствора был равен 1 литру. Сравните найденное значение pH с тем, которое получится, если такое же количество HCl добавить к 1 л смеси, полученной из равных объемов 0,2 М раствора аммиака и 0,2 М раствора хлорида аммония ($K_d(NH_4OH) = 1,75 \cdot 10^{-5}$).
- 9.* Во сколько раз уменьшится концентрация ионов водорода, если к 1 литру 0,2 М раствора уксусной кислоты прибавить 0,1 моля ацетата натрия, у которого степень диссоциации при таком разбавлении равна 80%? Константа диссоциации уксусной кислоты равна $1,75 \cdot 10^{-5}$.

Тема 9: «Коллоидные растворы. Растворы ВМС»

Основные вопросы темы:

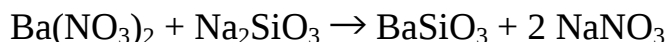
1. Понятие о коллоидных растворах. Лиофобные и лиофильные растворы.
2. Методы получения и очистки коллоидных растворов.
3. Молекулярно-кинетические и оптические свойства коллоидных систем, конус Тиндаля. Нефелометрия.
4. Структура мицеллы: агрегат, ядро, адсорбционный и диффузный слои, гранула.
5. Электротермодинамический и электрокинетический потенциалы, электрофорез, электроосмос.

6. Устойчивость коллоидных растворов (агрегативная и седиментационная). Коагуляция коллоидных растворов, механизм коагуляции, коагуляция электролитами.
7. Привыкание коллоидных растворов, коллоидная защита, пептизация.
8. Сходство и различие коллоидных раствора и растворов ВМС.
9. Классификация ВМС.
10. Свойства растворов ВМС (набухание, вязкость, осмотическое давление, эффект Доннана).
11. Высыливание и денатурация растворов ВМС.
12. Суспензии и эмульсии.

Примеры решения задач

Пример 1: К 30 мл 0,01 М раствора нитрата бария добавили 40 мл 0,005 М раствора силиката натрия. Записать формулу мицеллы образовавшегося коллоидного раствора. К какому электроду при электрофорезе будут перемещаться гранулы золя?

Решение: 1) Запишем уравнение реакции:



2) Определим, какое вещество в избытке. Для этого найдем химические количества нитрата бария и силиката натрия:

$$n(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = \frac{30 \text{ мл} \cdot 0,01 \text{ моль/л}}{1000 \text{ мл}} = 3 \cdot 10^{-4} \text{ моль}$$

$$n(\text{Na}_2\text{SiO}_3) = \frac{40 \text{ мл} \cdot 0,005 \text{ моль/л}}{1000 \text{ мл}} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ моль}$$

Так как по уравнению $n(\text{Na}_2\text{SiO}_3) : n(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 1 : 1$, то $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ – в избытке и является стабилизатором.

3) Определим составные части мицеллы:

$[\text{BaSiO}_3]_m$ – агрегат;

$n\text{Ba}^{2+}$ – потенциалопределяющие ионы;

$2n\text{NO}_3^-$ – противоионы;

Формула мицеллы: $\{[\text{BaSiO}_3]_m \cdot n\text{Ba}^{2+} \cdot (2n - x)\text{NO}_3^-\}^{x+} \cdot x \text{NO}_3^-$.

$n\text{Ba}^{2+} \cdot (2n - x)\text{NO}_3^-$ – адсорбционный слой;

$x \text{NO}_3^-$ – диффузный слой.

Так как гранулы заряжены положительно, то при электрофорезе они будут передвигаться к катоду.

Пример 2: Для коагуляции 100 мл золя гидроксида железа потребовалось 6,73 мл 0,001 н раствора сульфата натрия. Найти порог коагуляции.

Решение: 1) Так как порог коагуляции – количество ммоль электролита, которое нужно добавить к 1 л коллоидного раствора, чтобы произошла явная коагуляция, то:

100 мл золя – 6,73 мл Na_2SO_4

1000 мл — x

$$x = 67,3 \text{ мл} = 0,0673 \text{ л}$$

2) Находим порог коагуляции, т.е. количество ммоль Na_2SO_4 :

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,0673 \cdot 0,001 \cdot 10^3 = 0,0673 \text{ ммоль/л}$$

Пример 3*: К какому электроду будет перемещаться при электрофорезе β -лактоглобулин в буферном растворе, содержащем равные концентрации гидрофосфат и дигидрофосфат ионов, если при $\text{pH} = 5,2$ белок остается на старте, $\text{pK}(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 7,21$?

Решение: 1) Значение pH , при котором молекула белка электронейтральна и при электрофорезе остается на старте, является изоэлектрической точкой, т.е. $\text{pI} = 5,2$.

2) pH буферного раствора определяем по уравнению:

$$\text{pH} = \text{pK}(\text{H}_2\text{PO}_4^-) - \lg \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{HPO}_4^{2-}]},$$

т.к. по условию задачи $[\text{HPO}_4^{2-}] = [\text{H}_2\text{PO}_4^-]$, то:

$$\text{pH} = \text{pK}(\text{H}_2\text{PO}_4^-) - \lg 1 = \text{pK}(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 7,21$$

3) Так как $\text{pH} = 7,21$ больше $\text{pI} = 5,2$, то белок будет заряжаться отрицательно и при электрофорезе будет перемещаться к аноду.

Выполните задание

1. Каково строение мицеллы золя йодида серебра, полученного смешиванием 30 мл раствора иодида калия ($C = 0,006$ моль/л) и 40 мл раствора AgNO_3 ($C = 0,004$ моль/л)?
2. Порог коагуляции золя гидроксида алюминия дихромат ионами равен 0,63 ммоль/л. Какой объем 10%-го раствора дихромата калия ($\rho = 1,07$ г/мл) требуется для коагуляции 1,5 л золя?
3. При $\text{pH} = 6,0$ инсулин при электрофорезе остается на старте. К какому электроду инсулин будет перемещаться при электрофорезе в растворе хлороводородной кислоты с концентрацией 0,001 моль/л?
4. Полимер массой 2 г поместили в склянку с бензином. Через 20 минут полимер вынули из склянки и взвесили, масса стала 2,5 г. Рассчитайте степень набухания полимера в %.
5. Порог коагуляции AlCl_3 для золя оксида мышьяка равен 0,093 ммоль/л. Какой концентрации нужно взять раствор AlCl_3 , чтобы 0,8 мл его хватило для коагуляции 125 мл золя?
6. К 100 мл 0,003 М раствора NaCl добавили 250 мл 0,001 М раствора AgNO_3 . Напишите формулу мицеллы золя. Какой из перечисленных электролитов вызовет коагуляцию этого золя с наименьшим порогом коагуляции: KCl , MgSO_4 , AlCl_3 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$?
- 7.* К какому электроду будут перемещаться молекулы белка ($\text{pI} = 3,0$) в ацетатном буфере, приготовленном из 100 мл раствора ацетата натрия и 100 мл раствора уксусной кислоты с концентрацией 0,01 моль/л, $\text{pK}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$?

- 8.* Смешали равные объёмы 1% растворов хлорида кальция и серной кислоты (плотности приняты равными 1 г/см^3). Напишите формулу мицеллы образовавшегося золя сульфата кальция.

Тема 10: «Строение атома. Химическая связь»

Основные вопросы темы:

1. Электрон, его заряд и масса. Двойственная природа электрона, волновые свойства электрона.
2. Квантово-механическая модель атома. Атомные орбитали (электронные облака).
3. Квантовые числа, характеризующие состояние электрона в атоме (главное, орбитальное, магнитное и спиновое). Принцип наименьшей энергии, принцип Паули и емкость электронных уровней. Правило Клечковского.
4. Строение электронных оболочек многоэлектронных атомов. Электронные формулы и электронно-графические схемы атомов. Правило Хунда.
5. Природа химической связи. Характеристики химической связи: длина и энергия связи, валентный угол. Понятие об энергии ионизации, сродстве к электрону, электроотрицательности.
6. Ковалентная связь. неполярные и полярные молекулы (диполи). Длина диполя, дипольный момент.
7. Свойства ковалентной связи. Основные положения метода валентных связей (ВС). Направленность ковалентной связи, σ - и π -связи. Гибридизация атомных орбиталей.
8. Донорно-акцепторная (координационная) связь. Механизм образования связи.
9. Ионная связь, характеристика ионной связи.
10. Водородная связь: внутримолекулярная и межмолекулярная. Значение водородной связи.
11. Силы межмолекулярного взаимодействия (ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие).

Примеры решения задач:

Пример 1: Скорость движения электрона равна $2 \cdot 10^9$ м/с. Рассчитайте длину волны электрона.

Решение: Зависимость между скоростью движения электрона и длиной его волны выражается уравнением Л. де Бройля:

$$\lambda = \frac{h}{m v},$$

где h – постоянная Планка, равная $6,6210^{-34}$ Дж·с;

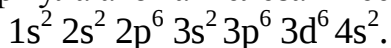
m – масса электрона, равная $9,110^{-31}$ кг.

Отсюда:

$$\lambda = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{9,1 \cdot 10^{-31} \cdot 2 \cdot 10^9} = 3,63 \cdot 10^{-13} \text{ м}$$

Пример 2: Написать электронную формулу атома железа. Показать распределение электронов на d-подуровне.

Решение: Электронная формула атома железа имеет вид:



На d-подуровне электроны расположены в соответствии со схемой:

↑↓	↓	↓	↓	↓
----	---	---	---	---

Пример 3: Какой подуровень заполняется электронами в атоме после заполнения 3d-подуровня?

Решение: Уровни и подуровни заполняются электронами в порядке возрастания числа K , которое является суммой значений главного и орбитального квантовых чисел: $K = n + l$.

Для 3d-подуровня оно будет равно: $K = 3 + 2 = 5$. Такое же значение числа K имеют подуровни 4p ($K = 4 + 1 = 5$) и 5s ($K = 5 + 0 = 5$). Однако состоянию 4p отвечает меньшее значение n ($n = 4$). Поэтому подуровень 4p будет заполняться электронами раньше, чем 5s. Следовательно, после заполнения электронами подуровня 3d будет заполняться подуровень 4p.

Пример 4: Какие значения принимают главное, орбитальное и магнитное квантовые числа для электрона, находящегося на 3s орбитали?

Решение: Так как в обозначении орбитали на первое место ставится значение главного квантового числа, то оно в данном случае равно 3. s-подуровню соответствует значение орбитального квантового числа, равное 0. Поэтому магнитное квантовое число может принимать только одно значение 0. Спин электрона, находящегося на 3s-орбитали, как и на любой другой, может принимать 2 значения:

$$+ \frac{1}{2} \left(\frac{h}{2\pi} \right) \text{ или } - \frac{1}{2} \left(\frac{h}{2\pi} \right).$$

Пример 5: Вычислите длину связи в молекуле HCl, если межъядерное расстояние в молекуле H₂ равно $7,4 \cdot 10^{-11}$ м, а в молекуле Cl₂ равно $1,99 \cdot 10^{-10}$ м.

Решение: Для приближенной оценки длины ковалентной связи (d) в молекуле A-B используют формулу:

$$d(A-B) = \frac{d(A-A) + d(B-B)}{2},$$

где: $d(A-B)$ – длина связи в молекуле A-B;

$d(A-A)$ и $d(B-B)$ – длина связей в молекулах A₂ и B₂.

Отсюда получаем:

$$d(H-Cl) = \frac{7,4 \cdot 10^{-11} + 1,99 \cdot 10^{-10}}{2} = 1,37 \cdot 10^{-10} \text{ м.}$$

Пример 6: Какие орбитали участвуют в образовании молекул H₂ и O₂? Какой тип связи в этих молекулах?

Решение: Валентными в атомах водорода являются 1s-атомные орбитали. Перекрывание их при образовании молекулы водорода происходит по σ -типу ковалентной связи. В атомах кислорода валентными являются 2p-орбитали. При образовании молекулы кислорода одна пара орбиталей перекрывается по типу σ , а вторая по типу π -связи.

Пример 7: Пользуясь шкалой электроотрицательности вычислите разность значений электроотрицательности атомов для связи Н-О и для связи О-Сl в молекуле НОСl. Какая из этих связей является более полярной? Каков характер диссоциации молекул НОСl в водном растворе?

Решение: Разность электроотрицательности атомов равна:

для связей Н-О: $3,5 - 2,1 = 1,4$;

для связи О-Сl: $3,5 - 2,83 = 0,67$.

Видно, что более полярной будет связь Н-О и поэтому молекулы НОСl в водном растворе диссоциируют по кислотному типу:

$\text{НОСl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{ОСl}^-$ (при диссоциации разрывается более полярная связь).

Выполните задание:

1. Рассчитайте длину волны де-Бройля для молекулы фтора, движущейся со скоростью 500 м/с.
2. Напишите электронную формулу атома титана. Чему равно главное, орбитальное и магнитное квантовое число электрона, находящегося на 4s-подуровне?
3. Какие значения может принимать орбитальное квантовое число, если n равно 3; магнитное квантовое число, если $l = 2$?
4. Какой из подуровней заполняется электронами раньше: 5p или 4d? Ответ мотивируйте.
5. Почему медь имеет меньший атомный объем, чем калий, расположенный в той же группе и в том же периоде?
6. Объясните, почему хлор и марганец помещают в одной группе периодической системы, но в разных подгруппах.
7. Рассчитайте длину связи в молекуле NO, если межъядерное расстояние в молекулах N_2 и O_2 равны соответственно $1,09 \cdot 10^{-10}$ м и $1,2 \cdot 10^{-10}$ м.
8. Объясните с позиций метода валентных связей электронную структуру молекул N_2 и Cl_2 . Укажите типы связей между атомами в этих молекулах.
9. Какая из связей наиболее полярна: Н-Ф, Н-Сl, Н-И. Куда смещается электронная плотность?
10. Опишите с позиций метода валентных связей электронное строение молекулы BF_3 . Составьте электронно-графическую схему образования этой молекулы.
11. Объясните, почему при обычных условиях вода – жидкость, а сероводород – газ, хотя кислород и сера – элементы одной группы?
12. Эффективный заряд атома углерода в связи С-Н равен 0,07 от заряда электрона. Дипольный момент связи С-Н равен $1,67 \cdot 10^{-30}$ Кл·м. Вычислите длину диполя.

Тема 11: «Комплексные соединения»

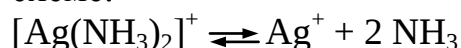
Основные вопросы темы:

1. Понятие «комплексные соединения».
2. Особенности структуры комплексных соединений. Комплексообразователь, лиганды (адденды), координационное число, внутренняя координационная сфера комплексного соединения, внешняя сфера. Циклические комплексные соединения. Хелаты.
3. Природа химической связи в комплексных соединениях.
4. Поведение комплексных соединений в растворе: электролитическая диссоциация, реакции обмена. Константа нестойкости и константа устойчивости комплексного иона.
5. Номенклатура комплексных соединений.
6. Биологическая роль комплексных соединений.

Примеры решения задач:

Пример 1: Вычислить концентрацию ионов серебра в 0,1 М растворе $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$, содержащем 1 моль/л аммиака. Константа нестойкости иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ составляет $6,8 \cdot 10^{-8}$.

Решение: Ионы серебра образуются при диссоциации комплексного иона по схеме:



В присутствии избытка аммиака равновесие диссоциации смещено влево настолько, что количеством молекул NH_3 , образующихся при этом, можно пренебречь. Равновесную концентрацию аммиака в растворе можно принять равной 1 моль/л, а концентрацию ионов $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ можно принять равной 0,1 моль/л. Концентрацию ионов серебра выразим из константы нестойкости комплексного иона:

$$K_{\text{нест.}} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]} = 6,8 \cdot 10^{-8}.$$

Отсюда:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_{\text{нест.}} \cdot [[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{6,8 \cdot 10^{-8} \cdot 10^{-1}}{1^2} = 6,8 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л}$$

Пример 2: Эмпирическая формула соли $\text{CrCl}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$. Считая, что координационное число хрома равно 6, вычислите, какой объем 0,1 М раствора нитрата серебра необходим для осаждения ионов, содержащихся в 200 мл 0,01 М раствора комплексного соединения. Считать, что вся вода, входящая в состав соли, находится во внутренней сфере.

Решение: 1. Так как вся вода находится во внутренней сфере и координационное число 6, формула комплексного соединения:

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$, т.е. 2/3 хлора находится во внешней сфере.

2. Рассчитаем, количество соли, которое содержится в 200 мл 0,01 М раствора:

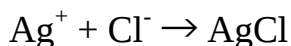
$$\begin{array}{lcl} 1000 \text{ мл} & \text{—————} & 0,01 \text{ моль} \\ 200 \text{ мл} & \text{—————} & x \text{ моль} \end{array} \quad x = 0,002 \text{ моль}$$

3. Найдем количество ионов хлора во внешней сфере:

из 1 моль соли образуется 2 моль Cl^- согласно уравнению диссоциации: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \rightleftharpoons [\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]^{2+} + 2 \text{Cl}^-$

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ моль} & \text{—————} & 2 \text{ моль } \text{Cl}^- \\ 0,002 & \text{—————} & x \end{array} \quad x = 0,004 \text{ моль}$$

4. Осаждение ионов хлора идет согласно уравнению:



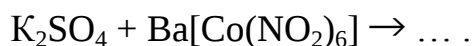
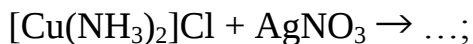
1 моль ионов хлора осаждается 1 моль ионов серебра, значит, для осаждения 0,004 моль Cl^- необходимо такое же количество Ag^+ .

5. Найдем объем раствора:

$$\begin{array}{lcl} 1000 \text{ мл} & \text{—————} & 0,1 \text{ моль} \\ x & \text{—————} & 0,004 \end{array} \quad x = 40 \text{ мл}$$

Выполните задание:

1. Назовите составные части комплексного соединения $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.
2. Определите заряд комплексообразователя и укажите его координационное число в следующих соединениях: $\text{K}[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Br}_4]$, $\text{K}_2[\text{Be}(\text{SO}_4)_2]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Br}_2]\text{Br}_2$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$.
3. Закончить уравнение реакций: $\text{CuSO}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \dots$;



4. Составить уравнения диссоциации комплексных соединений и записать выражения для констант нестойкости комплексных ионов:
 - а) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}$;
 - б) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$
5. Написать формулы перечисленных комплексных соединений:
 - а) тетрахлородиаминоплатина;
 - б) хлорид гексааминникеля (II);
 - в) трифторгидроксобериллат магния.
6. Рассчитайте концентрацию цианид-иона в 0,1 М растворе $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Общая константа нестойкости комплексного иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = 10^{-31}$. Оцените возможность отравления этим раствором, если опасность представляют растворы, концентрация цианид-иона в которых не ниже 10^{-7} моль/л. Летальная доза цианида составляет 20 мг.
7. Вычислите концентрацию ионов Ag^+ в 0,1 М растворе комплексной соли $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$. Общая константа нестойкости $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- = 10^{-25}$. Будет ли раствор обладать бактерицидным действием, если нижний предел бактерицидного действия Ag^+ оценивается концентрацией порядка 10^{-9} г/л?

- 8*. Растворы солей кадмия образуют со щелочами осадок гидроксида кадмия $\text{Cd}(\text{OH})_2$, а с сероводородом – осадок сульфида кадмия CdS . Чем объяснить, что при добавлении щелочи к 0,05М раствору $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, содержащему 0,1 моль/л KCN , осадок не образуется, тогда как при пропускании через этот раствор сероводорода выпадает осадок CdS ? Константу нестойкости иона $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ принять равной $7,8 \cdot 10^{-27}$. $\text{PP}(\text{Cd}(\text{OH})_2) = 4,5 \cdot 10^{-15}$; $\text{PP}(\text{CdS}) = 8 \cdot 10^{-27}$.

Тема 12: «Окислительно-восстановительные реакции»

Основные вопросы темы:

1. Степень окисления. Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители.
2. Электронная теория окислительно-восстановительных реакций (окислитель, восстановитель, процесс окисления, процесс восстановления).
3. Классификация окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярные, внутримолекулярные, реакции диспропорционирования.
4. Подбор коэффициентов методом электронного баланса.
5. Вычисление эквивалентных масс окислителей и восстановителей.
6. Окислительно-восстановительные процессы в живом организме.
7. Электродные и окислительно-восстановительные потенциалы. Уравнение Нернста.
8. Направление протеканий окислительно-восстановительных реакций.

Примеры решения задач:

Пример 1: Оценить возможность протекания реакции: $2 \text{Fe}^{3+} + \text{Sn}^{2+} \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+} + \text{Sn}^{4+}$, используя стандартные электродные потенциалы.

Решение: По справочным таблицам найдем потенциалы для электродов: $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ В}$; $E^\circ(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = 0,15 \text{ В}$.

Вычислим ЭДС (ΔE) реакции:

$$\Delta E = E^\circ_{(\text{окислителя})} - E^\circ_{(\text{восстановителя})}$$

Окислителем будет тот электрод, у которого алгебраическая величина потенциала выше. Значит:

$$\Delta E = E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) - E^\circ(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = 0,77 - 0,15 = 0,62 \text{ В}.$$

Реакция возможна, т.к. ЭДС – величина положительная.

Пример 2: Вычислите ЭДС серебряно-кадмиевого гальванического элемента, в котором активные концентрации ионов Ag^+ и Cd^{2+} соответственно равны 0,1 и 0,005 моль/л.

Решение: Рассчитаем потенциалы отдельных элементов:

$$E(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = E^\circ + \frac{0,059}{1} \lg 0,1 = 0,8 - 0,059 = 0,74 \text{ В}$$

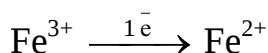
$$\begin{aligned} E(\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}) &= E^\circ + \frac{0,059}{2} \lg 0,005 = -0,40 + \frac{0,059}{2} \lg 5 \cdot 10^{-3} = \\ &= -0,40 - 0,068 = -0,47 \text{ В} \end{aligned}$$

$$\Delta E = 0,74 - (-0,47) = 1,21 \text{ В}$$

Пример 3: Рассчитать ЭДС гальванического элемента, образованного двумя окислительно-восстановительными электродами: $(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})$ и $(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+})$, если концентрации ионов составили (моль/л): $C(\text{Fe}^{3+}) = 0,2$; $C(\text{Fe}^{2+}) = 0,02$; $C(\text{MnO}_4^-) = 0,05$; $C(\text{Mn}^{2+}) = 0,5$; $\text{pH} = 2$, а стандартные окислительно-восстановительные потенциалы равны: $E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0,771 \text{ В}$, $E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1,51 \text{ В}$

Решение: 1) Запишем формулу Нернста для данных окислительно-восстановительных потенциалов и сделаем расчет:

$$E = E^\circ + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]};$$



$$E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} + \frac{0,059}{1} \lg \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} = 0,771 + 0,059 \lg \frac{0,2}{0,02} = 0,83 \text{ В}$$



$$E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} + \frac{0,059}{5} \lg \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]} = 1,51 + \frac{0,059}{5} \lg \frac{0,05 \cdot (10^{-2})^8}{0,5} =$$

$$= 1,51 - 0,22 = 1,31 \text{ В}$$

2) Найдем э.д.с. реакции по формуле:

$$\Delta E = E_{\text{ок}} - E_{\text{в}} = E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} - E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 1,31 - 0,83 = 0,48 \text{ В}.$$

Выполните задание:

- Какие из реакций являются окислительно-восстановительными? Укажите окислитель и восстановитель.
 - $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2 + \text{ZnSO}_4$;
 - $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$;
 - $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$.
- Подобрать коэффициенты в приведенных уравнениях методом электронного баланса:
 - $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$;
 - $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

Указать тип окислительно-восстановительной реакции, окислитель и восстановитель.

3. Какие из приведенных веществ могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительные свойства: MnCl_2 , KMnO_4 , KClO_4 , KI , S , I_2 , HNO_2 , H_2S , H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , MnO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2SO_3 , CO , Al , Fe^{2+} ?
4. Рассчитайте константу равновесия, свободную энергию Гиббса и определите направление смещения равновесия при 25°C в реакции:

$$\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightleftharpoons \text{Cu} + \text{Fe}^{2+},$$
если $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ В}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ В}$.
5. Для стерилизации сточных вод используют два химических метода: хлорирование и озонирование. Какой из реагентов – хлор или озон, оказывают более сильное воздействие на бактерии? $E^\circ_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} = 1,36 \text{ В}$; $E^\circ_{\text{O}_3/\text{O}_2} = 2,03 \text{ В}$.
6. В каком направлении данная окислительно-восстановительная реакция протекает самопроизвольно при стандартных условиях:

$$2 \text{KF} + 2 \text{FeCl}_3 \rightleftharpoons \text{F}_2 + 2 \text{FeCl}_2 + 2 \text{KCl},$$
если $E^\circ_{\text{F}_2/2\text{F}^-} = +2,77 \text{ В}$, $E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = +0,77 \text{ В}$? Рассчитайте ЭДС этой реакции.
- 7.* Определите, какая из реакций пойдет в первую очередь в кислой среде при добавлении KMnO_4 к смеси Na_2SO_3 и NaNO_2 , если $E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = +1,51 \text{ В}$,
 $E^\circ_{\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_3^{2-}} = +0,22 \text{ В}$, $E^\circ_{\text{NO}_3^-/\text{NO}_2^-} = +0,8 \text{ В}$.
- 8.* Допустимо ли одновременное введение внутрь больному животному NaNO_2 и KI (среда в желудке кислая), $E^\circ_{\text{NO}_2^-/\text{NO}} = +1,0 \text{ В}$, $E^\circ_{\text{I}_2/2\text{I}^-} = 0,54 \text{ В}$? Ответ обоснуйте.

Тема 13: «Элементы групп I-A и II-A»

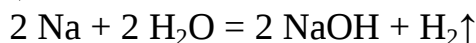
Основные вопросы темы:

1. Общая характеристика элементов. Строение атомов, валентность, характерные степени окисления.
2. Физические и химические свойства металлов I-A группы.
3. Кислородные соединения элементов группы I-A, их свойства. Щелочи, их свойства и получение.
4. Соли щелочных металлов. Калийные удобрения. Аналитические реакции на Na^+ , K^+ .
5. Физические и химические свойства водорода, его получение и применение. Вода, ее роль в живом организме. Пероксид водорода.
6. Свойства металлов группы II-A.
7. Оксиды, гидроксиды, соли элементов группы II-A.
8. Аналитические реакции на Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} , Mg^{2+} . Жесткость воды: карбонатная (временная) и постоянная, общая жесткость: способы определения и устранения.
9. Биологическая роль элементов групп I-A и II-A, использование их соединений в медицине, ветеринарии, сельском хозяйстве.

Примеры решения задач:

Пример 1: Натрий массой 4,6 г опустили в воду массой 100 г. Рассчитайте массовую долю щелочи в образовавшемся растворе.

Решение: а) Натрий реагирует с водой с выделением водорода и образованием в растворе щелочи:



б) Найдем химическое количество натрия:

$$n(\text{Na}) = \frac{4,6 \text{ г}}{23 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}$$

в) Найдем массу щелочи:

$$\begin{aligned} n(\text{NaOH}) &= n(\text{Na}) = 0,2 \text{ моль}; \\ m(\text{NaOH}) &= 40 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ моль} = 8 \text{ г} \end{aligned}$$

г) Рассчитаем массу выделившегося водорода:

$$\begin{aligned} n(\text{H}_2) &= \frac{1}{2} n(\text{Na}) = 0,1 \text{ моль}; \\ m(\text{H}_2) &= 0,1 \text{ моль} \cdot 2 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ г} \end{aligned}$$

д) Определим массу образовавшегося раствора:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{Na}) - m(\text{H}_2) = 100 \text{ г} + 4,6 \text{ г} - 0,2 \text{ г} = 104,4 \text{ г}$$

е) Найдем массовую долю NaOH в полученном растворе:

$$\omega(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH}) / m(\text{р-ра}) = 8,0 \text{ г} / 104,4 \text{ г} = 0,076 \text{ или } 7,6\%$$

Пример 2: Хлорид кальция используется в медицине и ветеринарии в виде раствора с массовой долей CaCl_2 7%. Рассчитайте массу кристаллогидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ и воды, необходимых для приготовления такого раствора массой 500 г.

Решение: а) Рассчитаем массу безводного хлорида кальция, содержащегося в растворе массой 500 г и его химическое количество:

$$m(\text{CaCl}_2) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega(\text{CaCl}_2) = 500 \text{ г} \cdot 0,07 = 35 \text{ г};$$

$$n(\text{CaCl}_2) = \frac{35}{111 \text{ г/моль}} = 0,315 \text{ моль}$$

б) Рассчитаем массу кристаллогидрата, в котором содержится CaCl_2 массой 35 г, зная, что $n(\text{CaCl}_2) = n(\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O})$:

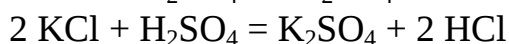
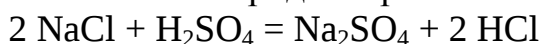
$$m(\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}) = M(\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}) \cdot n(\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}) = 219 \cdot 0,315 = 69,05 \text{ г}$$

в) Рассчитаем массу воды, необходимую для приготовления раствора:

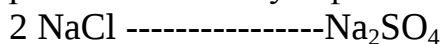
$$m(\text{H}_2\text{O}) = 500 - 69,05 = 430,95 \text{ г}$$

Пример 3*: Смесь хлорида натрия и хлорида калия массой 6,4 г обработали концентрированной серной кислотой. Общая масса полученных сульфатов натрия и калия равна 7,6 г. Какова массовая доля хлорида натрия в исходной смеси?

Решение: а) При обработке смеси хлоридов серной кислотой протекают реакции:



б) Обозначим массу хлорида натрия в смеси x г и найдем массу образовавшегося сульфата натрия (m_1):



2 моль

1 моль

$$\begin{array}{ccc} 117 \text{ г} & \text{-----} & 142 \text{ г} \\ x & \text{-----} & m_1 \end{array} \quad m_1 = (1,214 \cdot x) \text{ г}$$

в) Если масса NaCl в смеси x г, то масса хлорида калия будет равна $(6,4 - x)$ г. Рассчитаем массу (m_2) образовавшегося сульфата калия:

$$\begin{array}{ccc} 2 \text{ KCl} & \text{-----} & \text{K}_2\text{SO}_4 \\ 2 \text{ моль} & & 1 \text{ моль} \\ 149 \text{ г} & \text{-----} & 174 \text{ г} \\ (6,4 - x) & \text{-----} & m_2 \end{array} \quad m_2 = (7,474 - 1,167 x) \text{ г}$$

По условиям задачи $m_1 + m_2 = 7,6$ г. Подставим значение m_1 и m_2 и рассчитаем x :

$$1,214 x + (7,474 - 1,167 x) = 7,6$$

Отсюда $x = 2,681$ г (масса NaCl).

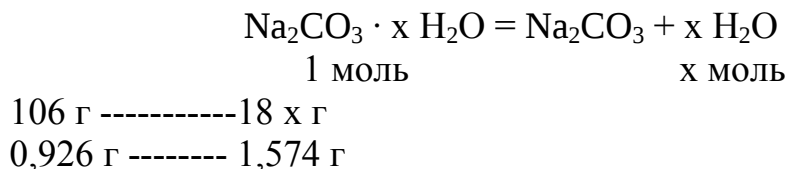
$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{смеси})} = \frac{2,681 \text{ г}}{6,4 \text{ г}} = 0,4189$$

Пример 4*: Кристаллогидрат карбоната натрия массой 2,5 г прокалили до удаления кристаллизационной воды. Масса сухого остатка составила 0,926 г. Выведите химическую формулу кристаллогидрата.

Решение: а) Кристаллогидраты – кристаллические вещества, содержащие химически связанные молекулы воды. Рассчитаем массу выделившейся воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{кристал-та}) - m(\text{безв. соли}) = 2,5 \text{ г} - 0,926 \text{ г} = 1,574 \text{ г}$$

б) Пусть формула кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. По уравнению реакции рассчитаем массу воды, приходящейся на 1 моль безводной соли:



Решаем пропорцию относительно x и находим $x = 10$. Значит, формула кристаллогидрата: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$.

Выполните задание:

1. Раствор хлорида кальция применяется в ветеринарии в качестве кровоостанавливающего и противоаллергического средства. Какова массовая доля и молярная концентрация раствора, если для приготовления лекарственного препарата 80 г CaCl_2 растворили в 600 мл воды ($\rho = 1,083$ г/мл)? Определите массу катионов кальция, поступающих в организм лошади при введении 50 мл такого раствора.
2. Вычислите, какую массу раствора с массовой долей хлорида натрия 20% необходимо добавить к воде объемом 80 мл для получения изотонического раствора ($\omega(\text{NaCl}) = 0,9\%$).

3. Кусочек бария опустили в воду массой 200 г. Объем выделившегося газа составил 4,48 л (н.у.). Рассчитайте массу взятого металла и массовую долю щелочи в полученном растворе.
4. В ветеринарной практике широко используется хлорид кальция. Сколько потребуется граммов кристаллического $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и воды для приготовления 200 мл 3%-го раствора в расчете на безводную соль ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$)?
5. Какой объем водорода (н.у.) выделится при действии избытка воды на смесь кальция и гидрида кальция массой 700 г, если массовая доля CaH_2 в этой смеси 90%?
- 6.* Металлический натрий массой 5,52 г сожгли в избытке кислорода, в результате чего образовалась смесь оксида и пероксида натрия массой 9,04 г. Рассчитайте массовую долю пероксида натрия в полученной смеси.
- 7.* Исследуемое вещество может быть гидроксидом калия или натрия. Для нейтрализации 1,1 г этого вещества потребовалось 31,4 мл 0,86 н раствора HCl . Что это за вещество и сколько оно содержит примесей?
- 8.* В каком массовом отношении надо смешать аммиачную селитру, калийную селитру и гидрофосфат калия, чтобы в полученном сложном удобрении отношение масс оксида фосфора (V), оксида калия и азота было равно 1:3:1?
- 9.* Рассчитайте, сколько надо внести на 10 га посевов кукурузы калийной селитры, аммиачной селитры и гидрофосфата калия, если при урожайности 30 ц с 1 га вынос на 1 т товарного урожая $\text{N}_2 - 34 \text{ кг}$, $\text{P}_2\text{O}_5 - 12 \text{ кг}$, $\text{K}_2\text{O} - 37 \text{ кг}$, а коэффициент использования питательных веществ удобрений следующий: азота – 40%, оксида фосфора $\text{P}_2\text{O}_5 - 30\%$, оксида калия $\text{K}_2\text{O} - 50\%$.
- 10.* Смеси нитратов натрия и калия массой 5,74 г прокалили до прекращения выделения газа, объем которого составил 0,672 л (н.у.). Рассчитайте массовую долю нитрата калия в смеси.
- 11.* Кристаллогидрат сульфата магния, используемый в медицине и ветеринарии, массой 4,92 г прокалили до прекращения выделения воды, масса которой составила 2,52 г. Установите химическую формулу кристаллогидрата.

Тема 14: «Элементы групп III-A и IV-A»

Основные вопросы темы:

1. Общая характеристика элементов. Строение атомов, валентность, характерные степени окисления.
2. Бор, его свойства. Бороводороды. Оксид бора, борная кислота, бораты.
3. Алюминий, его свойства и получение. Амфотерность оксида и гидроксида алюминия. Алуминаты. Квасцы.
4. Аллотропия углерода (алмаз, графит, карбин). Химические свойства углерода. Карбиды.
5. Оксиды углерода, их свойства и получение. Карбонилы. Угольная кислота и её соли.

6. Свойства кремния. Оксиды кремния, кремниевые кислоты и их соли. Водородные соединения кремния.
7. Биологическая роль элементов групп IIIA и IVA. Использование их соединений в медицине, ветеринарии, сельском хозяйстве.

Примеры решения задач:

Пример 1: Смесь оксида углерода (II) и оксида углерода (IV) объемом 5 л пропустили через раствор, содержащий избыток гидроксида кальция. Масса образовавшегося осадка равна 2,5 г. Рассчитайте объемную долю оксида углерода (II) в исходной смеси.

Решение: а) При пропускании газовой смеси через раствор гидроксида кальция протекает реакция: $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$, в результате которой образуется малорастворимый карбонат кальция. Оксид углерода (II) в реакцию с Ca(OH)_2 не вступает.

б) Найдем химическое количество CaCO_3 :

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = \frac{2,5 \text{ г}}{100 \text{ г/моль}} = 0,025 \text{ моль}$$

в) Определим объем CO_2 :

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{CaCO}_3) = 0,025 \text{ моль}$$

$$V(\text{CO}_2) = 0,025 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 0,56 \text{ л}$$

г) Рассчитаем объем оксида углерода (II) в исходной смеси:

$$V(\text{CO}) = V(\text{смеси}) - V(\text{CO}_2) = 5,0 \text{ л} - 0,56 \text{ л} = 4,44 \text{ л}$$

г) Рассчитаем объемную долю CO в исходной смеси:

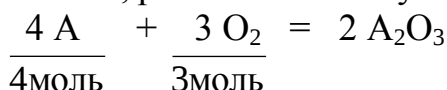
$$\varphi(\text{CO}) = \frac{V(\text{CO})}{V(\text{смеси})} = \frac{4,44}{5,0} = 0,888 = 88,8\%$$

Пример 2: При сгорании в избытке кислорода простого вещества массой 0,88 г образовался оксид A_2O_3 массой 2,8 г. О каком простом веществе идет речь?

Решение: а) Зная массу простого вещества и массу образовавшегося оксида, найдем массу вступившего в реакцию кислорода:

$$m(\text{O}_2) = m(\text{A}_2\text{O}_3) - m(\text{A}) = 2,8 \text{ г} - 0,88 \text{ г} = 1,92 \text{ г}$$

б) По уравнению реакции 4 моль простого вещества реагирует с 3 моль кислорода. Исходя из этого, рассчитаем массу 4 моль вещества А:



$$x \text{ г} \text{ ————— } 96 \text{ г}$$

$$0,88 \text{ г} \text{ ————— } 1,92 \text{ г}$$

$$x = \frac{0,88 \cdot 96}{1,92} = 44 \text{ г}$$

в) Зная массу вещества в количестве 4 моль, рассчитаем массу 1 моль А:

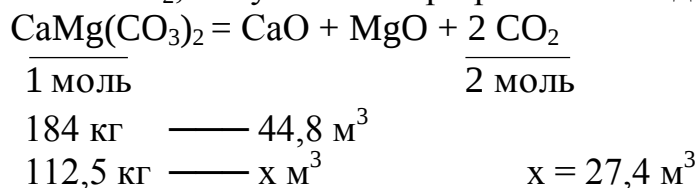
$$M(\text{A}) = \frac{m(\text{A})}{n(\text{A})} = \frac{44 \text{ г}}{4 \text{ моль}} = 11 \text{ г/моль. Элемент А – бор (В).}$$

Пример 3: Природный минерал доломит имеет состав $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$. Какой объем (н.у.) оксида углерода (IV) можно получить при разложении 150 кг руды, массовая доля доломита в которой составляет 75%?

Решение: а) Рассчитаем массу чистого доломита в руде:

$$m(\text{долом}) = m(\text{руды}) \cdot \omega(\text{долом}) = 150 \text{ кг} \cdot 0,75 = 112,5 \text{ кг}$$

б) Рассчитаем объем CO_2 , полученного при разложении доломита:



Пример 4: Смесь углерода и кремния массой 12,5 г обработали избытком раствора гидроксида калия. Объем выделившегося газа составил 8,96 л (н.у.). Рассчитайте массовые доли компонентов в исходной смеси.

Решение: а) При обработке смеси кремния и углерода раствором щелочи в реакцию вступает лишь кремний. Выделяющийся газ-водород:



б) Найдем химическое количество H_2 :

$$n(\text{H}_2) = \frac{8,96 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,4 \text{ моль}$$

в) Найдем массу кремния:

$$\begin{aligned} n(\text{Si}) &= \frac{1}{2} n(\text{H}_2) = 0,2 \text{ моль}; \\ m(\text{Si}) &= 0,2 \text{ моль} \cdot 28 \text{ г/моль} = 5,6 \text{ г} \end{aligned}$$

г) Рассчитаем массовую долю кремния в смеси:

$$\omega(\text{Si}) = m(\text{Si}) / m(\text{смеси}) = 5,6 \text{ г} / 12,5 \text{ г} = 0,448 = 44,8\%$$

Пример 5*: Элемент X образует 2 оксида: XO и XO_2 . Массовая доля кислорода в оксиде XO_2 в 1,694 раза больше массовой доли кислорода в оксиде XO . Какой элемент образует данные оксиды?

Решение: Запишем выражение массовой доли кислорода в оксидах, обозначив атомную массу неизвестного элемента A:

$$\text{Для } \text{XO}_2: w_1(\text{O}) = \frac{2 \cdot 16}{2 \cdot 16 + A};$$

$$\text{Для } \text{XO}: w_2(\text{O}) = \frac{1 \cdot 16}{1 \cdot 16 + A}.$$

По условию задачи w_1 больше w_2 в 1,694 раза: $\frac{w_1}{w_2} = 1,694$

Подставим в это уравнение значения w_1 и w_2 и найдем A:

$$\frac{\frac{32}{32+A}}{\frac{16}{16+A}} = \frac{32(16+A)}{16(32+A)} = 1,694$$

Отсюда $A = 72,5$. Элемент – германий.

Выполните задание:

1. Борная кислота, используемая в медицине и ветеринарии, образуется при обработке тетрабората натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ серной кислотой. Рассчитайте, какой объем раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 35% и плотностью 1,26 г/мл необходим для получения борной кислоты массой 200 г.
2. При обработке доломита $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ массой 8 г избытком соляной кислоты выделился углекислый газ объемом 1,93 л (н.у.). Рассчитайте массовую долю кальция в данном образце доломита.
- 3.* Смесь оксида алюминия и алюминия массой 4,2 г обработали избытком раствора NaOH . Объем выделившегося водорода (н.у.) составил 3,36 л. Рассчитайте массовую долю оксида алюминия в исходной смеси.
- 4.* Элемент X образует оксид X_2O_3 и хлорид XCl_3 . Массовая доля элемента X в оксиде больше его массовой доли в хлориде в 3,357 раз. О каком элементе идет речь?
- 5.* Навеску 0,1585 г известняка растворили в соляной кислоте и обработали избытком щавелевой кислоты. Полученный осадок отделили, промыли и растворили в серной кислоте. На титрование последнего раствора было затрачено 28,75 мл раствора KMnO_4 с $T = 0,0285$ г/мл. Рассчитайте содержание в навеске CaCO_3 .
- 6.* При взаимодействии определенного количества некоторого металла с 20%-ным раствором серной кислоты объемом 214,91 мл ($\rho = 1,14$ г/мл) образовался 22,53%-ный раствор сульфата. Металл и серная кислота взяты в стехиометрических соотношениях. Это же количество металла полностью взаимодействует с раствором гидроксида натрия массой 80 г. Рассчитайте массовую долю образующегося при этом вещества. Какой взят металл?

Тема 15: «Элементы группы V-A»**Основные вопросы темы:**

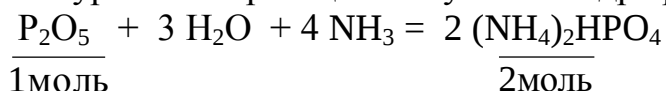
1. Общая характеристика элементов. Строение атомов, валентность и степени окисления.
2. Азот, его физические и химические свойства, получение.
3. Аммиак, его свойства, получение и применение. Соли аммония. Аналитические реакции на NH_4^+ .
4. Оксиды азота, их свойства. Азотистая кислота и её соли. Химические свойства азотной кислоты, её получение и применение. Нитраты, их свойства. Аналитические реакции на NO_2^- , NO_3^- .
5. Аллотропия фосфора. Свойства белого и красного фосфора.
6. Важнейшие соединения фосфора: оксиды фосфора, фосфорные кислоты, фосфаты, и их свойства. Аналитические реакции на PO_4^{3-} . Водородные соединения фосфора, фосфины.

7. Биологическая роль азота и фосфора. Использование их соединений в медицине, ветеринарии, сельском хозяйстве. Минеральные удобрения, кормовые добавки.
8. Мышьяк, оксиды мышьяка, кислоты. Токсичность соединений мышьяка.

Примеры решения задач:

Пример 1: В качестве минерального удобрения и кормовой добавки используется гидрофосфат аммония. Рассчитайте массовую долю связанного оксида фосфора (V) в этом соединении.

Решение: а) Составим уравнение реакции получения гидрофосфата аммония:



Можно считать, что 1 моль оксида фосфора содержится в 2 моль соли.

б) Рассчитаем массы 1 моль оксида фосфора (V) и 2 моль гидрофосфата аммония:

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = M(\text{P}_2\text{O}_5) \cdot n(\text{P}_2\text{O}_5) = 1 \text{ моль} \cdot 142 \text{ г/моль} = 142 \text{ г}$$

$$m((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) = 132 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 264 \text{ г}$$

в) Рассчитаем массовую долю связанного оксида фосфора (V):

$$\omega(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{m(\text{P}_2\text{O}_5)}{m((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4)} = \frac{142 \text{ г}}{264 \text{ г}} = 0,5378 = 53,78\%$$

Пример 2: Из костной муки массой 500 г получена фосфорная кислота массой 294 г. Определите массовую долю фосфора в костной муке.

Решение: Для того чтобы найти массовую долю фосфора, нужно знать его массу.

а) Найдем массу фосфора в фосфорной кислоте массой 294 г:

1) Найдем химическое количество H_3PO_4 :

$$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{294 \text{ г}}{98 \text{ г}} = 3 \text{ моль}$$

2) Определим массу фосфора:

$$n(\text{P}) = n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 \text{ моль};$$

$$m(\text{P}) = 31 \text{ г/моль} \cdot 3 \text{ моль} = 93 \text{ г}.$$

б) Рассчитаем массовую долю фосфора в костной муке:

$$w(\text{P}) = \frac{m(\text{P})}{m(\text{муки})} = \frac{93 \text{ г}}{500 \text{ г}} = 0,186 = 18,6\%$$

Пример 3: Вместе с 1 ц пшеницы из почвы уносится 115 г фосфора. Рассчитайте массу двойного суперфосфата, необходимого для восполнения потерь фосфора в почве, если площадь поля 20 га, а урожайность пшеницы 35 ц/га.

Решение: Для того, чтобы рассчитать массу двойного суперфосфата $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, необходимо знать массу фосфора, унесенного с урожаем.

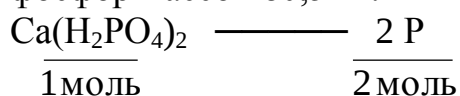
а) Найдем массу собранной пшеницы:

$$m = (\text{площадь}) \cdot (\text{урожайность}) = 20 \text{ га} \cdot 35 \text{ ц/га} = 700 \text{ ц}$$

1 ц пшеницы уносит 115 г Р

$$700 \text{ ц} \xrightarrow{\quad \quad \quad} x \quad \quad \quad x = 80500 \text{ г} = 80,5 \text{ кг}$$

б) Рассчитаем массу двойного суперфосфата, в котором содержится фосфор массой 80,5 кг:



$$234 \text{ кг} \xrightarrow{\quad \quad \quad} 62 \text{ кг}$$

$$x \text{ кг} \xrightarrow{\quad \quad \quad} 80,5 \text{ кг}$$

$$x = 303,8 \text{ кг}$$

Выполните задание:

1. Рассчитайте массовую долю связанного оксида азота (V) в аммиачной селитре NH_4NO_3 .
2. Рассчитайте объем аммиака (н.у.) и массу раствора азотной кислоты ($\omega(\text{HNO}_3) = 63\%$), необходимых для получения нитрата аммония массой 320 г.
3. Вместе с 1 ц картофеля из почвы уносится 120 г азота. Рассчитайте массу водного раствора аммиака ($\omega = 10\%$), необходимого для восполнения потерь азота в почве, если площадь поля 15 га, а урожайность картофеля 200 ц/га.
- 4.* Рассчитайте массу оксида фосфора (V), которую необходимо добавить к воде массой 150 г, чтобы массовая доля фосфорной кислоты в полученном растворе составила 10%.
- 5.* Фосфор, количественно выделенный из 31,0 г фосфата кальция, окислили при нагревании 27,9 мл 70% раствора азотной кислоты ($\rho = 1,4 \text{ г/мл}$). По окончании реакции к образовавшемуся раствору прилили 65,3 мл 20% раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,225 \text{ г/мл}$). Какие вещества и в каком количестве содержатся в растворе?
- 6.* При прокаливании 3,2 г водородного соединения азота происходит частичное его разложение без образования твердого остатка. Полученная смесь газов частично поглощается серной кислотой, при этом объем газов уменьшается в 2,3 раза. Непоглощенный газ, представляющий собой смесь водорода и азота занимает объем 1,4 л (н.у.) и имеет плотность 0,786 г/л. Найдите формулу вещества и укажите способ его получения.
- 7.* Для определения содержания мышьяка в природном трисульфиде мышьяка (аурипигменте) взвесили 2,748 г этого минерала и подвергли его окислению смесью гипохлорита натрия и гидроксида натрия. Образовавшийся при реакции хлорид-ион осадил с помощью нитрата серебра и получили 20,09 г AgCl . Вычислите массовую долю сульфида мышьяка в минерале и количество израсходованного гипохлорита натрия.

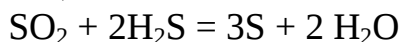
Тема 16: «Элементы группы VI-A»

Основные вопросы темы:

1. Общая характеристика элементов. Строение атомов, валентность, степени окисления.
2. Кислород, его физические и химические свойства, получение. Оксиды и пероксиды. Озон. Пероксид водорода.
3. Сера, её физические и химические свойства.
4. Сероводород, его свойства и получение. Сероводородная кислота и её соли. Аналитические реакции на S^{2-} .
5. Оксиды серы, их свойства и получение. Сернистая кислота и ее соли. Химические свойства серной кислоты. Купоросы и квасцы. Тиосерная кислота. Аналитические реакции на SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , $S_2O_3^{2-}$.
6. Селен и его соединения.
7. Биологическая роль кислорода, серы и селена. Использование в медицине и ветеринарии, сельском хозяйстве.

Примеры решения задач

Пример 1: Химически чистую серу, используемую в медицине и ветеринарии, получают по реакции:



Рассчитайте, какие объемы оксида серы (IV) и сероводорода (н.у.) необходимы для получения серы массой 200 г.

Решение: 1) Найдем химическое количество серы:

$$n(S) = \frac{200 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 6,25 \text{ моль}$$

2) Найдем объемы газов:

$$n(SO_2) = \frac{1}{3} n(S) = 2,08 \text{ моль};$$

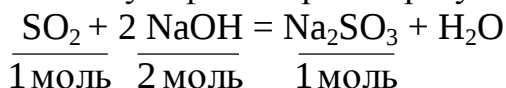
$$V(SO_2) = 2,08 \cdot 22,4 = 46,6 \text{ л};$$

$$n(H_2S) = \frac{2}{3} n(S) = 4,16 \text{ моль};$$

$$V(H_2S) = 4,16 \cdot 22,4 = 93,2 \text{ л}$$

Пример 2: Какой объем оксида серы (IV) нужно пропустить через раствор гидроксида натрия массой 500 г с массовой долей NaOH 32% для получения средней соли?

Решение: 1) Средняя соль – сульфит натрия образуется в результате реакции:



2) Найдем массу и химическое количество NaOH в растворе:

$$m(NaOH) = m(p-pa) \cdot \omega(NaOH) = 500 \cdot 0,32 = 160 \text{ г}$$

$$n(NaOH) = \frac{m(NaOH)}{M(NaOH)} = \frac{160}{40} = 4 \text{ моль}$$

$$3) \quad n(SO_2) = \frac{1}{2} n(NaOH) = \frac{4}{2} = 2 \text{ моль.}$$

4) Найдем объем SO_2 :

$$V(\text{SO}_2) = n \cdot V_m = 2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 44,8 \text{ л.}$$

Пример 3: Какой объем кислорода можно получить при полном разложении пероксида водорода, содержащегося в растворе массой 120 г с массовой долей H_2O_2 5%?

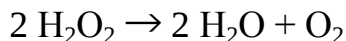
Решение: а) Найдем массу чистого пероксида водорода в растворе и его химическое количество:

$$\omega(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{m(\text{H}_2\text{O}_2)}{m(p - \text{ра})} \cdot 100.$$

$$\text{Отсюда } m(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{\omega \cdot m(p - \text{ра})}{100} = \frac{120 \cdot 5}{100} = 6 \text{ г } (\text{H}_2\text{O}_2);$$

$$n(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{m(\text{H}_2\text{O}_2)}{M(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{6 \text{ г}}{34 \text{ г/моль}} = 0,176 \text{ моль}$$

б) Найдем объем кислорода:



$$n(\text{O}_2) = \frac{1}{2} n(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,088 \text{ моль};$$

$$V(\text{O}_2) = 0,088 \cdot 22,4 = 1,97 \text{ л.}$$

Пример 4*: Массовая доля серы в одном из ее оксидов равна 0,4. Выведите химическую формулу этого оксида.

Решение: а) Пусть формула оксида серы S_xO_y . Запишем выражение для массовой доли серы в этом оксиде:

$$w(\text{S}) = \frac{x \cdot A_r(\text{S})}{x \cdot A_r(\text{S}) + y \cdot A_r(\text{O})}$$

б) Подставим в это выражение числовые значения величин:

$$0,4 = \frac{x \cdot 32}{x \cdot 32 + y \cdot 16}$$

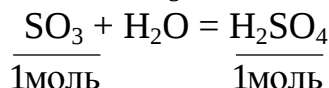
в) Преобразуем это уравнение и найдем:

$$19,2x = 6,4y \quad \text{или} \quad 3x = y; \quad x/y = 1/3; \quad x = 1; \quad y = 3.$$

Формула оксида серы SO_3 .

Пример 5*: Рассчитайте массу оксида серы (IV), который необходимо добавить к воде массой 50 г для получения раствора с массовой долей серной кислоты 5%.

Решение: а) Обозначим массу оксида серы x г. Рассчитаем массу серной кислоты, которая образуется из SO_3 массой x г:



$$80 \text{ г} \text{ — } 98 \text{ г}$$

$$x \text{ — } y \text{ г} \quad y = (1,225 \cdot x) \text{ г}$$

б) Запишем выражение для массовой доли серной кислоты в растворе и подставим числовые выражения величин:

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m(\text{p - ра})} \cdot 100\%; \quad 5 = \frac{1,225x}{50+x} \cdot 100\%$$

Решаем уравнение относительно x и найдем $x = 2,129 \text{ г } (\text{SO}_3)$.

Выполните задание:

1. В 200 г воды растворили 9,8 г H_2SO_4 . Определите массовую долю, молярную, нормальную и моляльную концентрации серной кислоты в растворе ($\rho = 1,2$ г/мл).
2. Сульфид селена под названием «сульсен» используется при лечении заболеваний кожи. Массовая доля селена в этом препарате равна 55,24%. Установите химическую формулу «сульсена».
3. Рассчитайте объем оксида серы (IV), выделившегося при растворении в концентрированной серной кислоте сплава меди и серебра массой 10 г. Массовые доли металлов в сплаве равны.
4. Гидросульфид кальция, широко используемый в хирургии для удаления волосяного покрова, получают взаимодействием гидроксида кальция и сероводорода. Составьте уравнение соответствующей реакции и рассчитайте объем сероводорода (н.у.), необходимый для получения гидросульфида массой 200 г.
5. В ветеринарной практике используется 3%-ный водный раствор пероксида водорода, который обычно получают из 30%-го раствора H_2O_2 (пергидроль). Какой объем воды надо добавить к 20 мл 30%-го раствора H_2O_2 , чтобы получить 3%-ный раствор? Плотность растворов принять равной 1 г/мл.
6. Для получения водных растворов пероксида водорода часто используют гидропирит-комплексное соединение H_2O_2 с карбамидом состава $(\text{NH}_2)_2\text{CO} \cdot \text{H}_2\text{O}_2$. Рассчитайте массовую долю пероксида водорода в гидропирите и его массу, необходимую для приготовления 200 г раствора с 3%-ным содержанием H_2O_2 .
- 7.* В каком соотношении объемов нужно смешать газообразные кислород и диоксид серы (н.у.), чтобы масса полученной смеси была в 5 раз тяжелее массы взятого кислорода?
- 8.* Определите массу оксида серы (VI), который нужно добавить к раствору серной кислоты массой 500 г с массовой долей H_2SO_4 90% для получения раствора с массовой долей кислоты 95%?

Тема 17: «Элементы группы VII-A»**Основные вопросы темы:**

1. Общая характеристика элементов. Строение атомов, валентность и степени окисления.
2. Строение и физические свойства простых веществ.
3. Химические свойства галогенов. Изменение окислительной активности в ряду фтор-йод.
4. Водородные соединения галогенов, их свойства. Галогеноводородные кислоты и их соли. Соляная кислота. Аналитические реакции на Cl^- , Br^- , I^- .
5. Общая характеристика кислородных соединений галогенов. Кислородсодержащие кислоты хлора и их соли.
6. Физиологическая активность галогенов и их соединений. Использование в медицине, ветеринарии, в сельском хозяйстве.

Примеры решения задач:

Пример 1: Бромид калия используется в медицине и ветеринарии как компонент лекарственных препаратов. Рассчитайте массовую долю брома в этом веществе.

Решение: Массовая доля элемента X в веществе состава X_aY_b рассчитывается по формуле:

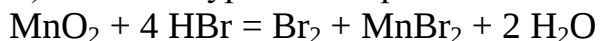
$$w(X) = \frac{a \cdot A_r(X)}{a \cdot A_r(X) + b \cdot A_r(Y)}$$

с учетом этого массовая доля брома в бромиде калия рассчитывается так:

$$w(\text{Br}) = \frac{80}{39 + 80} = 0,327 \text{ или } 32,7 \%$$

Пример 2: Рассчитайте массу брома, выделившегося при действии избытка концентрированной бромоводородной кислоты на оксид марганца (IV) массой 17,4 г.

Решение: а) Запишем уравнение реакции:



б) Найдем химическое количество MnO_2 :

$$n(\text{MnO}_2) = \frac{m(\text{MnO}_2)}{M(\text{MnO}_2)} = \frac{17,4 \text{ г}}{87 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль};$$

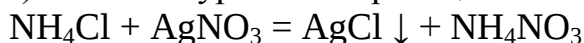
в) Найдем массу брома:

$$n(\text{Br}_2) = n(\text{MnO}_2) = 0,2 \text{ моль};$$

$$m(\text{Br}_2) = M \cdot n = 0,2 \cdot 160 = 32 \text{ г}$$

Пример 3: Раствор хлорида аммония массой 20 г обработали избытком раствора нитрата серебра. Масса образовавшегося осадка равна 2,85 г. Определите массовую долю хлорида аммония в исходном растворе.

Решение: а) Запишем уравнение реакции:



б) Найдем химическое количество AgCl :

$$n(\text{AgCl}) = \frac{2,85 \text{ г}}{142,5 \text{ г/моль}} = 0,02 \text{ моль};$$

$$n(\text{AgCl}) = n(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,02 \text{ моль};$$

в) Найдем массу хлорида аммония:

$$m(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5 \cdot 0,02 = 1,07 \text{ г}$$

г) Зная массу хлорида аммония и массу его раствора, рассчитываем массовую долю:

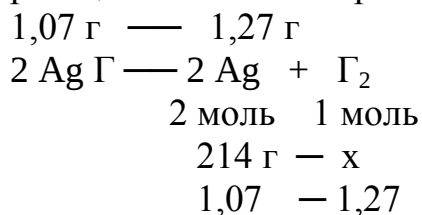
$$\omega(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{m(\text{NH}_4\text{Cl})}{m(p - \text{ра})} = \frac{1,07 \text{ г}}{20,0 \text{ г}} = 0,05 \text{ или } 5\%$$

Пример 4*: При разложении галогенида серебра массой 2,34 г образовалось чистое серебро массой 1,07 г. Установите формулу галогенида.

Решение: Зная массу исходного галогенида серебра и массу образовавшегося серебра, найдем массу образовавшегося галогена:

$$m(\text{Г}_2) = m(\text{Ag Г}) - m(\text{Ag}) = 2,34 \text{ г} - 1,07 \text{ г} = 1,27 \text{ г}$$

Определим молярную массу галогена. Для этого запишем уравнение реакции и составим пропорцию:



$$\frac{1,07}{214} = \frac{1,27}{x} \quad x = \frac{214 \cdot 1,27}{1,07} = 254 \text{ г}$$

Это – молярная масса йода I_2 . Значит, исходный галогенид – иодид серебра AgI .

Пример 5: Какой объём фтороводорода нужно растворить в 100 мл воды, чтобы массовая доля HF в полученном растворе составила 2%?

Решение: Массовая доля в растворе рассчитывается:

$$\omega(\text{HF}) = \frac{m(\text{HF})}{m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{HF})} \cdot 100\%$$

Найдём массу фтороводорода, обозначив ее x . Подставим числовые значения $\omega(\text{HF})$ и $m(\text{H}_2\text{O})$ в выражение массовой доли:

$$2 = \frac{x}{100 + x} \cdot 100; \quad x = 2,03 \text{ г (HF)}$$

Зная массу фтороводорода, найдем его объём:

$$\begin{array}{rcl} 22,4 \text{ л} & \text{—} & 20 \text{ г HF} \\ x & \text{—} & 2,03 \text{ г HF} \end{array} \quad x = \frac{22,4 \cdot 2,03}{20} = 2,27 \text{ л}$$

Выполните задание:

1. Хлор используется для обеззараживания воды. Рассчитайте, какая масса хлора потребуется для хлорирования 700 л воды, если при хлорировании расходуется 0,002 мг хлора на 1 л воды.
2. Костная ткань человека и животных содержит фторид-фосфат кальция $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$. Рассчитайте массовую долю фтора в этом соединении.
3. Какова масса брома, вступившего в реакцию с иодидом калия, если масса образовавшегося йода равна 5,08 г?
4. Рассчитайте объём хлора (н.у.), выделившегося при действии избытка концентрированной соляной кислоты на перманганат калия массой 30,6 г.
5. Какой объём иодоводорода (н.у.) необходимо растворить в 1 л воды, чтобы массовая доля иодоводородной кислоты в полученном растворе составила 5%?
6. Для оттока раневого содержимого наружно используют 5% или 10% растворы NaCl . Вычислите, сколько мл воды нужно добавить к 50 г 20% раствора хлорида натрия для получения 5% и 10% растворов NaCl .
- 7.* При взаимодействии кальция массой 2,0 г с неизвестным галогеном образовался галогенид кальция массой 10 г. Какой галоген вступил в реакцию?
- 8.* Установите процентный состав смеси NaCl и MgCl_2 , если известно, что после растворения в воде образца, масса которого составляет 0,1645 г, на полное осаждение хлорид-ионов израсходовано 30 мл 0,1 н раствора нитрата серебра.

- 9.* Смесь сухих NH_4F , NH_4Cl , NH_4Br массой 3,77 г разделили на две равные части. Одну часть обработали 100 мл 0,6 н раствора KOH и подогрели до прекращения выделения газа. Другую часть растворили в 100 мл воды. На титрование 10,0 мл первого раствора израсходовали 15 мл 0,2 н раствора HCl . На титрование 10 мл второго раствора израсходовали 8 мл 0,25 н AgNO_3 . Определите количественный состав исходной смеси (в массовых долях).
- 10.* Навеску перманганата калия массой 31,6 г обработали при нагревании концентрированной соляной кислотой. На взаимодействие выделившегося газообразного продукта с сернистой кислотой израсходовано 625 мл 0,8 М раствора. Вычислите pH раствора, полученного при взаимодействии газа с сернистой кислотой. Какой объем 36%-ной соляной кислоты ($\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$) потребовался для взаимодействия с перманганатом калия?
- 11.* Образец, содержащий хлориды натрия и калия, имеет массу 25 г. К водному раствору образца прибавили 840 мл раствора AgNO_3 ($C = 0,5 \text{ моль/л}$). Осадок отфильтровали, после чего опустили в раствор медную пластинку массой 100 г. Через некоторое время масса пластинки составила 101,52 г. Рассчитайте массовые доли компонентов исходной смеси.

Тема 18: «d-элементы»

Основные вопросы темы:

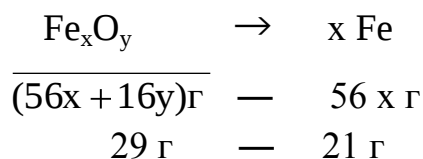
1. Общая характеристика элементов. Строение атомов, валентность, характерные степени окисления.
2. Физические и химические свойства d-элементов. Способность к образованию комплексных соединений, кластеров.
3. Характеристика элементов I-V группы. Медь, её соли, комплексные соединения. Аналитические реакции на Cu^{2+} .
4. Характеристика элементов группы II-V. Амфотерность оксида и гидроксида цинка. Комплексные соединения. Ртуть, ее оксиды, соли. Аналитические реакции на Zn^{2+} , Hg^{2+} , Hg_2^{2+} .
5. Элементы VI В группы. Хром, его оксиды, гидроксиды, соли. Аналитические реакции на Cr^{3+} .
6. Элементы VII В группы. Марганец, его оксиды, гидроксиды, соли. Аналитические реакции на Mn^{2+} .
7. Элементы VIII В группы. Оксиды, гидроксиды, соли, комплексные соединения железа и кобальта, гемоглобин. Аналитические реакции на Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} .
8. Медь, цинк, марганец, железо, кобальт как микроэлементы. Биологическая роль, применение соединений d-элементов в медицине, ветеринарии и сельском хозяйстве.

Примеры решения задач

Пример 1: При восстановлении некоторого оксида железа массой 29 г получено железо массой 21 г. Какой оксид железа был восстановлен?

Решение: Пусть формула оксида железа Fe_xO_y . Его молярная масса равна:
 $(56 \cdot x + 16 \cdot y) \text{ г/моль}$.

Напишем схему восстановления и составим пропорции:

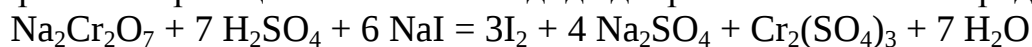


Решаем пропорцию и находим: $4x = 3y$ или $\frac{x}{y} = \frac{3}{4}$

Значит, $x = 3$, $y = 4$, формула оксида Fe_3O_4 .

Пример 2: К раствору дихромата натрия массой 250 г прилили серную кислоту и избыток иодида натрия. Масса образовавшегося йода равна 15,24 г. Вычислите массовую долю дихромата натрия в исходном растворе.

Решение: а) Уравнение реакции окисления йодида дихроматом в кислой среде:



б) Найдем химическое количество йода:

$$n(\text{I}_2) = \frac{m(\text{I}_2)}{M(\text{I}_2)} = \frac{15,24 \text{ г}}{254 \text{ г/моль}} = 0,06 \text{ моль};$$

$$\text{в) } n(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{1}{3} n(\text{I}_2) = 0,02 \text{ моль (согласно уравнению реакции)}$$

$$m(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,02 \cdot 298 = 5,96 \text{ г}$$

г) Рассчитаем массовую долю дихромата в исходном растворе:

$$\omega(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = m(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) / m(\text{р-ра}) = 5,96 \text{ г} / 250 \text{ г} = 0,0238$$

Пример 3: Сплав цинка и меди массой 4,2 г нагрели в атмосфере хлора, полученную смесь растворили в воде. Масса раствора равна 120 г, массовая доля хлорида меди в полученном растворе составила 1,5 %. Вычислите массовую долю цинка в сплаве.

Решение: а) При нагревании сплава цинка и меди в хлоре образуются их хлориды:



б) Найдем массу хлорида меди (II) в растворе:

$$m(\text{CuCl}_2) = \frac{m(\text{р-ра}) \cdot \omega(\text{CuCl}_2)}{100} = \frac{120 \cdot 1,5}{100} = 1,8 \text{ г}$$

в) Найдем химическое количество и массу меди:

$$n(\text{CuCl}_2) = \frac{m(\text{CuCl}_2)}{M(\text{CuCl}_2)} = \frac{1,8 \text{ г}}{135 \text{ г/моль}} = 0,0133 \text{ моль};$$

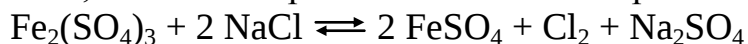
$$m(\text{Cu}) = 0,0133 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 0,853 \text{ г}$$

г) Рассчитаем массу цинка и его массовую долю в сплаве:

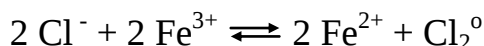
$$m(\text{Zn}) = m(\text{сплава}) - m(\text{Cu}) = 4,2 - 0,853 = 3,347 \text{ г};$$

$$\omega(\text{Zn}) = m(\text{Zn}) / m(\text{сплава}) = 3,347 / 4,2 = 0,797$$

Пример 4: Установить, в каком направлении возможно протекание реакции:



Решение: а) Запишем уравнение этой окислительно-восстановительной реакции в ионном виде:



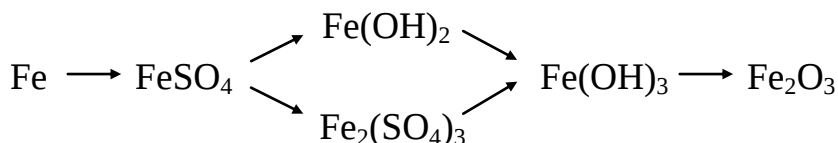
б) Запишем выражение стандартных окислительно-восстановительных потенциалов полуреакций:



в) Поскольку $E^\circ_1 > E^\circ_2$, то окислителем будет являться хлор, восстановителем – Fe^{2+} , то есть данная реакция будет протекать справа налево.

Выполните задание

1. Напишите уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений:



2. Оксид хрома (VI) массой 3 г растворили в воде объемом 120 мл ($\rho = 1 \text{ г/мл}$). Рассчитайте массовую долю хромовой кислоты в полученном растворе.
3. Вычислите тепловой эффект реакции окисления дисульфида железа (II) FeS_2 кислородом, в результате которой образуются оксид железа (III) и оксид серы (IV), если $\Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{FeS}_2) = -940 \text{ кДж/моль}$; $\Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{SO}_2) = -297 \text{ кДж/моль}$; $\Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -821 \text{ кДж/моль}$.
4. Содержание ионов Cu^{2+} в молоке коровы составляет 70-120 мкг%. Вычислите содержание ионов Cu^{2+} в молоке в ммоль/л.
- 5.* Цинковую пластинку массой 100 г опустили в раствор сульфата меди (II). Какая масса цинка перешла в раствор к тому моменту, когда масса пластинки стала равна 99,5 г?
- 6.* Смесь оксида железа (II) и оксида железа (III) массой 8 г растворили в избытке серной кислоты. Для окисления полученного раствора использовали раствор перманганата калия массой 31,6 г с массовой долей KMnO_4 5%. Определите массовую долю оксида железа (II) в исходной смеси.
- 7.* На титрование подкисленного серной кислотой раствора, полученного при растворении 5,56 г кристаллогидрата сульфата железа (II), израсходовано 100 мл 0,04 М раствора перманганата калия. Установите формулу кристаллогидрата.
- 8.* Из навески кристаллогидрата двойной соли 19,96 г приготовили 200 мл раствора. Качественным анализом было установлено, что это соль серной кислоты и содержит катионы калия и хрома (III). При обработке 10 мл этого раствора избытком хлорида бария образовалось 0,932 г осадка. При обработке такого же объема раствора соли (10 мл) избытком раствора гидроксида аммония образовалось 0,206 г осадка. Выведите формулу исследуемого вещества.
- 9.* Для определения содержания MnO_2 в природном пиролюзите его навеску массой 0,1762 г растворили в 25 мл H_2SO_4 (1:4) и обработали 50 мл 0,107 н раствора щавелевой кислоты. На титрование полученного раствора до появления слабо-розовой окраски потребовалось 21,75 мл 0,1105 н раствора перманганата калия. Написать уравнения реакций, объяснив последовательность проведения хода анализа. Вычислите процентное содержание MnO_2 в руде.

Тема 19: «Объемный анализ. Метод кислотно-основного титрования»

Основные вопросы темы:

1. Общая характеристика объёмного (титриметрического) анализа. Стандартные и стандартизированные растворы. Способы приготовления стандартных растворов. Титрование. Точка эквивалентности.
2. Вычисления в объёмном анализе.
3. Сущность метода кислотно-основного титрования.
4. Рабочие растворы, используемые в методе. Приготовление стандартного раствора буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$. Стандартизация растворов кислот по тетраборату натрия.
5. Индикаторы, используемые в методе, их выбор, интервал перехода индикатора. Кривые титрования. Скачок титрования.
6. Практическое использование метода кислотно-основного титрования в сельскохозяйственном анализе.
7. Определение карбонатной жесткости воды.

Примеры решения задач

Пример 1: Рассчитайте массу кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления 100 мл 0,1 н раствора карбоната натрия.

Решение: а) Найдем количество эквивалентов Na_2CO_3 :

$$n_3(\text{Na}_2\text{CO}_3) = C_H \cdot V = 0,1 \cdot 53 \cdot 0,1 = 0,053 \text{ моль}$$

$$M_3(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{106 \text{ г/моль}}{2} = 53 \text{ г/моль}$$

Поскольку раствор готовится не из безводной соли, а из кристаллогидрата, необходимо взять 0,01 экв. массы последнего.

$$n_3(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}) = 0,1 \cdot 0,1 = 0,01 \text{ моль}$$

б) Рассчитаем эквивалентную массу $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$:

$$M_3 = \frac{M}{2} = \frac{286 \text{ г/моль}}{2} = 143 \text{ г/моль}$$

в) Рассчитаем массу кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}) = 143 \cdot 0,01 = 1,43 \text{ г}$$

Пример 2: Для приготовления 200 мл стандартного раствора тетрабората натрия взята бура $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ массой 3,8622 г. Рассчитайте титр раствора и эквивалентную концентрацию тетрабората натрия.

Решение: а) Рассчитаем титр полученного раствора:

$$T = \frac{m(\text{буры})}{V(p - p_a)} = \frac{3,8622 \text{ г}}{200 \text{ мл}} = 1,9311 \cdot 10^{-2} \text{ г/мл}$$

б) Рассчитаем эквивалентную массу буры:

$$M_3 = \frac{M}{2} = \frac{382 \text{ г/моль}}{2} = 191 \text{ г/моль}$$

в) Рассчитаем эквивалентную концентрацию тетрабората натрия:

$$C_H = \frac{T \cdot 1000}{M_3} = \frac{1,9311 \cdot 10^{-2} \cdot 1000}{191} = 0,01011 \text{ моль/л}$$

Пример 3: На титрование 10,0 мл раствора азотной кислоты в 3-х опытах затрачено соответственно 11,2; 11,3; 11,2 мл 0,102 н раствора тетрабората натрия. Рассчитайте эквивалентную концентрацию кислоты и ее массу в 200 мл раствора.

Решение: а) Из результатов 3-х титрований найдем среднее значение объема раствора тетрабората натрия:

$$V_{\text{ср. (буры)}} = \frac{11,2 + 11,3 + 11,2}{3} = 11,23 \text{ мл}$$

б) Рассчитаем эквивалентную концентрацию азотной кислоты:

$$V_{\text{(кисл.)}} \cdot C_{\text{Н(кисл.)}} = V_{\text{(буры)}} \cdot C_{\text{Н(буры)}}$$

Отсюда:

$$C_{\text{Н(кисл.)}} = \frac{V_{\text{(буры)}} \cdot C_{\text{Н(буры)}}}{V_{\text{(кисл.)}}} = \frac{11,23 \cdot 0,102}{10} = 0,1145 \text{ моль/л}$$

в) Рассчитаем титр азотной кислоты:

$$T = \frac{C_{\text{Н}} \cdot M_{\text{Э}}}{1000} = \frac{0,1145 \cdot 63}{1000} = 7,21 \cdot 10^{-3} \text{ г/мл}$$

г) Рассчитаем массу азотной кислоты в 200 мл раствора:

$$m = T \cdot V = 7,21 \cdot 10^{-3} \cdot 200 = 1,4427 \text{ г}$$

Пример 4*: Для определения содержания CaCO_3 яичную скорлупу массой 0,218 г растворили в 100 мл 0,5 н раствора соляной кислоты. На титрование 10,0 мл полученного раствора израсходовали в среднем 10,43 мл 0,44 н раствора NaOH . Рассчитайте массовую долю CaCO_3 в яичной скорлупе.

Решение: а) Рассчитаем эквивалентную концентрацию HCl в растворе, образовавшемся после растворения скорлупы:

$$V(\text{HCl}) \cdot C_{\text{Н}(\text{HCl})} = V(\text{NaOH}) \cdot C_{\text{Н}(\text{NaOH})}$$

$$C_{\text{Н}(\text{HCl})} = \frac{V(\text{NaOH}) \cdot C_{\text{Н}(\text{NaOH})}}{V(\text{HCl})} = \frac{10,43 \cdot 0,44}{10} = 0,459 \text{ моль/л}$$

б) Рассчитаем титр соляной кислоты в полученном растворе:

$$T = \frac{C_{\text{Н}} \cdot M_{\text{Э}}}{1000} = \frac{0,459 \cdot 36,5}{1000} = 1,675 \cdot 10^{-2} \text{ г/мл}$$

в) Рассчитаем массу соляной кислоты в полученном растворе:

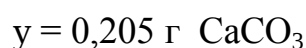
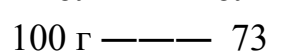
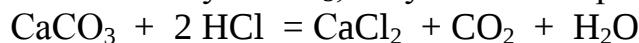
$$m = T \cdot V = 1,675 \cdot 10^{-2} \cdot 100 = 1,675 \text{ г (HCl)}$$

г) Рассчитаем массу HCl в 100 мл исходного раствора:

$$T = \frac{C_{\text{Н}} \cdot M_{\text{Э}}}{1000} = \frac{0,6 \cdot 36,5}{1000} = 1,825 \cdot 10^{-2} \text{ г/мл}$$

$$m(\text{HCl}) = T \cdot V = 1,825 \cdot 10^{-2} \text{ г/мл} \cdot 100 \text{ мл} = 1,825 \text{ г (HCl)}$$

д) Рассчитаем массу CaCO_3 , вступившего в реакцию:

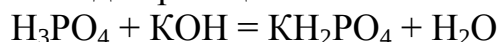


ж) Рассчитаем массовую долю CaCO_3 в образце яичной скорлупы:

$$\omega(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3) \cdot 100\%}{m(\text{скорлупы})} = \frac{0,205}{0,218} \cdot 100\% = 94\%$$

Пример 5*: Для определения содержания свободной фосфорной кислоты образец двойного суперфосфата массой 5,53 г растворили в воде и довели объём раствора до 100 мл. На титрование 10,0 мл полученного раствора в присутствии метилоранжа израсходовано, в среднем, 12,31 мл 0,011 н раствора КОН. Рассчитайте массовую долю свободной фосфорной кислоты в образце суперфосфата.

Решение: а) При титровании фосфорной кислоты гидроксидом калия в присутствии метилоранжа происходит реакция:



Поэтому $M_3(\text{H}_3\text{PO}_4) = M / 1 = 98 \text{ г/моль}$

б) Рассчитаем эквивалентную концентрацию фосфорной кислоты в растворе суперфосфата:

$$C_{\text{H}}(\text{кисл.}) = \frac{C_{\text{H}}(\text{щел.}) \cdot V(\text{щел.})}{V(\text{кисл.})} = \frac{12,31 \cdot 0,011}{10} = 0,0135 \text{ моль/л}$$

в) Рассчитаем титр фосфорной кислоты в растворе:

$$T = \frac{C_{\text{H}} \cdot M_3}{1000} = \frac{0,0135 \cdot 98}{1000} = 1,327 \cdot 10^{-3} \text{ г/мл}$$

г) Рассчитаем массу фосфорной кислоты в 100 мл раствора:

$$m = T \cdot V = 1,327 \cdot 10^{-3} \cdot 100 = 0,1327 \text{ г}$$

д) Рассчитаем массовую долю свободной фосфорной кислоты в образце суперфосфата:

$$\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot 100}{m(\text{суперфосфат})} = \frac{0,1327}{5,53} \cdot 100\% = 2,4\%$$

Выполните задание

1. Рассчитайте массу буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления 100 мл 0,1 н раствора тетрабората натрия. Опишите, как приготовить такой раствор.
2. Из навески кристаллической щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O}$ массой 0,3175 г приготовлен раствор объёмом 50 мл. Рассчитайте эквивалентную концентрацию и титр щавелевой кислоты в полученном растворе.
3. На титрование 10 мл раствора серной кислоты израсходовали 6,8 мл 0,1035 н раствора гидроксида натрия. Вычислите массу кислоты в 500 мл исходного раствора.
4. Навеску минерального удобрения доломита $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ массой 3,750 г растворили в 200 мл 0,5 н раствора соляной кислоты. На титрование 10,0 мл полученного раствора израсходовано в среднем 9,2 мл 0,125 н раствора КОН. Вычислите массовую долю $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ в образце удобрения.
5. В качестве кормовой добавки используется дигидрофосфат аммония, содержащий примесь H_3PO_4 . Для определения содержания кислоты из 5,440 г добавки

- приготовили 100 мл раствора. На титрование 10 мл этого раствора в присутствии метилоранжа затрачено в среднем 8,3 мл 0,012 н раствора КОН. Вычислите массовую долю свободной фосфорной кислоты в образце кормовой добавки.
6. На титрование 50,0 мл воды в 2-х опытах израсходовано соответственно 9,2 мл и 9,1 мл 0,05 н раствора HCl. Вычислите карбонатную жесткость воды.
 - 7.* Навеску в 1,43 г кормов для определения в них сырого протеина обработали концентрированной серной кислотой, переводя азот в аммонийную соль (NH_4HSO_4). Из последней действием щелочи отогнали аммиак в 20,0 мл раствора HCl ($C_{\text{H}} = 0,1765$ н), а избыток кислоты оттитровали раствором 0,1962 н NaOH, которого потребовалось 5,50 мл. Найти процентное содержание сырого протеина в кормах (считать, что сырой протеин содержит 16% азота).
 - 8.* При анализе образца, являющегося смесью сульфата и нитрата аммония, в отдельной навеске массой 1,560 г вначале было определено общее содержание азота. Для этого весь азот из обеих солей был выделен в виде аммиака (действием щелочи, а для нитрат-иона, кроме того, и действием восстановителя). Выделенный аммиак отогнали в 50, 0 мл 0,525 н раствора серной кислоты, а затем оставшийся избыток серной кислоты оттитровали 6,40 мл 0,3750 н раствора раствора гидроксида натрия, при этом вытесняется аммиак только из катионов аммония обеих солей. После отгонки аммиака избыток едкого натра оттитровали 7,14 мл 0,5250 н раствора серной кислоты. Рассчитайте массовую долю (в %) в образце: а) нитрата аммония; б) сульфата аммония.

Тема 20: «Метод комплексонометрического титрования»

Основные вопросы темы

1. Сущность метода комплексонометрического титрования.
2. Рабочие растворы (комплексоны, трилон Б), используемые в методе, их приготовление и стандартизация.
3. Индикаторы, используемые в комплексонометрическом титровании. Принцип действия металлоиндикаторов.
4. Вычисления в методе комплексонометрии.
5. Практическое использование метода в сельскохозяйственном анализе. Определение общей жесткости воды.

Примеры решения задач

Пример 1: Из кристаллогидрата $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ массой 1,2522 г приготовлен раствор объемом 200 мл. На титрование 10 мл этого раствора израсходовано в среднем 12,24 мл раствора трилона Б. Рассчитайте эквивалентную концентрацию и титр раствора трилона Б.

Решение: а) Рассчитаем титр сульфата магния:

$$T = \frac{m}{V} = \frac{1,2522 \text{ г}}{200 \text{ мл}} = 6,261 \cdot 10^{-3} \text{ г / мл}$$

б) Рассчитаем эквивалентную концентрацию сульфата магния:

$$M_{\text{Э}}(\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}) = \frac{M}{2} = \frac{246 \text{ г/моль}}{2} = 123 \text{ г/моль}$$

$$C_{\text{Н}} = \frac{T \cdot 1000}{M_{\text{Э}}} = \frac{6,262 \cdot 10^{-3} \cdot 1000}{123} = 0,051 \text{ моль/л}$$

в) Рассчитаем по результатам титрования эквивалентную концентрацию трилона Б:

$$V(\text{соли}) \cdot C_{\text{Н}}(\text{соли}) = V(\text{трил.}) \cdot C_{\text{Н}}(\text{трил.})$$

Отсюда:

$$C_{\text{Н}}(\text{трил.}) = \frac{V(\text{соли}) \cdot C_{\text{Н}}(\text{соли})}{V(\text{трил.})} = \frac{0,051 \cdot 10}{12,24} = 0,0417 \text{ моль/л}$$

г) Рассчитаем титр трилона Б:

$$T = \frac{C_{\text{Н}} \cdot M_{\text{Э}}}{1000} = \frac{0,0147 \cdot 186}{1000} = 7,76 \cdot 10^{-3} \text{ г/мл}$$

Пример 2: На титрование 10 мл раствора нитрата цинка в 3-х опытах израсходовано 9,2; 9,3; 9,3 мл 0,105 н раствора трилона Б. Рассчитайте эквивалентную концентрацию и титр нитрата цинка, а также его массу в 150 мл раствора.

Решение: а) По результатам 3-х титрований найдем среднее значение объема трилона Б:

$$V_{(\text{трил.})} = \frac{9,2 + 9,3 + 9,3}{3} = 9,27 \text{ мл}$$

б) Рассчитаем эквивалентную концентрацию нитрата цинка в растворе:

$$V_{(\text{соли})} \cdot C_{\text{Н}}(\text{соли}) = V_{(\text{трил.})} \cdot C_{\text{Н}}(\text{трил.})$$

Отсюда:

$$C_{\text{Н}}(\text{соли}) = \frac{V_{(\text{трил.})} \cdot C_{\text{Н}}(\text{трил.})}{V_{(\text{соли})}} = \frac{9,27 \cdot 0,105}{10} = 0,0973 \text{ моль/л}$$

в) Рассчитаем титр нитрата цинка в растворе:

$$T = \frac{C_{\text{Н}} \cdot M_{\text{Э}}}{1000} = \frac{0,0973 \cdot 94,5}{1000} = 9,19 \cdot 10^{-3} \text{ г/мл}$$

г) Рассчитаем массу соли в 150 мл раствора:

$$m = T \cdot V = 9,19 \cdot 10^{-3} \cdot 150 = 1,38 \text{ г}$$

Пример 3: При недостатке кальция в кормах в качестве минеральной добавки используют мел, содержащий CaCO_3 . Для определения содержания кальция навеску мела массой 1,85 г растворили в соляной кислоте. Объем полученного раствора CaCl_2 равен 200,0 мл. На титрование 10,0 мл этого раствора затрачено в среднем 13,25 мл 0,136 н раствора трилона Б. Определите массовую долю кальция в образце мела.

Решение: а) Рассчитаем эквивалентную концентрацию хлорида кальция в полученном растворе:

$$V(\text{соли}) \cdot C_{\text{Н}}(\text{соли}) = V(\text{трил.}) \cdot C_{\text{Н}}(\text{трил.})$$

Отсюда:

$$C_{\text{Н}}(\text{соли}) = \frac{V(\text{трил.}) \cdot C_{\text{Н}}(\text{трил.})}{V(\text{соли})} = \frac{13,25 \cdot 0,136}{10} = 0,1802 \text{ моль/л}$$

б) $C_H(\text{Ca}^{2+}) = C_H(\text{соли}) = 0,1802$ моль/л. Рассчитаем титр кальция в растворе:

$$T = \frac{C_H \cdot M_{\text{Э}}}{1000} = \frac{0,1802 \cdot 20}{1000} = 3,604 \cdot 10^{-3} \text{ г/мл}$$

$$M_{\text{Э}}(\text{Ca}^{2+}) = \frac{M}{2} = \frac{40 \text{ г/моль}}{2} = 20 \text{ г/моль}$$

в) Рассчитаем массу кальция в 200 мл раствора:

$$m = T \cdot V = 3,604 \cdot 10^{-3} \cdot 200 = 0,7208 \text{ г}$$

г) Рассчитаем массовую долю кальция в образце мела:

$$w(\text{Ca}^{2+}) = \frac{m(\text{Ca}^{2+})}{m(\text{мела})} \cdot 100\% = \frac{0,7208}{1,85} \cdot 100\% = 38,96\%$$

Пример 4: Кальций, содержащийся в костной муке массой 5,855 г, количественно переведен в раствор объёмом 200 мл в виде хлорида кальция. На титрование 10 мл этого раствора затрачено в среднем 17,56 мл 0,75 н раствора трилона Б. Рассчитайте массу кальция в данном образце костной муки.

Решение: а) Рассчитаем эквивалентную концентрацию хлорида кальция в растворе:

$$V(\text{соли}) \cdot C_H(\text{соли}) = V(\text{трил.}) \cdot C_H(\text{трил.})$$

Отсюда:

$$C_H(\text{соли}) = \frac{V(\text{трил.}) \cdot C_H(\text{трил.})}{V(\text{соли})} = \frac{17,56 \cdot 0,15}{10} = 0,2634 \text{ моль/л}$$

$$C_H(\text{Ca}^{2+}) = C_H(\text{соли}) = 0,2634 \text{ моль/л.}$$

б) Рассчитываем титр Ca^{2+} в растворе, учитывая, что эквивалентная масса Ca^{2+} равна $40/2 = 20$ г/моль:

$$T = \frac{C_H \cdot M_{\text{Э}}}{1000} = \frac{0,2634 \cdot 20}{1000} = 5,268 \cdot 10^{-3} \text{ г/мл}$$

в) Рассчитаем массу кальция в 200 мл раствора, т.е. в образце костной муки:

$$m = T \cdot V = 5,269 \cdot 10^{-3} \cdot 200 = 1,0536 \text{ г} (\text{Ca}^{2+})$$

Пример 5*: К 20,0 мл раствора хлорида железа (II) добавили 30,0 мл 0,2 н раствора трилона Б. На титрование избытка трилона затрачено 9,3 мл 0,108 н раствора сульфата магния. Рассчитайте эквивалентную концентрацию и титр хлорида железа (II) в исходном растворе.

Решение: а) Определим избыточный объём раствора трилона Б, оттитрованный 9,3 мл 0,108 н раствора сульфата магния:

$$V(\text{соли}) \cdot C_H(\text{соли}) = V(\text{трил.}) \cdot C_H(\text{трил.})$$

$$V(\text{трил.}) = \frac{V(\text{соли}) \cdot C_H(\text{соли})}{C_H(\text{трил.})} = \frac{9,3 \cdot 0,108}{0,2} = 5,0 \text{ мл}$$

б) Рассчитаем объём раствора трилона Б, затраченный на взаимодействие с хлоридом железа (II): $30,0 - 5,0 = 25,0$ мл

в) Рассчитаем эквивалентную концентрацию хлорида железа в исходном растворе:

$$V(\text{соли}) \cdot C_H(\text{соли}) = V(\text{трил.}) \cdot C_H(\text{трил.})$$

$$C_{\text{H(соли)}} = \frac{V(\text{трил.}) \cdot C_{\text{H(трил.)}}}{V(\text{соли})} = \frac{25 \cdot 0,2}{20} = 0,25 \text{ моль/л}$$

г) Рассчитаем титр хлорида железа (II):

$$M_{\text{Э}}(\text{FeCl}_2) = \frac{M}{2} = \frac{127}{2} = 63,5 \text{ г / моль}$$

$$T = \frac{C_{\text{H}} \cdot M_{\text{Э}}}{1000} = \frac{0,25 \cdot 63,5}{1000} = 0,0158 \text{ г/мл}$$

Выполните задание

1. Рассчитайте массу кристаллогидрата $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления 250 мл 0,150 н раствора сульфата магния. Опишите, как приготовить такой раствор.
2. На титрование 15,0 мл сточной воды, содержащей соли свинца, затрачено в среднем 12,4 мл раствора трилона Б, титр которого равен 0,003 г/мл. Рассчитайте массу свинца в 1 л сточной воды.
3. К 15 мл раствора нитрата меди (II) добавлено 25 мл 0,2 н раствора трилона Б. На титрование избытка последнего израсходовано 8,2 мл 0,108 н раствора сульфата магния. Рассчитайте эквивалентную концентрацию и титр нитрата меди (II) в исходном растворе.
4. Из трилона Б массой 2,0 г приготовлен раствор объёмом 100,0 мл. На титрование 50,0 мл речной воды затрачено в 3-х опытах соответственно 14,2; 14,2 и 14,1 мл приготовленного раствора трилона Б. Рассчитайте общую жесткость воды.
5. 10 мл раствора хлорида кальция, используемого в медицине и ветеринарии, разбавили водой до 100,0 мл. На титрование 15,0 мл этого раствора затрачено 12,24 мл 0,1295 н раствора трилона Б. Рассчитайте массу хлорида кальция в 1 л исходного раствора.
6. Для определения содержания кальция в сыворотке крови 10,0 мл последнюю титровали 0,005 н раствором трилона Б. Средний объём раствора трилона Б равен 6,4 мл. Рассчитайте массу кальция в 1 л сыворотки крови.

Тема 21: «Физико-химические методы анализа»

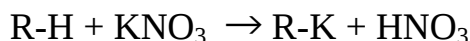
Основные вопросы темы

1. Общая характеристика физико-химических методов.
2. Фотометрические методы исследования. Колориметрия, спектрофотометрия.
3. Потенциометрия, прямые и косвенные методы. Потенциометрическое определение pH.
4. Хроматографический анализ. Теорема Ленгмюра. Классификация хроматографических методов анализа.
 - а) газовая, жидкостная, газожидкостная;
 - б) адсорбционная (сорбенты, адсорбция, десорбция, элюция);
 - в) ионообменная (катиониты, аниониты);
 - г) распределительная и аффинная хроматографии.

Примеры решения задач

Пример 1: Из образца калийной селитры массой 1,04 г приготовлен раствор объёмом 100,0 мл. 20,0 мл этого раствора пропустили через хроматографическую колонку с катионитом в H^+ -форме. На титрование раствора, вышедшего из колонки, затрачено 14,0 мл 0,143 н раствора КОН. Рассчитайте массу нитрата калия и его массовую долю в образце селитры.

Решение: а) При пропускании нитрата калия через катионит в H^+ -форме происходит обмен ионов K^+ на эквивалентное число ионов H^+ :



Из хроматографической колонки вытекает водный раствор азотной кислоты. Рассчитаем объём раствора КОН, который пошёл бы на титрование всего раствора HNO_3 , полученного из 100 мл раствора селитры:

На титрование 20 мл раствора селитры израсходовано 14,0 мл раствора КОН

$$\begin{array}{ccc} \ll \ll \ll \ll \ll & 100 \text{ мл} & \text{-----} & \text{х мл} \\ & & \text{х} = 70,0 \text{ мл} \end{array}$$

б) Рассчитаем количество эквивалентов КОН в 70 мл 0,143 н раствора:

$$\begin{array}{ccc} \text{в } 1000,0 \text{ мл раствора} & \text{-----} & 0,143 \text{ моль} \\ \text{в } 70,0 \text{ мл раствора} & \text{-----} & у \\ & & у = 0,01 \text{ моль} \end{array}$$

в) Согласно закону эквивалентов: $n_{\text{Э}}(KNO_3) = n_{\text{Э}}(KOH)$. Рассчитаем массу KNO_3 :

$$M_{\text{Э}}(KNO_3) = \frac{M}{1} = \frac{101 \text{ г / моль}}{1} = 101 \text{ г / моль}$$

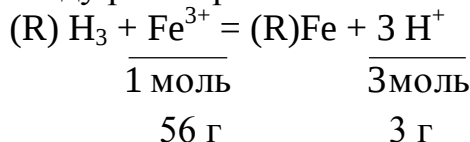
$$m(KNO_3) = 101 \cdot 0,01 = 1,01 \text{ г}$$

г) Рассчитаем массовую долю KNO_3 в образце селитры:

$$\omega(KNO_3) = \frac{1,01 \text{ г}}{1,04 \text{ г}} \cdot 100\% = 97,1\%$$

Пример 2: В 0,05 М растворе хлорида железа (III) объёмом 100 мл при определенном значении pH внесли 5,0 г катионита в H^+ -форме. После установления ионного равновесия между раствором и катионитом масса последнего стала равна 5,162 г. Рассчитайте коэффициент распределения ионов Fe^{3+} между катионитом и равновесным раствором.

Решение: а) Между раствором и катионитом устанавливается равновесие:



3 моль ионов водорода (3 г) обменивается на 1 моль ионов Fe^{3+} (56 г). Масса катионита при этом увеличивается на $(56 - 3) = 53$ г. В условиях опыта масса катионита увеличилась на 0,162 г.

б) Рассчитаем массу ионов Fe^{3+} в 100 мл 0,05 М исходного раствора:

$$\begin{array}{ccc} \text{в } 1000 \text{ мл раствора} & \text{содержится} & (0,05 \cdot 56) \text{ г } Fe^{3+} \\ \text{в } 100 \text{ мл} & \text{-----} & \text{х г} \end{array} \quad \text{х} = 0,280 \text{ г}$$

в) Рассчитаем массу ионов Fe^{3+} , поглощенную катионитом:

$$\begin{array}{l} \text{если погл. 56 г железа} \text{ ————— } \text{масса ионита увел. на 53 г} \\ y \text{ ————— } 0,162 \text{ г} \\ y = 0,171 \text{ г} \end{array}$$

г) Рассчитаем массу ионов Fe^{3+} в равновесном растворе:

$$0,28 \text{ г} - 0,171 \text{ г} = 0,109 \text{ г}$$

д) Рассчитаем коэффициент распределения ионов Fe^{3+} между катионитом и равновесным раствором:

$$K = \frac{m_1 \cdot V(p - p_a)}{m_2 \cdot m(\text{катионита})};$$

где: m_1 – масса ионов в фазе катионита;

m_2 – масса ионов в равновесном растворе.

Подставим числовые значения:

$$K = \frac{0,171 \cdot 100}{0,109 \cdot 5} = 15,2$$

Пример 3: Рассчитайте, чему равен потенциал цинкового электрода, опущенного в раствор с концентрацией ZnSO_4 , равной 0,001 м, при температуре 25°C.

Решение: Величина потенциала, возникающего на границе металл-раствор, определяется по формуле:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \cdot \ln C(\text{Zn}^{2+}), \text{ где}$$

E^0 – стандартный потенциал цинкового электрода, равный -0,76 В;

R – газовая постоянная (8,31 Дж/моль·К);

T – абсолютная температура (298 К);

n – число электронов в электродной реакции;

F – число Фарадея (96500 Кл/моль);

C – концентрация ионов цинка.

$$E = -0,76 + \frac{8,31 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \ln 0,001 = -0,85 \text{ В}$$

Выполните задание

- 20,0 г изотонического раствора хлорида натрия, используемого в ветеринарии, пропустили через колонку с анионитом в OH^- -форме. На титрование раствора щелочи, вышедшего из колонки, затрачено в среднем 9,1 мл 0,3344 н раствора HCl . Рассчитайте массу NaCl в 100 г изотонического раствора.
- При фотометрическом исследовании экстинкция стандартного раствора CuSO_4 с концентрацией вещества 0,02 моль/л составила 0,36, а экстинкция исследуемого раствора 0,23. Рассчитайте массу вещества в 2 л такого раствора.
- * В 0,03 М раствор нитрата калия объёмом 100 мл внесли 5,0 г анионита в OH^- -форме. После установления ионного равновесия между раствором и анионитом масса последнего стала равна 5,045 г. Рассчитайте коэффициент распределения ионов NO_3^- между анионитом и равновесным раствором.

Литература

Основная

1. Глинка Н.Г. Общая химия. – Л.: Химия, 1988. – 720 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1986. – 270 с.
3. Князев Д.А., Смартыгин С.Н. Неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1990. – 430 с.
4. Коровин Н.В. Общая химия. – М.: Высшая школа, 2000. – 558 с.
5. Хомченко Г.П., Цитович И.К. Неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1987. – 464 с.
6. Цитович И.К. Курс аналитической химии. – Санкт-Петербург-Москва-Краснодар, 2004. – 496 с.
7. Общая химия с основами аналитической. / В.М.Холод и др./ Под редакцией В.М. Холода. – Витебск: ВГАВМ, 2006. – 138с.

Дополнительная

8. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1998. – 743 с.
9. Дорохова Е.Н., Прохорова Г.В. Аналитическая химия. Физико-химические методы анализа. – М.: Высшая школа, 1991. – 256 с.
10. Ершов Ю.А. и др. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. – М.: Высшая школа, 2003. – 560 с.
11. Ленский А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию. – М.: Высшая школа, 1989. – 256 с.
12. Общая химия в формулах, определениях, схемах. /Под ред. Тикавого В.Ф. – Минск, 1996. – 497 с.
13. Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия – М.: Дрофа, 2002. – 448 с.
14. Практикум по общей химии. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов/Ю.А. Ершов, А.М. Кононов, С.А. Пузаков и др./Под ред. Ю.А. Ершова/ М.: Высшая школа, 1993. - 271 с.
15. Сборник задач и упражнений по общей химии /Л.М. Романцева, З.Л. Лещинская, В.А. Суханова. – М.: Высшая школа, 1991. –288 с.
16. Фридрихсберг Д.А. Курс коллоидной химии. – СПб.: Химия, 1995. – 400 с.

периоды	ряды	группы														
		A	I	B	A	II	B	B	III	A	B	IV	A	B	V	A
1	1	(H)														
2	2	Li ³ ЛИТИЙ 6,941			Be ⁴ БЕРИЛЛИЙ 9,01218			5	B БОР 10,81		6	C УГЛЕРОД 12,011			7	N АЗОТ 14,0067
3	3	Na ¹¹ НАТРИЙ 22,98977			Mg ¹² МАГНИЙ 24,305			13	Al АЛЮМИНИЙ 26,98154		14	Si КРЕМНИЙ 28,0855			15	P ФОСФОР 30,97376
4	4	K ¹⁹ КАЛИЙ 39,0983			Ca ²⁰ КАЛЬЦИЙ 40,08			Sc ²¹ СКАНДИЙ 44,9559			Ti ²² ТИТАН 47,90			V ²³ ВАНАДИЙ 50,9414		
	5	¹⁸ Cu ²⁹ МЕДЬ 63,546			¹⁸ Zn ³⁰ ЦИНК 65,38			¹⁸ Ga ³¹ ГАЛЛИЙ 69,72			¹⁸ Ge ³² ГЕРМАНИЙ 72,59			¹⁸ As ³³ МЫШЬЯК 74,9216		
5	6	Rb ³⁷ РУБИДИЙ 85,4678			Sr ³⁸ СТРОНЦИЙ 87,62			Y ³⁹ ИТТРИЙ 88,9059			Zr ⁴⁰ ЦИРКОНИЙ 91,22			Nb ⁴¹ НИОБИЙ 92,9064		
	7	¹⁸ Ag ⁴⁷ СЕРЕБРО 107,868			¹⁸ Cd ⁴⁸ КАДМИЙ 112,41			¹⁸ In ⁴⁹ ИНДИЙ 114,82			¹⁸ Sn ⁵⁰ ОЛОВО 118,69			¹⁸ Sb ⁵¹ СУРЬМА 121,75		
6	8	Cs ⁵⁵ ЦЕЗИЙ 132,9054			Ba ⁵⁶ БАРИЙ 137,33			La ⁵⁷ ЛАНТАН ★ 138,9055			Hf ⁷² ГАФНИЙ 178,49			Ta ⁷³ ТАНТАЛ 180,9479		
	9	¹⁸ Au ⁷⁹ ЗОЛОТО 196,9665			¹⁸ Hg ⁸⁰ РТУТЬ 200,59			¹⁸ Tl ⁸¹ ТАЛЛИЙ 204,37			¹⁸ Pb ⁸² СВИНЕЦ 207,2			¹⁸ Bi ⁸³ ВИСМУТ 208,9804		
7	10	Fr ⁸⁷ ФРАНЦИЙ [223]			Ra ⁸⁸ РАДИЙ 226,0254			Ac ⁸⁹ АКТИНИЙ [227]			Ku ¹⁰⁴ КУРЧАТОВИЙ [261]			Ns ¹⁰⁵ НИЛЬСБОРИЙ [247]		

★ ланта

Ce ⁵⁸ ЦЕРИЙ 140,12	Pr ⁵⁹ ПРАЗЕОДИМ 140,9077	Nd ⁶⁰ НЕОДИМ 144,24	Pm ⁶¹ ПРОМЕТИЙ [145]	Sm ⁶² САМАРИЙ 150,4	Eu ⁶³ ЕВРОПИЙ 151,96	Gd ⁶⁴ ГАДОЛИНИЙ 157,25
--	--	---	--	---	--	--

★★ акти

Th ⁹⁰ ТОРИЙ 232,0381	Pa ⁹¹ ПРОТАКТИНИЙ 231,0359	U ⁹² УРАН 238,029	Np ⁹³ НЕПУНИЙ 237,0482	Pu ⁹⁴ ПЛУТОНИЙ [244]	Am ⁹⁵ АМЕРИЦИЙ [243]	Cm ⁹⁶ КОРИЙ [247]
--	--	---	--	--	--	---

Д.И. Менделеева

ЭЛЕМЕНТОВ

В VI A			В VII A			В VIII			A
			1 H ВОДОРОД 1,0079				2 He ГЕЛИЙ 4,00260		
8 O КИСЛОРОД 15,9994			9 F ФТОР 18,998403				10 Ne НЕОН 20,179		
16 S СЕРА 32,06			17 Cl ХЛОР 35,453				18 Ar АРГОН 39,948		
Cr 24 ХРОМ 51,996			Mn 25 МАРГАНЕЦ 54,9380			Fe 26 ЖЕЛЕЗО 55,847	Co 27 КОБАЛЬТ 58,9332	Ni 28 НИКЕЛЬ 58,70	
34 Se СЕЛЕН 78,96			35 Br БРОМ 79,904					36 Kr КРИПТОН 83,80	
Mo 42 МОЛИБДЕН 95,94			Tc 43 ТЕХНЕЦИЙ 98,9062			Ru 44 РУТЕНИЙ 101,07	Rh 45 РОДИЙ 102,9055	Pd 46 ПАЛЛАДИЙ 106,4	
52 Te ТЕЛЛУР 127,60			53 I ИОД 126,9045					54 Xe КСЕНОН 131,30	
W 74 ВОЛЬФРАМ 183,85			Re 75 РЕНИЙ 186,207			Os 76 ОСМИЙ 190,2	Ir 77 ИРИДИЙ 192,22	Pt 78 ПЛАТИНА 195,09	
84 Po ПОЛОНИЙ [209]			85 At АСТАТ [210]					86 Rn РАДОН [222]	
106 Lv [293]									

Порядковый номер элемента

Распределение по энергетическим уровням

Атомная масса

В квадратных скобках даются массовые числа наиболее устойчивых изотопов

НОИДЫ

Tb 65 ТЕРБИЙ 158,9254	Dy 66 ДИСПРОЗИЙ 162,50	Ho 67 ГОЛЬМИЙ 164,9304	Er 68 ЭРБИЙ 167,26	Tm 69 ТУЛИЙ 168,9342	Yb 70 ИТТЕРБИЙ 173,04	Lu 71 ЛЮТЕЦИЙ 174,97
------------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

НОИДЫ

Bk 97 БЕРКЛИЙ [247]	Cf 98 КАЛИФОРНИЙ [251]	Es 99 ЭЙНШТЕЙНИЙ [254]	Fm 100 ФЕРМИЙ [257]	Md 101 МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	(No) 102 (НОБЕЛИЙ) [255]	(Lr) 103 (ЛОУРЕНСИЙ) [256]
----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	---------------------------------------	---

Номенклатура кислот и соответствующих им солей

Кислоты		Анион	
формула	название	формула	название
HF	фтороводородная (плавиковая)	F^-	фторид
HCl*	хлороводородная (соляная)	Cl^-	хлорид
HBr*	бромоводородная	Br^-	бромид
HI*	иодоводородная	I^-	иодид
HNO ₂	азотистая	NO_2^-	нитрит
HNO ₃ *	азотная	NO_3^-	нитрат
HClO	хлорноватистая	ClO^-	гипохлорит
HClO ₂	хлористая	ClO_2^-	хлорит
HClO ₃ *	хлорноватая	ClO_3^-	хлорат
HClO ₄ *	хлорная	ClO_4^-	перхлорат
HMnO ₄ *	марганцевая	MnO_4^-	перманганат
CH ₃ COOH	уксусная	CH_3COOH^-	ацетат
H ₂ S	сероводородная	HS^- S^{2-}	гидросульфид сульфид
H ₂ SO ₃	сернистая	HSO_3^- SO_3^{2-}	гидросульфит сульфит
H ₂ SO ₄ *	серная	HSO_4^- SO_4^{2-}	гидросульфат сульфат
H ₂ CO ₃	угольная	HCO_3^- CO_3^{2-}	гидрокарбонат карбонат
H ₂ SiO ₃	кремниевая	$HSiO_3^-$ SiO_3^{2-}	гидросиликат силикат
H ₂ S ₂ O ₃	тиосерная	$S_2O_3^{2-}$	тиосульфат
HCN	циановодородная (синильная)	CN^-	цианид
HSCN	тиоциановодородная	SCN^-	тиоцианат
H ₃ PO ₄	фосфорная	$H_2PO_4^-$ HPO_4^{2-} PO_4^{3-}	дигидрофосфат гидрофосфат фосфат
H ₃ BO ₃	борная	BO_3^{3-}	борат
HIO	йодноватистая	IO^-	гипоидит
HIO ₃ *	йодноватая	IO_3^-	иодат
HIO ₄ *	йодная	IO_4^-	периодат
HBrO	бромноватистая	BrO^-	гипобромит
HBrO ₃ *	бромноватая	BrO_3^-	бромат
H ₂ SeO ₃	селенистая	SeO_3^{2-}	селенит
H ₂ MnO ₄ *	марганцовистая	MnO_4^{2-}	манганат
H ₄ P ₂ O ₇	пирофосфорная	$P_2O_7^{4-}$	пирофосфат
H ₃ PO ₃	фосфористая	PO_3^{3-}	фосфит
* отмечены кислоты – сильные электролиты			

Растворимость солей

Анионы	Катионы																		
	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺
Cl [−]	р	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	р	р	м	—	р	р	р
Br [−]	р	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	р	р	м	—	р	р	р
I [−]	р	р	р	р	—	н	р	р	р	р	р	н	р	р	н	—	н	—	р
NO ₃ [−]	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	—	р	р	р	р	р
CH ₃ COO [−]	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	—	р	—	р	—	р
S ^{2−}	р	р	р	р	н	н	—	р	р	р	н	н	—	н	н	н	н	н	н
SO ₃ ^{2−}	р	р	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	—	—	н	н	н	—	н
SO ₄ ^{2−}	р	р	р	р	р	м	р	м	н	н	р	—	р	р	н	—	р	р	р
CO ₃ ^{2−}	р	р	р	р	—	н	н	н	н	н	н	—	—	—	н	н	н	—	н
SiO ₃ ^{2−}	р	р	р	—	—	—	н	н	н	н	н	—	н	—	н	—	н	н	н
CrO ₄ ^{2−}	р	р	р	р	н	н	р	м	м	н	н	н	—	—	н	н	н	—	—
PO ₄ ^{3−}	н	р	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н
OH [−]	р	р	р	р	н	—	н	м	м	р	н	—	н	н	н	н	н	н	н

Таблица 4

Произведение растворимости некоторых малорастворимых сильных электролитов в водных растворах при 25°C

Электролит	ПР	Электролит	ПР
AgBr	$5,0 \cdot 10^{-13}$	Cu (OH) ₂	$5,6 \cdot 10^{-20}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	CuS	$1,4 \cdot 10^{-36}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-12}$	Fe(OH) ₂	$7,9 \cdot 10^{-16}$
AgI	$2,3 \cdot 10^{-16}$	Fe (OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-38}$
Ag ₂ S	$7,2 \cdot 10^{-50}$	FeS	$3,4 \cdot 10^{-17}$
Ag ₂ SO ₄	$1,2 \cdot 10^{-5}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
BaCO ₃	$4,9 \cdot 10^{-9}$	MnS	$1,1 \cdot 10^{-13}$
BaCrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbCl ₂	$1,7 \cdot 10^{-5}$
BaSO ₄	$1,8 \cdot 10^{-10}$	PbCrO ₄	$2,8 \cdot 10^{-13}$
CaCO ₃	$4,4 \cdot 10^{-9}$	PbI ₂	$8,7 \cdot 10^{-9}$
CaC ₂ O ₄	$2,3 \cdot 10^{-9}$	PbS	$8,7 \cdot 10^{-29}$
CaSO ₄	$3,7 \cdot 10^{-5}$	PbSO ₄	$1,7 \cdot 10^{-8}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-25}$	SrSO ₄	$2,1 \cdot 10^{-7}$
Cd(OH) ₂	$4,3 \cdot 10^{-5}$	Zn(OH) ₂	$3,0 \cdot 10^{-16}$
CdS	$6,5 \cdot 10^{-28}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы при 298К

Полуреакция (электродная)	$E^{\circ}_{\text{Ox/Red, В}}$	Полуреакция (электродная)	$E^{\circ}_{\text{Ox/Red, В}}$
$\text{F}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{F}^-$	2,87	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightarrow 4\text{OH}^-$	0,40
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1,78	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^0$	0,34
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\bar{e} \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,69	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	0,27
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,68	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,20
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2^0$	0,00
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,46	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}^0$	- 0,13
$\text{Ce}^{4+} + \bar{e} \rightarrow \text{Ce}^{3+}$	1,44	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Sn}^0$	- 0,14
$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cl}^-$	1,36	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}^0$	- 0,23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,33	$\text{PbSO}_4 + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}^0 + \text{SO}_4^{2-}$	- 0,35
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1,23	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Co}^0$	- 0,40
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,21	$\text{Cr}^{3+} + \bar{e} \rightarrow \text{Cr}^{2+}$	- 0,41
$\text{Br}_2(\text{ж}) + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Br}^-$	1,09	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^0$	- 0,41
$\text{AuCl}_4^- + 3\bar{e} \rightarrow \text{Au} + 4\text{Cl}^-$	0,99	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^0$	- 0,76
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,96	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^0$	- 1,03
$2\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Hg}_2^{2+}$	0,91	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Al}^0$	- 1,71
$\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Ag}^0$	0,80	$\text{H}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}^-$	- 2,23
$\text{Hg}_2^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Hg}^0$	0,80	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mg}^0$	- 2,37
$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	0,77	$\text{La}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{La}^0$	- 2,37
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$	0,68	$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Na}^0$	-2,71
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,59	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ca}^0$	- 2,76

$\text{MnO}_4^- + \bar{e} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	0,56	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ba}^0$	- 2,90
$\text{I}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{I}^-$	0,53	$\text{K}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{K}^0$	- 2,92
		$\text{Li}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Li}^0$	- 3,05

**УО «ВИТЕБСКАЯ ОРДЕНА «ЗНАК ПОЧЕТА» ГОСУДАРСТВЕННАЯ
АКАДЕМИЯ ВЕТЕРИНАРНОЙ МЕДИЦИНЫ»**

КАФЕДРА ХИМИИ

210026 РБ

г. Витебск

ул. 1-я Доватора 7/11

тел.: 37-07-00

***СОТРУДНИКАМИ КАФЕДРЫ ПОДГОТОВЛЕНЫ И ИЗДАНЫ
ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ ПОСОБИЯ:***

1. Холод, В.М. Общая химия с основами аналитической. / В.М. Холод, И.Ю. Постраш, Л.Н. Громова, О.В. Господарик, Т.В. Пипкина / Под редакцией В.М. Холода. – Витебск: ВГАВМ, 2006. – 138 с.
2. Холод, В.М. Задачи по неорганической и аналитической химии для студентов сельскохозяйственных специальностей: учебно-методическое пособие / В.М. Холод, Л.А. Князева, И.Ю. Постраш, С.Л. Шиенок, Т.В. Пипкина, Л.Н. Гольнева. – Витебск: УО ВГАВМ., 1998. – 38 с.
3. Холод, В.М. Учебно-методическое пособие «Лабораторные работы по общей и аналитической химии / В.М. Холод, И.Ю. Постраш. – Витебск: УО ВГАВМ., 2002. – 31 с.

4. Холод, В.М. Учебно-методическое пособие по общей, неорганической и аналитической химии для самостоятельной работы студентов заочного факультета в межсессионный период / В.М. Холод, И.Ю. Постраш, – Витебск: УО ВГАВМ., 2003. – 22 с.

Учебное издание

Холод Валерий Михайлович, Постраш Ирина Юрьевна

**ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ ПО
НЕОРГАНИЧЕСКОЙ С ОСНОВАМИ АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

Учебно-методическое пособие для студентов факультета ветеринарной медицины

Ответственный за выпуск В.М. Холод

Оригинал сверстан и отпечатан в УО «Витебская ордена «Знак Почета»
государственная академия ветеринарной медицины»

Подписано в печать

Формат 60 x 90 1/16. Бумага писчая.

Усл. п. л. 4,0. Тираж _____ экз. Заказ № _____

210026, г. Витебск, ул. 1-ая Доватора 7/11.

Отпечатано на ризографе ВГАВМ

Лицензия № 02330/0133019 от 30.04.2004 г.

