

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

В.М. ХОЛОД, И.Ю. ПОСТРАШ

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

учебно-методическое пособие
для студентов зооинженерного факультета

ВИТЕБСК
УО ВГАВМ
2007

УДК 546
ББК 24.1
Х 73

Рецензенты:

В.И. Соболевский, кандидат ветеринарных наук, доцент кафедры физики и основ высшей математики.

Н.Г. Толкач, кандидат ветеринарных наук, доцент, заведующий кафедрой фармакологии.

Холод, В.М.

Х 73 Задания для самостоятельной работы студентов по общей химии с основами аналитической: уч.-метод. пособие для студентов зооинженерного факультета / В.М. Холод, И.Ю. Постраш. – Витебск: ВГАВМ, 2007.- 54 с.

ISBN 978-985-512-034-7

Учебно-методическое пособие составлено в соответствии с программой по общей химии с основами аналитической для студентов зооинженерного факультета. Пособие включает все темы, выносимые на лабораторно-практические занятия. По каждой теме сформулированы основные теоретические вопросы для самостоятельного изучения, приведены примеры типовых задач с решением. Кроме того, в каждой теме содержится также домашнее задание, которое студент должен выполнить при подготовке к занятию, что позволит лучше усвоить теоретический материал и научиться его использовать практически.

Рассмотрено и рекомендовано к печати методической комиссией зооинженерного факультета УО «Витебская ордена «Знак Почета» государственная академия ветеринарной медицины» 11 января 2007 г. (протокол № 2).

Разрешено к печати редакционно-издательским советом УО «Витебская ордена «Знак Почета» государственная академия ветеринарной медицины» «15» ноября 2007 г. (протокол № 4)

УДК 54(07)

ББК 24

ISBN 978-985-512-034-7



© Холод В.М., Постраш И.Ю., 2007
© УО «Витебская ордена «Знак Почета» государственная академия ветеринарной медицины», 2007

СОДЕРЖАНИЕ

	Стр
Введение	4
1. Основные химические понятия и законы	5
2. Энергетика химических процессов	7
3. Кинетика химических реакций. Химическое равновесие	9
4. Растворы. Растворимость веществ. Способы выражения состава растворов	12
5. Растворы неэлектролитов. Коллигативные свойства растворов	15
6. Свойства растворов электролитов	16
7. Ионное произведение воды. Водородный показатель	19
8. Гидролиз солей. Буферные растворы	21
9. Коллоидные растворы. Растворы высокомолекулярных соединений (ВМС)	22
10. Строение атома. Химическая связь	24
11. Комплексные соединения	26
12. Окислительно-восстановительные реакции	28
13. Элементы I-A и II-A групп	30
14. Элементы группы V-A	32
15. Элементы группы VI-A	34
16. Элементы группы VII-A	36
17. Химия d-элементов	38
18. Объемный анализ. Метод кислотно-основного титрования	39
19. Метод комплексонометрического титрования	41
20. Физико-химические методы анализа	43
21. Список литературы	45
22. Приложения	46

Введение

Химия является одной из общетеоретических наук, которые предшествуют изучению профессионально-направленных дисциплин и создают необходимую теоретическую базу для дальнейшего обучения и практической деятельности.

Большинство процессов, протекающих в окружающей среде, а также обмен веществ, являющийся основой жизнедеятельности организмов, представляет собой совокупность разнообразных химических реакций.

Знание закономерностей протекания химических реакций, свойств простых и сложных веществ, используемых в агропромышленном производстве, животноводстве, ветеринарии позволит студентам – будущим специалистам - грамотно решать как практические, так и научные проблемы.

Химические методы широко используются в производственных и биохимических лабораториях. Химический синтез позволяет получать различные лекарственные средства, биологически активные добавки, минеральные подкормки, минеральные удобрения, а также разнообразные пестициды и гербициды, используемые для борьбы с вредителями и сорняками.

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

Данное методическое пособие адресовано студентам зооинженерного факультета. Оно необходимо для самостоятельной подготовки к занятиям по дисциплине «Общая химия с основами аналитической».

В пособие включены все разделы химии согласно типовой программы по данной дисциплине и количеству часов, отведенных на ее изучение для студентов зооинженерного факультета.

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

Подготовку домашнего задания следует начинать с изучения теоретических вопросов темы с использованием конспекта лекций и рекомендованной литературы. После освоения теоретического материала следует ознакомиться с решением типовых задач и наиболее трудные законспектировать в тетрадь для лабораторно-практических занятий. Далее следует перейти к разделу «Выполните задание», а именно, письменно ответить на все вопросы, а также решить задачи.

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.

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

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

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:

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

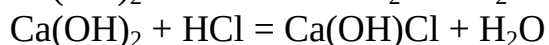
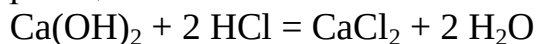
где $M(\text{A})$ – молярная масса элемента;

n – валентность элемента в данном соединении.

Поэтому для MnO_2 $M_{\text{э}}(\text{Mn}) = 55/4 = 13,75 \text{ г/моль}$.

для Mn_2O_7 $M_{\text{э}}(\text{Mn}) = 55/7 = 7,86 \text{ г/моль}$.

Пример 4: Определите молярную массу эквивалента $\text{Ca}(\text{OH})_2$, 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:

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

так как заместились 2 одновалентные группы OH.

Для второй реакции:

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

так как в ходе реакции заместилась 1 группа OH.

Выполните задание:

1. Запишите формулы веществ: сульфида аммония, карбоната лития, гидрофосфата натрия, гидроксонитрата хрома (III), дигидрофосфата кальция, дигидроксосульфата марганца (III), оксида хлора (VII), гидроксида алюминия, нитрита бария.
2. Назовите вещества: CaSO_3 , K_2CrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NH_4OH , NaHSO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_2)_2$, $(\text{Al}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, MgSO_4 , KMnO_4 .
3. Рассчитайте химическое количество вещества железа массой 5,6 г. Сколько атомов железа содержится в данном образце?
4. Определите массу карбоната калия, если его химическое количество равно 0,5 моль. Найдите общее число атомов всех элементов, содержащихся в данном образце.
5. Вычислите количество вещества и количество моль эквивалентов вещества в данной массе вещества: а) 7,1 г Na_2SO_4 ; б) 5,8 г $\text{Mg}(\text{OH})_2$; в) 0,49 г H_2SO_4 .
6. Какой объем займет при нормальных условиях смесь азота массой 2,8 г и водорода массой 10 г? Сколько аммиака образуется при нагревании данной смеси? Какой газ останется после реакции?
7. При прокаливании медной проволоки на воздухе и последующем охлаждении ее масса увеличивается. Выполняется ли при этом закон сохранения массы? Дайте объяснение.
8. 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.
9. Определите молярную массу эквивалента серной кислоты, исходя из уравнений реакций:
$$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$$
$$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
10. Рассчитайте молярные массы эквивалентов азота в оксидах: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 .
11. Рассчитайте молярные массы эквивалентов следующих веществ: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NaOH , H_2SO_4 , HNO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, MgSO_4 .

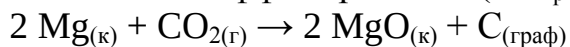
Тема 2: «Энергетика химических процессов»

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. Термохимия. Термохимические уравнения. Тепловой эффект реакции. 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 веществ.
5. Принцип Берто.
6. Понятие об энтропии. Расчет изменения энтропии в ходе реакции.
7. Второе начало термодинамики. Изменение энергии Гиббса в ходе реакции – критерий направленности химических процессов.
8. Связь между энтропией, энтальпией и энергией Гиббса.
9. Приложение законов термодинамики к живым системам.

Примеры решения задач

Пример 1: Вычислите тепловой эффект реакции ($\Delta H^\circ_{\text{р-ции}}$):



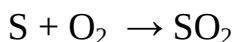
Решение: а) Находим по справочным таблицам значения стандартных энтальпий образования сложных веществ: $\Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{MgO}) = -602 \text{ кДж/моль}$; $\Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{CO}_2) = -394 \text{ кДж/моль}$. Стандартные энтальпии образования простых веществ (Mg и C) равны 0.

б) Так как, согласно первому следствию из закона Гесса, тепловой эффект реакции ($\Delta H^\circ_{\text{р-ции}}$) равен сумме энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов, то:

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

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

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



б) Найдем химическое количество серы:

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

в) Составим пропорцию:

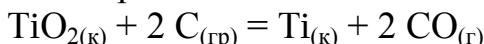
при сгорании 2,5 моль серы выделяется 747 кДж энергии;

» » » » 1 моль серы ————— х кДж.

$$x = 298,8 \text{ кДж}; \quad \Delta H^{\circ}_{\text{обр.}}(\text{SO}_2) = -298,8 \text{ кДж/моль.}$$

Пример 3: Возможно ли восстановление оксида титана (IV) до свободного титана углеродом в стандартных условиях?

Решение: а) Запишем уравнение реакции:



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

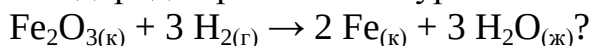
Вещества	$\text{CO}_{(\text{г})}$	$\text{Ti}_{(\text{к})}$	$\text{TiO}_{2(\text{к})}$	$\text{C}_{(\text{гр})}$
$\Delta G^{\circ}_{\text{обр.}}, \text{ кДж/моль}$	-137	0	-887	0

б) Изменение энергии Гиббса в ходе реакции рассчитывается аналогично изменению теплового эффекта реакции (см. пример 1), 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 500°C по уравнению:



Решение: а) В справочных таблицах находим необходимые данные:

	$\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})}$	$\text{H}_{2(\text{г})}$	$\text{Fe}_{(\text{к})}$	H_2O
$\Delta H^{\circ}(\text{кДж/моль})$	-822,0	0	0	-285,8
$S^{\circ}_{\text{обр.}}(\text{Дж/моль К})$	87	130,5	2,27	70,1

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

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

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

$$\Delta G = -35,4 + 0,2138 \cdot (500 + 273) = 129,87 \text{ кДж}$$

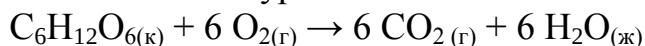
Т.к. $\Delta G > 0$, то при $t = 500^{\circ}\text{C}$ (773 К) эта реакция не будет протекать.

Выполните задание:

1. Сформулируйте закон Гесса. Как с использованием стандартных энтальпий сгорания и стандартных энтальпий образования веществ рассчитать тепловой эффект реакции?
2. Определите калорийность 1 кг корма, содержащего 60% воды, 20% белков, 15% жиров и 5% углеводов, если калорийность белков и углеводов составляет 17,1 кДж/г, а калорийность жиров – 38 кДж/г.
3. Определите количество теплоты, выделившейся в результате взаимодействия 2 кг оксида кальция с водой: $\text{CaO}_{(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{к})}$, если известны стандартные энтальпии образования веществ:

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

4. Дайте определение стандартной энтальпии образования вещества. При взаимодействии 2,1 г железа с серой выделилось 3,77 кДж теплоты. Рассчитайте энтальпию образования сульфида железа.
5. Энергетические затраты коровы на образование 1 л молока составляют 3000 кДж. Какое количество глюкозы будет затрачено на образование 10 л молока, если допустить, что процесс молокообразования энергетически обеспечивается только за счет окисления глюкозы по уравнению:



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

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



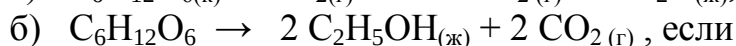
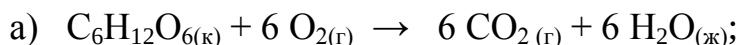
если $\Delta H^\circ_{\text{сгор.}}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5) = -2727 \text{ кДж/моль}$; $\Delta H^\circ_{\text{сгор.}}(\text{H}_2\text{O}) = 0$;

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

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

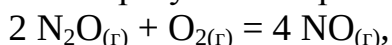
	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})}$	$\text{C}_{(\text{г})}$	$\text{H}_{2(\text{г})}$
$\Delta H^\circ_{\text{сгор.}}, \text{кДж/моль}$	-1368	-394	-286

8. Каков критерий самопроизвольного протекания процесса для изолированных систем? Рассчитайте изменение энергии Гиббса в ходе реакций и ответьте на вопрос, будут ли самопроизвольно протекать данные реакции в стандартных условиях?



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

9. Возможно ли, что N_2O , используемый в качестве наркотического средства при хирургических операциях, вызовет отравление в результате образования токсического NO при температуре 37°C в результате протекания следующей реакции:



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

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

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

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. Реакции простые и сложные. 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 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 $2 \text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2 \text{CO}_{2(г)}$ при увеличении концентрации реагирующих веществ в 2 раза?

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

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

б) При новых концентрациях CO и O₂ скорость реакции (v_2) будет равна: $v_2 = k \cdot (2[\text{CO}])^2 \cdot 2[\text{O}_2] = 8k \cdot [\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2] = 8v_1$
Скорость реакции увеличится в 8 раз.

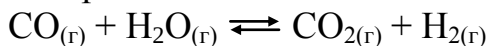
Пример 2: Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 30°C, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2?

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

Подставим данные в формулу: $v_{t_2} = v_{t_1} \cdot 2^{\frac{30}{10}} = v_{t_1} \cdot 2^3 = 8 \cdot v_{t_1}$.

Таким образом, скорость реакции возрастет 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: а) Рассчитаем, какое количество воды прореагировало:

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

б) Концентрация воды после реакции:

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

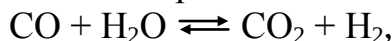
в) Согласно уравнению, 1 моль CO реагирует с 1 моль H₂O, при этом образуется 1 моль CO₂ и 1 моль H₂. Значит, концентрация CO уменьшится на 0,18 моль, а концентрации CO₂ и H₂ увеличатся на 0,18 моль и станут следующими:

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

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

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

Пример 4: Рассчитайте константу равновесия реакции:

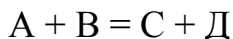


если концентрации всех участвующих веществ в реакции в момент равновесия равны (моль/л): $C(\text{H}_2\text{O}) = 0,42$; $C(\text{CO}_2) = 0,58$; $C(\text{CO}) = 0,32$; $C(\text{H}_2) = 0,38$.

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

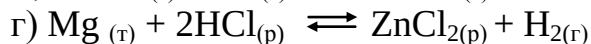
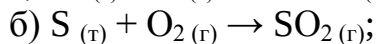
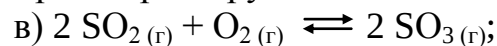
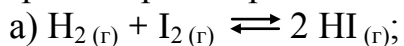
Выполните задание:

- От каких факторов зависит скорость гомогенной реакции, гетерогенной реакции? Дайте определение скорости гомогенной и гетерогенной реакции. Вычислите среднюю скорость реакции:



если начальная концентрация вещества А была равна 10 моль/л, а через 4 минуты стала равной 2 моль/л.

- Сформулируйте закон действующих масс. Напишите выражение зависимости скорости прямой реакции от концентрации реагирующих веществ:



Укажите порядок каждой реакции.

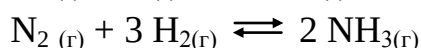
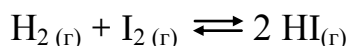
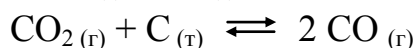
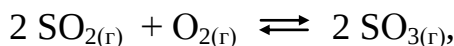
- Как изменится скорость прямой реакции $2 \text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_{3(\text{г})}$,
 - при увеличении концентрации SO_2 в 3 раза;
 - при уменьшении давления в 2 раза;
 - при добавлении оксида азота (II).
- Запишите уравнение Вант-Гоффа. Как изменится скорость реакции, если температуру повысить с 20°C до 100°C , температурный коэффициент реакции равен 2?
- При уменьшении температуры на 30°C скорость реакции уменьшилась в 27 раз. Вычислите температурный коэффициент данной реакции.
- Реакция идет согласно уравнению: $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HCl}_{(\text{г})}$. Концентрации исходных веществ до начала реакции были равны: $[\text{H}_2] = 0,06$ моль/л; $[\text{Cl}_2] = 0,08$ моль/л. Как изменится скорость реакции, по сравнению с первоначальной, в тот момент, когда прореагирует половина водорода?
- Сформулируйте принцип Ле - Шателье.

Укажите, куда сместится равновесие в системе:

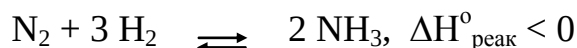


- увеличить температуру,
- понизить давление,
- уменьшить концентрации исходных веществ.

- Запишите константы равновесия для следующих обратимых реакций:



- В состоянии равновесия в системе:



концентрации участвующих веществ равны (моль/л): $C_{\text{N}_2} = 3$; $C_{\text{H}_2} = 9$; $C_{\text{NH}_3} = 4$.
 Определите: а) константу равновесия; б) исходные концентрации водорода и азота; в) каким образом можно сместить равновесие в данной системе вправо?

Тема 4: «Растворы. Растворимость веществ. Способы выражения состава растворов»

Основные вопросы темы

1. Истинные растворы. Понятие растворитель, растворенное вещество. Сольваты, гидраты.
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 жидкостях. 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 этого 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 взять 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: а) Рассчитаем, сколько необходимо взять безводной соли для приготовления 300 г 2 %-го раствора:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ г р-ра} \text{ — } 2 \text{ г соли} \\ 300 \text{ « « « — } x \text{ « « «} \\ x = 6 \text{ г} \end{array}$$

б) Найдем, сколько необходимо взять граммов кристаллогидрата, чтобы безводной соли в нем содержалось 6 г:

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

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

в 286 г ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$) содержится 106 г (Na_2CO_3)

в x г ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$) — 6 г (Na_2CO_3)

$$x = 16,1 \text{ г}$$

в) Для приготовления раствора следует взять воды:

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

г) Приготовление раствора: отвесим 16,1 г соли, переносим в химическую посуду (стакан, колбу) и добавляем 284 мл дистиллированной воды. Перемешиваем стеклянной палочкой до полного растворения соли.

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

Решение: а) Рассчитаем навеску NaOH, необходимую для приготовления раствора:

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

б) Приготовление раствора: необходимо 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: а) Рассчитаем навеску H_3PO_4 , необходимую для приготовления раствора:

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

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

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

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

Решение: а) Найдем, сколько серной кислоты содержится в 500 мл 0,2 н раствора, если $M_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 49 \text{ г/моль}$:

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

б) Рассчитаем массу 90% раствора, в котором содержится 4,9 г кислоты:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}}; \quad m_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{\omega} = \frac{4,9}{0,9} = 5,4 \text{ г (90 \% раствора } \text{H}_2\text{SO}_4)$$

в) Найдем объем раствора:

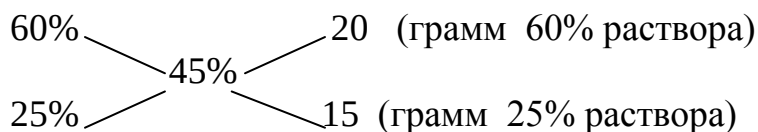
$$V = \frac{m}{\rho},$$

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

$$V = \frac{5,4}{1,82} = 3 \text{ мл (90 \% раствора } \text{H}_2\text{SO}_4)$$

Пример 6: Рассчитайте, в каком массовом и объемном соотношении надо смешать 60%-ный ($\rho = 1,50 \text{ г/см}^3$) и 25%-ный ($\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$) растворы серной кислоты, чтобы получить 45%-ный раствор?

Решение: а) Задачу решаем правилом «креста», для этого массовые доли исходных растворов пишем одну под другой, в центре «креста» - массовую долю раствора, который хотим приготовить. Соединяем цифры, как показано на рисунке прямыми и находим разность цифр, по диагонали, которую записываем. Это масса соответствующего раствора:



Таким образом, соотношения масс равны:

$$m_1 : m_2 = 20 : 15 \text{ или } 4 : 3.$$

б) Для определения объемных соотношений, найдем объемы растворов:

$$V_1 = \frac{20}{1,5} = 13,33 \text{ мл}, \quad V_2 = \frac{15}{1,18} = 12,71 \text{ мл}.$$

Таким образом, соотношения объемов $V_1 : V_2 = 13,33 : 12,71$ или $1,05 : 1$.

Выполните задание:

1. Что такое растворы, приведите примеры растворов твердых, жидких, газообразных, водных и неводных. Какие растворы являются разбавленными, концентрированными, насыщенными, ненасыщенными?
2. Дайте определение понятию «растворимость». Как делятся вещества по растворимости в воде? Приведите примеры для каждой группы веществ.
3. Как влияет изменение температуры, давления, присутствие в растворе электролитов на растворимость твердых, жидких и газообразных соединений. Ответ обоснуйте, приведите примеры.
4. Сколько грамм хлорида натрия потребуется для приготовления 2 литров физиологического раствора ($\omega(\text{NaCl}) = 0,9\%$, плотность раствора равна $1,053 \text{ г/см}^3$)?
5. К 100 мл 98%-го раствора серной кислоты ($\rho = 1,83 \text{ г/см}^3$) добавили 1 л воды. Какова массовая доля серной кислоты в полученном растворе?
6. Сколько граммов сульфата натрия необходимо взять для приготовления 250 мл 0,1 н раствора? Как приготовить такой раствор?
7. Определите молярную концентрацию раствора, содержащего в 500 мл раствора 14 г гидроксида калия.
8. Медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ является ядохимикатом. Сколько грамм этого вещества необходимо взять для приготовления 2 л 5% раствора сульфата меди?
9. Сколько мл 94%-го раствора серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 1 л 20%-го раствора ($\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$)?
10. Сколько мл 30%-ной азотной кислоты ($\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$) необходимо для приготовления 500 мл 0,5 М раствора?
11. 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 щелочи, чтобы получить 30%-ный раствор?

Тема 5: «Растворы неэлектролитов. Коллигативные свойства растворов»

Основные вопросы темы

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

Примеры решения задач

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

Решение: а) 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, K – криоскопическая постоянная (для воды $1,86^\circ$)

б) Найдем моляльную концентрацию раствора:

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

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

в) Определим температуру замерзания раствора:

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

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:

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

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

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;

$R = 8,31 \text{ Дж/моль} \cdot \text{K}$ (универсальная газовая постоянная);

$$T = 273 + 25^{\circ}\text{C} = 298\text{ K};$$

$$P_{\text{осм.}} = 0,5 \cdot 8,31 \cdot 298 = 1238,2\text{ кПа}$$

Выполните задание:

1. Какие свойства растворов называются коллигативными? Запишите формулы законов Вант - Гоффа и Рауля для растворов неэлектролитов.
2. Зачем посыпают зимой ледяные дорожки солью, а в радиаторы машин вместо воды наливают тосол?
3. Рассчитайте, при какой температуре замерзнет раствор, содержащий в 500 г воды 18 г глюкозы ($K_{\text{воды}} = 1,86^{\circ}\text{C}$).
4. Имеются 5% раствор глюкозы и 5% раствор сахарозы. У какого раствора осмотическое давление больше? Какой раствор замерзнет первым при понижении температуры? Ответы поясните расчетами.
5. Осмотическое давление раствора гемоглобина в воде, содержащего 124 г гемоглобина в 1 л раствора при 17°C равно 4,41кПа. Рассчитайте молекулярную массу гемоглобина.
6. Что произойдет с эритроцитами при 310К в 2%-ном растворе глюкозы ($\rho = 1,006\text{ г/мл}$), если учесть, что $P_{\text{осм.}}$ крови составляет 760 кПа?
7. Осмотическое давление крови 760 кПа. Какова молярная концентрация глюкозы в растворе, изотоничном крови при 37°C ?
8. Добавление 1,5 г углевода, извлеченного из овсяных отрубей, к 5 г воды понижает ее температуру замерзания до $-3,72^{\circ}\text{C}$. Чему равна молярная масса этого углевода?
9. При 315К давление насыщенного пара над водой равно 8,2 кПа. Как изменится давление пара после растворения в 540 г воды 36 грамм глюкозы при той же температуре?
10. 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.

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. Диссоциация многоосновных кислот, многокислотных оснований.
5. Обменные реакции в растворах электролитов. Ионные уравнения реакций.
6. Степень диссоциации. Факторы, определяющие степень диссоциации: природа растворенного вещества и растворителя, концентрация раствора, температура. Связь степени диссоциации с изотоническим коэффициентом.

7. Сильные электролиты. Истинная и кажущаяся степени диссоциации в растворах сильных электролитов. Активность электролита. Коэффициент активности. Ионная сила раствора.
8. Слабые электролиты. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации. Связь константы со степенью диссоциации (закон разбавления Оствальда). Смещение равновесия в растворах слабых электролитов.
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:

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

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

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

Решение: а) 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:

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

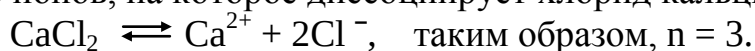
$$\text{Отсюда: } K \cdot C_1 = i K \cdot C_2$$

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

б) Степень диссоциации можно рассчитать с помощью изотонического коэффициента:

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

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



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

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: а) Ионную силу раствора найдем по формуле:

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

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

б) Определим молярную концентрацию растворов NaCl и CaCl₂:

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

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

в) Исходя из уравнений диссоциации данных электролитов:



определим молярные концентрации ионов натрия и кальция:

$$C(\text{Na}^+) = 0,03 \text{ моль/л}; C(\text{Ca}^{2+}) = 0,02 \text{ моль/л};$$

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

(ионы хлора образуются при диссоциации обеих солей).

г) Найдем ионную силу раствора (μ), коэффициент активности (f) и активность (a) ионов хлора:

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

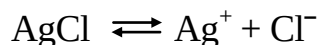
$$\lg f = -0,5 z^2 \sqrt{\mu}; \lg f(\text{Cl}^-) = -0,5 \cdot (-1)^2 \cdot \sqrt{0,09} = -0,5 \cdot 0,3 = -0,15$$

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

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

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: а) Запишем уравнение диссоциации хлорида серебра:



Выражение для произведения растворимости хлорида серебра имеет вид:

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

б) Так как, согласно уравнению диссоциации, $[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-]$, то

$$\text{PP}_{\text{AgCl}} = [\text{Ag}^+]^2.$$

Отсюда найдем концентрацию ионов серебра:

$$[\text{Ag}^+] = \sqrt{\text{PP}_{\text{AgCl}}} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-10}} = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}.$$

в) Выразим концентрацию $[\text{Ag}^+]$ в мг/л:

$$[\text{Ag}^+] = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л} \cdot 108 \text{ г/моль} = 1,45 \cdot 10^{-3} \text{ г/л} = 1,45 \cdot 10^{-6} \text{ мг/л}$$

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

Выполните задание:

1. Как диссоциируют следующие электролиты: сероводородная кислота, хлорид алюминия, гидрокарбонат калия, дигидрофосфат натрия, гидроксохлорид меди (II), гидроксид железа (III), сернистая кислота, гидроксид кальция, серная кислота, силикат аммония. Запишите уравнения диссоциации и для слабых электролитов – константу диссоциации по первой ступени.
2. Запишите законы Вант - Гоффа и Рауля для растворов электролитов. Почему в формулы вводят изотонический коэффициент?

3. Рассчитайте осмотическое давление изотонического раствора хлорида натрия ($\omega(\text{NaCl}) = 0,9\%$), при стандартной температуре, который используется для внутривенного введения, считая диссоциацию хлорида натрия полной (плотность раствора равна $1,053 \text{ г/см}^3$).
4. Осмотическое давление $0,1 \text{ М}$ раствора сульфата натрия при 0°C равно 459 кПа . Определите кажущуюся степень диссоциации соли в данном растворе.
5. 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.
6. Степень диссоциации угольной кислоты по первой ступени в $0,1 \text{ н}$ растворе равна $2,11 \cdot 10^{-3}$. Вычислите K_1 .
7. Вычислите ионную силу раствора и активности всех ионов в растворе, содержащем $0,01 \text{ моль/л}$ BaCl_2 и $0,01 \text{ моль/л}$ NaCl .
8. При отравлении цианидами внутривенно вводят 2% раствор нитрата натрия ($\rho = 1,011 \text{ г/см}^3$). Вычислите коэффициенты активности ионов в этом растворе.
9. К 100 мл $0,002 \text{ М}$ раствора нитрата свинца прилили 100 мл $0,002 \text{ М}$ раствора хлорида натрия. Выпадет ли в осадок хлорид свинца? $\text{PP}_{\text{PbCl}_2} = 2,4 \cdot 10^{-4}$.

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 .

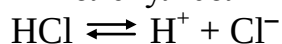
Решение: Из ионного произведения воды: $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ найдем концентрацию ионов H^+ :

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

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

Пример 2: Рассчитайте рН $0,001 \text{ н}$ раствора HCl , считая диссоциацию кислоты полной.

Решение: Уравнение диссоциации молекул соляной кислоты:



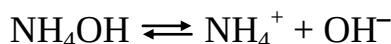
Так как HCl – сильный электролит, то концентрация ионов водорода равна концентрации кислоты:

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

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

Пример 3: Рассчитайте pH 0,1 М гидроксида аммония ($K_{NH_4OH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

Решение: а) Диссоциация гидроксида аммония идет по уравнению:



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

$$[OH^-] = [NH_4OH] \cdot \alpha_{\text{дисс.}}$$

б) Степень диссоциации можно рассчитать, зная константу диссоциации: $K_d = C \cdot \alpha^2$

где: C – молярная концентрация электролита.

Отсюда:

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

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

в) Из ионного произведения воды находим концентрацию ионов водорода и pH:

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

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

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

Решение: а) Молярную концентрацию КОН рассчитывают по формуле:

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

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

в) Концентрацию H^+ находим из ионного произведения воды:

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

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

Выполните задание:

1. Вычислите pH растворов, в которых концентрация ионов водорода (в моль/л) составляет: а) 10^{-5} , б) 10^{-7} ; в) 10^{-10} . Укажите, какая среда.
2. Рассчитайте молярную концентрацию ионов водорода и pH в водных растворах, в которых концентрация гидроксид-ионов (в моль/л) составляет: а) 10^{-6} ; 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 10% раствора КОН ($\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$).

5. Сколько мл 38% раствора HCl ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$) следует взять для приготовления 1 л раствора, имеющим pH равным 2?
6. Вычислите константу диссоциации слабой одноосновной кислоты, если в 0,01 М растворе ее pH равно 4.
7. Вычислите константу диссоциации слабого однокислотного основания, если в 0,01 М растворе его pH равно 10.
8. Рассчитайте pH растворов слабых электролитов:
 - а) 0,1 М HCN, $K_{\text{HCN}} = 7,2 \cdot 10^{-12}$;
 - б) 0,01 М CH₃COOH, $K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,86 \cdot 10^{-5}$;
 - в) 0,01 М NH₄OH $K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1,86 \cdot 10^{-5}$.
9. 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 равна 1,08 г/мл.

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 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:

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

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

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

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

Решение: рН основного буфера рассчитаем по формуле:

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

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

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

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

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

Выполните задание:

1. Укажите, какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: K_2S , CuCl_2 , KCl , NaNO_3 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ и почему. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза данных солей.
2. Дайте определение буферным растворам. Запишите состав ацетатного, аммиачного, фосфатного, гемоглобинового, гидрокарбонатного буферных растворов. Какие из них находятся в организме у животных и человека?
3. К 100 мл крови для изменения рН от 7,36 до 7,00 надо добавить 18 мл соляной кислоты с концентрацией 0,1 моль/л. Какова буферная емкость крови по кислоте?
4. Вычислите концентрацию ионов водорода и рН раствора, в 1 л которого содержится 15 г уксусной кислоты и 20,5 г ацетата натрия ($\text{pK}_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 4,75$).
5. Смешали 100 мл 0,1 М раствора хлорида аммония и 50 мл 0,2 М раствора гидроксида аммония. Вычислите рН полученной буферной смеси ($\text{pK}_{\text{NH}_4\text{OH}} = 4,75$).
6. Вычислите рН раствора, полученного растворением 1,08 г хлорида аммония в 250 мл 0,5 М раствора гидроксида аммония ($\text{pK}_{\text{NH}_4\text{OH}} = 4,75$).

Тема 9: «Коллоидные растворы.»

Растворы высокомолекулярных соединений (ВМС)»

Основные вопросы темы

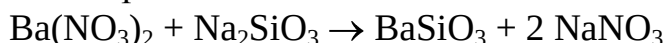
1. Понятие о коллоидных растворах. Лиофобные и лиофильные коллоидные растворы.
2. Методы получения и очистки коллоидных растворов.
3. Молекулярно-кинетические и оптические свойства коллоидных систем, конус Тиндаля. Нефелометрия.
4. Структура мицеллы: агрегат, ядро, адсорбционный и диффузный слои, гранула.
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. Понятие о ВМС, суспензиях, эмульсиях.

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: а) Запишем уравнение реакции:



б) 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.

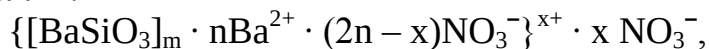
в) Определим составные части мицеллы:

$[\text{BaSiO}_3]_m$ – агрегат;

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

$2n\text{NO}_3^-$ – противоионы;

Формула мицеллы:



где $(2n - x)\text{NO}_3^-$ – 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: а) Так как порог коагуляции – количество ммоль электролита, которое нужно добавить к 1 л коллоидного раствора, чтобы произошла явная коагуляция, то:

$$100 \text{ мл золя} - 6,73 \text{ мл Na}_2\text{SO}_4$$

$$1000 \text{ мл} \quad \quad \quad x \quad \quad \quad x = 67,3 \text{ мл} = 0,0673 \text{ л}$$

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

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

Выполните задание:

1. Дайте определение коллоидным растворам. Приведите примеры коллоидных растворов, в том числе, биологических жидкостей.
2. Какими свойствами отличаются коллоидные растворы от истинных растворов, от грубодисперсных систем?
3. Напишите формулу мицеллы золя, где $[\text{AgBr}]_m$ – агрегат, NaBr – стабилизатор. Обозначьте ее составные части, определите заряд гранулы.

- Каково строение мицеллы золя йодида свинца, полученного смешиванием 30 мл раствора йодида калия ($C = 0,006$ моль/л) и 40 мл раствора $Pb(NO_3)_2$ ($C = 0,004$ моль/л)?
- Дайте определение порога коагуляции. Порог коагуляции золя гидроксида алюминия дихроматом калия равен $0,63$ ммоль/л. Какой наименьший объем $0,01M$ раствора дихромата калия потребуется для коагуляции 100 мл золя?

Тема 10: «Строение атома. Химическая связь»

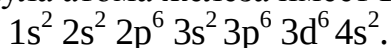
Основные вопросы темы

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

Примеры решения задач

Пример 1: 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 2: 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 3: 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. Для s-подуровню значение орбитального квантового числа равно 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: $+\frac{1}{2}\left(\frac{h}{2\pi}\right)$ или $-\frac{1}{2}\left(\frac{h}{2\pi}\right)$.

Пример 4: Какие орбитали участвуют в образовании молекул H_2 и O_2 ? 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 -связи, а вторая - по типу π -связи.

Пример 5: Пользуясь шкалой электроотрицательности вычислите разность значений электроотрицательности атомов для связи Н-О и для связи О-Cl в молекуле HOCl. Какая из этих связей является более полярной? Каков характер диссоциации молекул HOCl в водном растворе?

Решение: Разность электроотрицательности атомов равна:

для связей Н-О: $3,5 - 2,1 = 1,4$;

для связи О-Cl: $3,5 - 2,83 = 0,67$.

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

$HOCl \rightleftharpoons H^+ + OCl^-$ (при диссоциации разрывается более полярная связь).

Выполните задание:

1. Напишите электронную формулу атома хлора в основном и возбужденных состояниях. Какие валентности может проявлять данный элемент? Приведите примеры соединений хлора с разной валентностью.
2. Какие значения может принимать орбитальное квантовое число, если $n = 3$; магнитное квантовое число, если $l = 2$?
3. Какой из подуровней заполняется электронами раньше: 4s или 3d, 5p или 4d, 6s или 4f? Ответ мотивируйте, используя правило Клечковского.

4. Почему медь имеет меньший атомный объем, чем калий, расположенный в той же группе и в том же периоде?
5. Объясните, почему хлор – неметалл, а марганец – металл, хотя они входят в одну (VII группу) периодической системы.
6. Нарисуйте перекрывание атомных орбиталей в молекулах N_2 , O_2 , Cl_2 . Укажите типы связей между атомами.
7. Какая из связей: H-F, H-Cl, H-I наиболее полярная, наиболее короткая, наименее прочная и почему? Какая из данных кислот в водном растворе будет самой сильной?
8. Объясните, используя представления о гибридизации атомных орбиталей, какое строение имеют молекулы воды, аммиака? Нарисуйте электронное и пространственное строение молекул.
9. Объясните, почему при обычных условиях вода – жидкость, а сероводород – газ, хотя кислород и сера – элементы одной группы? Покажите межмолекулярные водородные связи в воде.
10. Чем отличается ионная связь от ковалентной? Приведите примеры веществ с ионной связью. Каковы их общие физические свойства?

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 комплексного иона.
5. Номенклатура комплексных соединений.
6. Биологическая роль комплексных соединений.

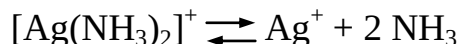
Примеры решения задач

Пример 1: Назовите составные части комплексного соединения $[Pt(NH_3)_4Br_2]Br_2$, укажите координационное число и заряд комплексообразователя.

Решение: Данное комплексное соединение имеет внутреннюю координационную сферу $[Pt(NH_3)_4Br_2]^{+2}$ и внешнюю координационную сферу, которую образуют ионы Br^- . Во внутренней сфере находится центральный ион (комплексообразователь) Pt^{+4} , вокруг которого располагаются лиганды – молекулы аммиака и ионы брома. Так как все лиганды монодентантные, т.е. образуют по одной химической связи с комплексообразователем, то координационное число равно сумме лигандов, т.е. 6.

Пример 2: 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: а) 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.

б) Концентрацию ионов серебра выразим из константы нестойкости комплексного иона:

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

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

Выполните задание:

1. Дайте определение комплексным соединениям. Чем они отличаются от двойных солей?
2. Назовите составные части комплексных соединений, определите заряд комплексообразователя и укажите его координационное число в следующих соединениях: $\text{K}[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Br}_4]$, $\text{K}_2[\text{Be}(\text{SO}_4)_2]$, $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4] \text{SO}_4$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$.
3. Закончите уравнения реакций, учитывая, что комплексный ион не разрушается, и запишите их в ионном виде:
а) $\text{CuSO}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \dots$; б) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \dots$;
в) $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] \rightarrow \dots$.
4. Составьте уравнения диссоциации комплексных соединений и запишите выражения констант нестойкости комплексных ионов:
а) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}$; б) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$; в) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.
5. Напишите формулы перечисленных комплексных соединений: а) тетрахлорид-амминплатина; б) хлорид гексаамминникеля (II); в) сульфат бромопентаамминкобальта (III); д) тетрахлоридгидроксоплатинат (IV) аммония.
6. 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?
7. Какие биологически важные комплексные соединения вы знаете? Какие элементы являются в этих веществах комплексообразователями?

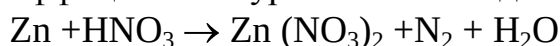
Тема 12. «Окислительно-восстановительные реакции»

Основные вопросы темы

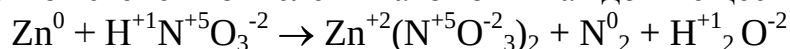
1. Понятие о степени окисления. Правила определения степени окисления.
2. Понятие об окислительно-восстановительных реакциях. Типы окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования.
3. Электронная теория окислительно-восстановительных реакций. Понятия окислитель, восстановитель, процесс окисления, процесс восстановления.
4. Составление окислительно-восстановительных уравнений методом электронного баланса.
5. Механизм образования электродных и окислительно-восстановительных потенциалов. Нормальный водородный электрод. Уравнение Нернста.
6. Использование стандартных электродных и окислительно-восстановительных потенциалов для расчетов ЭДС (ΔE^0) окислительно-восстановительных реакций.
7. Определение возможности и направленность протекания окислительно-восстановительных реакций.
8. Окислительно-восстановительные реакции в живом организме.

Примеры решения задач

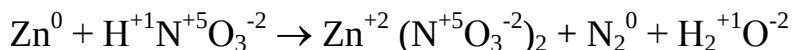
Пример 1: Подобрать коэффициенты в уравнение методом электронного баланса:



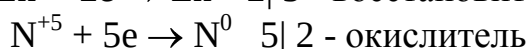
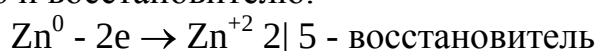
Решение: а) Определяют степень окисления атомов в каждом веществе



б) Определяют элементы изменившие степень окисления, и подчеркивают их



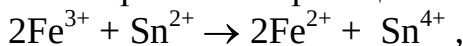
в) Составляют схему перехода электронов и подбирают коэффициенты к окислителю и восстановителю.



г) Расставляют коэффициенты в уравнении (с учетом процесса солеобразования)

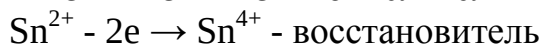
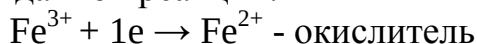


Пример 2: Оценить возможность протекания реакции:



используя стандартные электродные потенциалы.

Решение: а) Составим схему перехода электронов и определим окислитель и восстановитель в данной реакции:



б) По справочным таблицам найдем потенциалы для электродов:

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

в) Вычислим ЭДС (ΔE^0) реакции :

$$\text{ЭДС} = E^0_{(\text{окислителя})} - E^0_{(\text{восстановителя})}$$

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

Реакция возможна, т.к ЭДС – величина положительная.

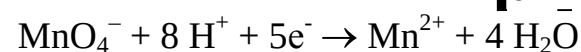
Пример 3: Рассчитать ЭДС гальванического элемента, образованного двумя окислительно-восстановительными электродами: $(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})$ и $(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+})$, если концентрации ионов составили (моль/л): $C(\text{Fe}^{3+}) = 0,2$; $C(\text{Fe}^{2+}) = 0,02$; $C(\text{MnO}_4^-) = 0,05$; $C(\text{Mn}^{2+}) = 0,5$; $\text{pH} = 2$, а стандартные окислительно-восстановительные потенциалы равны: $E^0_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0,77\text{В}$, $E^0_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1,51\text{В}$.

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

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$$

$$\text{Fe}^{3+} \xrightarrow{1e^-} \text{Fe}^{2+}$$

$$E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = E^0_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} + \frac{0,059}{1} \lg \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} = 0,77 + 0,059 \lg \frac{0,2}{0,02} = 0,83\text{В}$$



б) Найдем $C\text{H}^+$

$$\text{pH} = -\lg C\text{H}^+; 2 = -\lg C\text{H}^+; C\text{H}^+ = 10^{-2}$$

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

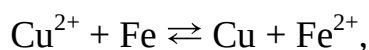
$$1,51 - 0,22 = 1,31 \text{ В}.$$

в) Найдем ЭДС 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:

- Определить степень окисления атомов в соединениях: KNO_2 , Na_2SO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, H_2S , Na_2SO_3 , MnO_2 , KMnO_4 , K_2MnO_4 .
- Подобрать коэффициенты методом электронного баланса. Указать окислитель и восстановитель, тип окислительно-восстановительной реакции:
 - $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{H}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
 - $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$
- 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+} ?
- Определить возможность протекания реакции и свободную энергию при 25°C в реакции:

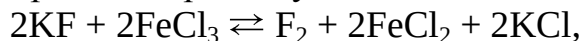


если $E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34 \text{ В}$; $E^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ В}$.

5. Для стерилизации сточных вод используют два химических метода: хлорирование и озонирование. Какой из реагентов хлор или озон, оказывает более сильное окислительное воздействие на бактерии,

$$\text{если, } E^{\circ}_{\text{Cl}_2 / 2\text{Cl}^-} = 1,36 \text{ В; } E^{\circ}_{\text{O}_3 / \text{O}_2} = 2,03 \text{ В.}$$

6. В каком направлении данная окислительно-восстановительная реакция протекает самопроизвольно при стандартных условиях:



$$\text{если, } E^{\circ}_{\text{F}_2 / 2\text{F}^-} = 2,77 \text{ В, } E^{\circ}_{\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}} = 0,77 \text{ В?}$$

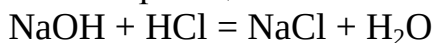
Тема 13. « Элементы I-A и II-A групп » Основные вопросы темы

1. Общая характеристика элементов I A группы. Строение атомов, валентность, степень окисления.
2. Физические и химические свойства элементов I A группы.
3. Кислородные соединения элементов I A группы. Оксиды, пероксиды, гидроксиды, соли.
4. Гидриды. Свойства, получение.
5. Аналитические реакции катионов Na^+ и K^+ .
6. Биологическая роль калия и натрия. Образование мембранного потенциала. Использование их соединений в ветеринарии, медицине, сельском хозяйстве.
7. Общая характеристика элементов II A группы. Строение атомов, валентность, степень окисления.
8. Водородные и кислородные соединения элементов II A группы. Гидриды, оксиды, гидроксиды, соли.
9. Жесткость воды. Общая жесткость, временная (карбонатная) и постоянная. Способы их определения и устранения.
10. Аналитические реакции катионов Ba^{2+} , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Sr^{2+} .
11. Биологическая роль кальция и магния. Болезни недостаточности. Использование соединений кальция и магния в ветеринарии, медицине, сельском хозяйстве.

Примеры решения задач

Пример 1: Каким объемом 20% раствора NaOH ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$) можно нейтрализовать 4 л 2н раствора HCl ?

Решение: а) Записываем уравнение реакции:



б) Находим массу HCl, содержащуюся в 4 л 2н раствора :

$$C_n = \frac{m}{M_{\text{Э}} \cdot V}; m = C_n \cdot M_{\text{Э}} \cdot V = 2 \cdot 36,5 \cdot 4 = 292 \text{ г}$$

в) Исходя из уравнения реакции, рассчитываем массу NaOH, реагирующую с 292 г HCl: 40 г (NaOH) – 36,5 г (HCl)

$$x_1 - 292 \text{ г (HCl)} \quad x_1 = \frac{40 \cdot 292}{36,5} = 320 \text{ г (NaOH)}$$

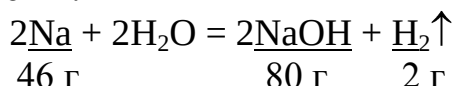
г) Находим массу 20% раствора NaOH, содержащего 320 г щелочи, а затем объем раствора

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100; \quad m_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 100}{W}; \quad m_{\text{р-ра}} = \frac{100 \cdot 320}{20} = 1600 \text{ г};$$

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{1600}{1,4} = 1142,8 \text{ мл}$$

Пример 2: Натрий массой 4,6 г опустили в воду массой 100г. 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 :

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{Na}) = 0,2 \text{ моль};$$

$$m(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ моль} = 8 \text{ г}$$

г) Рассчитаем массу выделившегося водорода:

$$n(\text{H}_2) = 1/2 \leftarrow n(\text{Na}) = 0,1 \text{ моль};$$

$$m(\text{H}_2) = 0,1 \text{ моль} \cdot 2 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ г}$$

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) Найдём массовую долю NaOH в полученном растворе.

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

Пример 3: Рассчитайте массу кристаллогидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и воды, необходимых для приготовления 300 г 6 % раствора CaCl_2 .

Решение: а) Рассчитываем массу CaCl_2 , необходимую для приготовления 300 г 6 % раствора.

$$m(\text{CaCl}_2) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega(\text{CaCl}_2) = 300 \cdot 0,06 = 18 \text{ г}$$

б) Рассчитываем массу кристаллогидрата, в котором содержится 18 г CaCl_2 :

$$M(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 219 \text{ г/моль}; \quad M(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ г/моль}$$

$$219 \text{ г}(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) - 111 \text{ г}(\text{CaCl}_2)$$

$$x - 18 \text{ г}(\text{CaCl}_2) \quad x = \frac{219 \cdot 18}{111} = 35,5 \text{ г} \text{ CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$$

в) Рассчитываем массу воды, необходимую для приготовления раствора:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 300 - 35,5 = 264,5 \text{ г}(\text{H}_2\text{O})$$

Выполните задание:

1. Запишите электронографическую формулу атома натрия и объясните его валентность. Определите численное значение главного, орбитального и магнитного квантового числа для 3s электрона.

- Какие типы соединений образуют щелочные металлы при сгорании в кислороде? Как эти соединения взаимодействуют с водой?
- Какие реакции произойдут в растворах солей K_2CO_3 , Na_2S ? Напишите соответствующие уравнения гидролиза. Какая будет среда?
- Как обнаружить в растворе соединения калия? Напишите соответствующие уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.
- Каким объемом 10 % раствора KOH ($\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$) можно нейтрализовать 2 л 0,5 н раствора HCl ?
- В 300 г воды поместили кусочек металлического натрия, при этом объем выделившегося газа составил 6,72 л. Рассчитайте массу взятого натрия и массовую долю щелочи в полученном растворе.
- Запишите электронографическую формулу атома кальция и объясните его валентность. Определите численные значения главного и орбитального квантового числа для 2р - электронов.
- Какой объем водорода получится при взаимодействии с водой 30 г гидрида кальция (н. у)? Какой объем 0,5 н раствора HCl необходим для нейтрализации этого раствора.
- Как обнаружить в растворе соединения бария? Напишите соответствующие уравнения реакций.
- Рассчитайте, чему равна массовая доля и молярная концентрация раствора хлорида кальция, используемого как кровоостанавливающее средство, если для его приготовления взяли 200 г воды и 26 г $CaCl_2$ ($\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$)

Тема 15. « Элементы группы V-A »

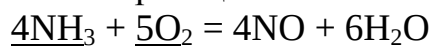
Основные вопросы темы

- Общая характеристика группы. Строение атомов, валентность, степени окисления.
- Азот, физические и химические свойства, биологическая роль.
- Аммиак, получение, свойства. Соли аммония, аналитические реакции иона NH_4^+ .
- Оксиды азота, свойства, биологическая роль NO .
- Азотистая кислота, нитриты, аналитические реакции иона NO_2^- .
- Азотная кислота, свойства, взаимодействие с металлами, аналитические реакции иона NO_3^- .
- Фосфор, свойства, биологическая роль.
- Водородные соединения фосфора, фосфин. Оксиды фосфора.
- Фосфорные кислоты и их соли. Аналитические реакции на PO_4^{3-} . Фосфорные удобрения и фосфорно-кальциевые подкормки.
- Мышьяк, водородные и кислородные соединения мышьяка, кислоты, соли.

Примеры решения задач

Пример 1: Какой объем кислорода будет затрачен при окислении 15 л NH_3 до NO (н.у)?

Решение: а) Составляем уравнение реакции окисления аммиака:



$$\begin{array}{l}
 4 \text{ моль} \quad 5 \text{ моль} \\
 \text{б) Так как } \text{NH}_3 \text{ и } \text{O}_2 - \text{газы, то составляем пропорцию:} \\
 4 \text{ л } (\text{NH}_3) - 5 \text{ л } (\text{O}_2) \\
 15 \text{ л } (\text{NH}_3) - x \text{ л } (\text{O}_2) \qquad x = \frac{15 \cdot 5}{4} = 18,75 \text{ л}
 \end{array}$$

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

Решение : а) Находим массу фосфора в фосфорной кислоте массой 294 г.

1) Найдем химическое количество H_3PO_4 :

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

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.

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

Пример 3: Вместе с 1 ц свеклы из почвы выносятся 130 г азота. Каким количеством калиевой селитры можно восполнить потери азота на 10 га при урожайности 120 ц/га?

Решение: а) Рассчитаем потери азота на 10 га при урожайности 120 ц/га:

$$m(\text{N}) = 10 \cdot 120 \cdot 130 = 156000 \text{ г} = 156 \text{ кг}$$

б) Находим, в каком количестве KNO_3 содержится такое количество азота: $M(\text{KNO}_3) = 101 \text{ г/моль}$; $M(\text{N}) = 14 \text{ г/моль}$

$$101 \text{ кг } (\text{KNO}_3) - 14 \text{ кг } (\text{N})$$

$$x - 156 \text{ кг } (\text{N}) \qquad x = \frac{156 \cdot 101}{14} = 1125,4 \text{ кг } (\text{KNO}_3)$$

Выполните задание:

1. Запишите электронографические формулы азота и фосфора. Объясните их валентность, исходя из строения внешнего электронного слоя.
2. Какими реакциями можно обнаружить в растворе соли азотистой кислоты? Напишите уравнение соответствующих аналитических реакций.
3. Какие реакции произойдут в растворах солей NaNO_2 и $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$? Напишите соответствующие уравнения.
4. Как обнаружить в растворе соли фосфорной кислоты? Напишите соответствующие уравнения реакций.
5. Какой объем кислорода необходим для окисления в NO 40 л NH_3 ? Какой объем NO при этом получится (у.н.)?
6. Сколько граммов меди прореагирует с 50 мл 10 % азотной кислоты ($\rho = 1,06 \text{ г/см}^3$). Какой объем NO при этом выделится?
7. Потери фосфора с молоком у лактирующей коровы составляют в сутки 6 г. Каким количеством дигидрофосфата кальция его можно восполнить (при условии 30 % всасывания соли в кишечнике)?

8. Вместе с 1 ц пшеницы из почвы уносится 600 г азота. Рассчитайте массу натриевой селитры, необходимой для восполнения азота на площади 8 га при урожайности 50 ц/га.
9. Из костной муки массой 250 г получен фосфат кальция массой 80 г. Определите массовую долю фосфора в костной муке.

Тема 14. «Элементы группы VI-A»

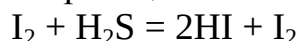
Основные вопросы темы

1. Общая характеристика группы. Строение атомов, валентности, степени окисления.
2. Кислород, физические и химические свойства, биологическая роль.
3. Пероксид водорода, физические и химические свойства, применение в ветеринарии и медицине.
4. Сера, физические и химические свойства, биологическая роль.
5. Сероводород, сероводородная кислота и ее соли. Аналитические реакции на S^{2-} .
6. Оксид серы IV, сернистая кислота и ее соли, аналитические реакции на SO_3^{2-} .
7. Тиосерная кислота и ее соли. Аналитические реакции на $S_2O_3^{2-}$.
8. Серная кислота и ее свойства. Соли серной кислоты их использование в сельском хозяйстве, ветеринарии. Аналитические реакции на SO_4^{2-} .
9. Селен и его соединения, биологическая роль.

Примеры решения задач

Пример 1: Какой объем H_2S (н.у) нужно пропустить через 500 мл 0,1н раствора иода для полного восстановления иода?

Решение: а) Записываем уравнение реакции взаимодействия иода с H_2S :



б) Находим массу иода содержащуюся в 500 мл 0,1 н раствора.

$$m = M_{\text{э}} \cdot C_n \cdot V = 126,9 \cdot 0,1 \cdot 0,5 = 6,35 \text{ г}$$

в) Исходя из уравнения реакции 1 моль H_2S (22,4 л) восстанавливает 1 моль I_2 (252 г), отсюда

$$\begin{array}{l} 22,4 \text{ л } (H_2S) - 252 \text{ г } (I_2) \\ x - 6,35 \text{ г } (I_2) \end{array} \quad x = \frac{22,4 \cdot 6,35}{252} = 0,56 \text{ л } (H_2S)$$

Пример 2: Какой объем H_2S (н.у) выделится при взаимодействии 10 г цинка с концентрированной серной кислотой? Сколько мл 98 % серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/мл}$) для этого потребуется?

Решение: а) Записываем уравнение реакции взаимодействия цинка с концентрированной кислотой.



б) По уравнению реакции при взаимодействии 4 моль Zn (261,6 г) образуется 22,4 л H_2S , отсюда

$$\begin{array}{l} 261,6 \text{ г } (Zn) - 22,4 \text{ л } (H_2S) \\ 10 \text{ г } (Zn) - x \end{array} \quad x = \frac{22,4 \cdot 10}{261,6} = 0,86 \text{ л}$$

в) Так как 4 моль Zn взаимодействует с 5 моль H_2SO_4 (490 г), то
261,6 г (Zn) – 490 г (H_2SO_4)

$$10 - x \quad x = \frac{490 \cdot 10}{261,6} = 18,7 \text{ г } (\text{H}_2\text{SO}_4)$$

г) Находим массу 98 % раствора серной кислоты, в котором находится 18,7 г H_2SO_4 :

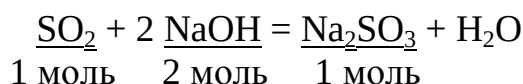
$$\begin{array}{l} 100 \text{ г (р-ра)} - 98 \text{ г } (\text{H}_2\text{SO}_4) \\ x - 18,7 \text{ г } (\text{H}_2\text{SO}_4) \end{array} \quad x = \frac{18,7 \cdot 100}{98} = 19,1 \text{ г}$$

д) Находим объем раствора H_2SO_4 .

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{19,1}{1,84} = 10,3 \text{ мл } (\text{H}_2\text{SO}_4)$$

Пример 3: Какой объем оксида серы (IV) (н.у) нужно пропустить через раствор гидроксида натрия массой 500 г с массовой долей NaOH 32 % для получения средней соли?

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



б) Найдем массу и химическое количество NaOH в растворе:

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

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

$$\text{в) } n(\text{SO}_2) = \frac{1}{2} n(\text{NaOH}) = \frac{4}{2} = 2 \text{ моль.}$$

г) Найдем объем SO_2 :

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

Выполните задание:

1. Запишите электронографические формулы кислорода и серы. Объясните их валентность.
2. Какими реакциями можно обнаружить в растворе соли сероводородной кислоты? Напишите соответствующие уравнения.
3. Какими реакциями можно обнаружить в растворе соли сернистой кислоты. Напишите соответствующие уравнения реакции.
4. Какой объем кислорода (н.у) выделится при взаимодействии 50 мл 0,1н раствора KMnO_4 с избытком пероксида водорода в присутствии серной кислоты?
5. Сероводород, содержащийся в 30 мл воздуха, способен восстановить 10 мл 0,1 н раствора иода. Вычислить процентное содержание H_2S в воздухе: $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} = 2\text{HI} + \text{S}$
6. Какой объем 98 % серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) необходимо взять для растворения 15 г меди? Какой объем SO_2 при этом выделится (н.у)?
7. Гидросульфид кальция, используемый для удаления волосяного покрова, получают при взаимодействии гидроксида кальция и сероводорода. Составьте уравнение соответствующей реакции и рассчитайте объем сероводорода (н.у), необходимый для получения гидросульфида кальция массой 200 г.

8. В 200 г воды растворили 9,8 H₂SO₄. Определите массовую долю, молярную и эквивалентные концентрации серной кислоты в растворе ($\rho = 1,24 \text{ г/см}^3$).

Тема 16. « Элементы группы VII-A »

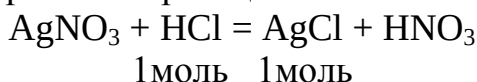
Основные вопросы темы

1. Общая характеристика группы. Строение атомов, валентность, степени окисления.
2. Строение и физические свойства простых веществ. Изменение химических свойств в ряду фтор-йод.
3. Водородные соединения галогенов. Галогеноводородные кислоты и их соли. Соляная кислота, аналитические реакции на Cl⁻.
4. Бромоводородная кислота, бромиды, аналитические реакции на Br⁻.
5. Иодоводородная кислота, иодиды, аналитические реакции на I⁻.
6. Кислородосодержащие соединения галогенов: оксиды, кислоты, соли. Хлорная известь, понятие "активный хлор".
7. Биологическая активность галогенов и их соединений. Использование в медицине, ветеринарии, сельском хозяйстве.

Примеры решения задач

Пример 1: Рассчитать молярную концентрацию раствора HCl, если после прибавления раствора AgNO₃ (избыток) к 50 мл раствора кислоты выпало 0,3 г осадка AgCl.

Решение: а) Записываем уравнение реакции :



б) По уравнению реакции 1 моль HCl (36,5 г) образует 1 моль AgCl (143,5 г).

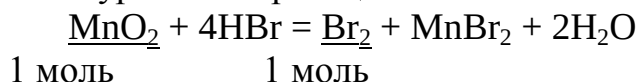
$$\begin{array}{l} 143,5 \text{ г (AgCl)} - 36,5 \text{ г (HCl)} \\ 0,3 \text{ г (AgCl)} - x \text{ г (HCl)} \quad x = \frac{0,3 \cdot 36,5}{143,5} = 0,076 \text{ г (HCl)} \end{array}$$

в) Рассчитываем молярную концентрацию HCl.

$$C_H = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{0,076}{36,5 \cdot 50} \cdot 1000 = 0,04 \text{ моль/л.}$$

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

Решение: а) Записываем уравнение реакции :



б) Найдем химическое количество MnO₂:

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

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: К 10 мл бромида калия добавили 35 мл (избыток) 0,1 н раствора AgNO_3 и непрореагировавший остаток оттитровали 0,2н раствором NH_4CNS , которого на титрование пошло 12 мл. Рассчитайте содержание бромида калия в 500 мл раствора.

Решение: а) По формуле $C_{\text{NH}_4\text{CNS}} \cdot V_{\text{NH}_4\text{CNS}} = C_{\text{AgNO}_3} \cdot V_{\text{AgNO}_3}$ рассчитаем объем 0,2н раствора AgNO_3 , оставшийся после реакции с KBr :

$$V_{\text{AgNO}_3} = \frac{C(\text{NH}_4\text{CNS}) \cdot V(\text{NH}_4\text{CNS})}{C(\text{AgNO}_3)} = \frac{0,2 \cdot 12}{0,1} = 24 \text{ мл}$$

б) Определим объем AgNO_3 , пошедший на реакцию с KBr .

$$V(\text{AgNO}_3) = 35 \text{ мл} - 24 \text{ мл} = 11 \text{ мл}$$

в) Рассчитаем молярную концентрацию эквивалента KBr .

$$C_{\text{KBr}} \cdot V_{\text{KBr}} = C_{\text{AgNO}_3} \cdot V_{\text{AgNO}_3}$$

$$C_{\text{KBr}} = \frac{C(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3)}{V(\text{KBr})} = \frac{0,1 \cdot 11}{10} = 0,11 \text{ моль/л}$$

г) Находим содержание KBr в 500 мл раствора:

$$m = C_n \cdot V \cdot M_{\text{э}} = 0,11 \cdot 0,5 \cdot 119 = 6,54 \text{ г (KBr)}.$$

Выполните задание:

1. Напишите электронографические формулы фтора и хлора. Объясните их валентность, исходя из строения внешнего электронного слоя.
2. Какими реакциями можно обнаружить в растворе соли хлороводородной кислоты? Напишите соответствующие уравнения реакций.
3. В двух пробирках находятся растворы бромида калия и иодида калия. Какими реакциями можно установить, где какое вещество находится?
4. Возникновение какого вида химической связи следует ожидать при взаимодействии фтора и калия, водорода и хлора?
5. Как изменяется кислотность и окислительные свойства кислородосодержащих кислот хлора при увеличении степени окисления хлора в них?
6. Сколько граммов йода образуется при пропускании 10 л хлора (н.у) через раствор, содержащий 12 г иодида калия?
7. На титрование 20 мл хлорида натрия пошло 17,5 мл 0,1н раствора AgNO_3 . Рассчитайте массу хлорида натрия в 500 мл такого раствора.
8. К 50 мл иодида натрия добавили 15 мл (избыток) 0,01н раствора AgNO_3 и непрореагировавший остаток оттитровали 0,02н раствором NH_4CNS , которого на титрование пошло 5 мл. Определите содержание иодида натрия в 200 мл раствора.
9. Чему равна массовая доля соляной кислоты в растворе, полученном сливанием 70 мл 36 % р-ра ($\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$) и 30 мл 20 % раствора ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$)?
10. Рассчитайте объем хлора, выделившегося при действии избытка концентрированной соляной кислоты на перманганат калия массой 30,6г.

Тема 17. «Химия d - элементов»

Основные вопросы темы

1. Общая характеристика d-элементов. Строение электронных оболочек атомов, степени окисления и валентности.
2. Медь, её соединения, химические свойства, аналитические реакции на Cu^{2+} , биологическая роль.
3. Цинк и его соединения, химические свойства, аналитические реакции на Zn^{2+} , биологическая роль.
4. Ртуть, её соединения химические свойства, аналитические реакции на Hg^{2+} , Hg_2^{2+} , токсическое действие на организм.
5. Хром и его соединения, химические свойства, аналитические реакции на Cr^{3+} , биологическая роль.
6. Марганец, химические свойства, аналитические реакции на Mn^{2+} биологическая роль.
7. Железо и его соединения, химические свойства, аналитические реакции на Fe^{2+} , Fe^{3+} , биологическая роль.

Примеры решения задач

Пример 1: Содержание ионов Cu^{2+} в крови ($\rho = 1,025 \text{ г/см}^3$) коровы составляет 110 мкг %. Вычислите содержание ионов Cu^{2+} в мкмоль/л.

Решение: а) Находим объем 100 г крови.

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{100}{1,025} = 97,6 \text{ мл} = 0,0976 \text{ л.}$$

б) Переводим мкг меди в г ($1 \text{ г} = 10^{-6} \text{ мкг}$):

$$110 \cdot 10^{-6} = 1,1 \cdot 10^{-4} \text{ г.}$$

в) Рассчитываем молярную концентрацию ($1 \text{ моль} = 10^6 \text{ мкмоль}$)

$$C_M = \frac{m}{M_{\text{Cu}} \cdot V} = \frac{1,1 \cdot 10^{-4}}{63,5 \cdot 0,097} \cdot 10^6 = 17,8 \text{ мкмоль/л.}$$

Пример 2: Вычислите концентрации ионов Na^+ и Zn^{2+} в 0,01н растворе комплексной соли $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$. Общая константа нестойкости комплексного иона равна 10^{-20} .

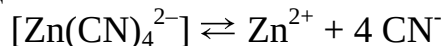
Решение: а) Записываем уравнение диссоциации комплексной соли



Так как диссоциация идет по типу сильного электролита, то

$$C_{\text{Na}^+} = C_{\text{соли}} \cdot 2 = 0,01 \cdot 2 = 0,02 \text{ моль/л}$$

б) Запишем диссоциацию комплексного иона



так как диссоциация идет по типу слабого электролита, то

$$C_{\text{Zn}^{2+}} = C_{[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}} \cdot \alpha$$

в) Находим α по формуле $K = C \cdot \alpha^2$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{10^{-20}}{0,01}} = \sqrt{10^{-18}} = 10^{-9}$$

г) Рассчитываем концентрацию катионов Zn^{2+} :

$$C_{\text{Zn}^{2+}} = 0,01 \cdot 10^{-9} = 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

Выполните задание:

1. Запишите электронографические формулы меди, марганца, хрома. Объясните валентности этих элементов с точки зрения строения атома.
2. Составьте формулы комплексных соединений цинка, где лигандами были бы молекулы аммиака или ионы OH^- , и во внешней среде анионы Cl^- или катионы Na^+ .
3. Назовите комплексные соединения железа и кобальта. $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_4[\text{CoF}_6]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, $\text{H}[\text{Co}(\text{CO})_4]$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$.
4. Какими аналитическими реакциями можно обнаружить в растворе катион Cu^{2+} ? Напишите соответствующие уравнения реакций.
5. В двух пробирках находятся растворы сульфата железа (II) и сульфата железа (III). С помощью каких аналитических реакций можно их распознать?
6. Оксид хрома (VI) массой 3г растворили в воде объемом 120мл ($\rho = 1,0 \text{ г/см}^3$). Рассчитайте массовую долю хромовой кислоты в полученном растворе.
7. Сколько граммов KMnO_4 нужно взять для приготовления 0,5 л 0,2н раствора, используемого в качестве окислителя в кислой среде?
8. Содержание ионов Zn^{2+} в сыворотке крови ($\rho = 1,025 \text{ г/см}^3$) овцы составляет 120 мкг %. Вычислите содержание ионов Zn^{2+} в мкмоль/л.
9. Концентрация комплексной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ в растворе составляет 0,01 моль/л. Чему равны концентрации катионов K^+ и Fe^{2+} в этом растворе? Общая константа нестойкости комплексного иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-4}$ равна 10^{-24} .

Тема 18. « Объемный анализ.

Метод кислотно-основного титрования »

Основные вопросы темы

1. Понятие об объемном титрометрическом анализе, способы получения титрованных растворов, способы титрования.
2. Теоретические основы метода кислотно - основного титрования .
3. Рабочие титрованные растворы метода и способы их приготовления.
4. Точка эквивалентности, кислотно-основные индикаторы, интервал перехода индикатора.
5. Варианты метода кислотно-основного титрования: титрование сильных кислот сильными основаниями; сильных кислот слабыми основаниями, слабых кислот сильными основаниями.
6. Кривые титрования. Выбор индикатора.
7. Понятие о карбонатной (временной) жесткости воды. Методы ее определения и устранения.
8. Использование метода кислотно-основного титрования в сельскохозяйственном анализе.

Примеры решения задач

Пример 1: Рассчитайте массу буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления 50 мл 0,2 н раствора тетрабората натрия.

Решение: а) Найдем эквивалентную массу буры:

40

$$M = 382 \text{ г/моль}; \quad M_{\text{э}} = \frac{382}{2} = 191 \text{ г/моль}.$$

б) Рассчитаем навеску буры, необходимую для приготовления раствора:

$$m = C_{\text{н}} \cdot V \cdot M_{\text{э}} = 0,2 \cdot 0,05 \cdot 191 = 1,91 \text{ г}.$$

Пример 2: На титрование 9 мл HNO_3 пошло 7 мл 0,2 н раствора NaOH . Рассчитайте титр раствора и количество кислоты в 2 л раствора.

Решение: а) Рассчитаем молярную концентрацию эквивалента HNO_3 .

$$C(\text{HNO}_3) = \frac{C(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{HNO}_3)} = \frac{7 \cdot 0,2}{9} = 0,15 \text{ моль/л}$$

б) Рассчитаем титр раствора HNO_3

$$T = \frac{M_{\text{э}} \cdot C_{\text{н}}}{1000} = \frac{63 \cdot 0,15}{1000} = 0,0094 \text{ г/мл}.$$

в) Найдем массу кислоты в 2 л такого раствора

$$m = T \cdot V = 0,094 \cdot 2000 = 18,8 \text{ г}.$$

Пример 3: Яичную скорлупу массой 0,218 г содержащую CaCO_3 , растворили в 100 мл 0,5 н раствора соляной кислоты. На титрование 10 мл полученного раствора израсходовали 10,4 мл 0,44 н раствора NaOH . Определите массовую долю CaCO_3 в яичной скорлупе.

Решение: а) Рассчитаем массу HCl в 100 мл исходного раствора.

$$m = C_{\text{н}} \cdot M_{\text{э}} \cdot V = 0,5 \cdot 36,5 \cdot 0,1 = 1,825 \text{ г (HCl)}$$

б) Рассчитаем молярную концентрацию эквивалента HCl в растворе после растворения скорлупы.

$$V(\text{HCl}) \cdot C_{\text{н}}(\text{HCl}) = V(\text{NaOH}) \cdot C(\text{NaOH});$$

$$C_{\text{н}}(\text{HCl}) = \frac{C(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{HCl})} = \frac{10,4 \cdot 0,44}{10} = 0,46 \text{ моль/л}.$$

в) Рассчитаем массу HCl в растворе после растворения скорлупы

$$m = C_{\text{н}} \cdot V \cdot M_{\text{э}} = 0,46 \cdot 0,1 \cdot 36,5 = 1,68 \text{ г}$$

г) Рассчитаем массу HCl прореагировавшую с CaCO_3 скорлупы

$$m = 1,825 - 1,68 = 0,145 \text{ г}$$

д) Рассчитаем массу CaCO_3 , вступившего в реакцию



$$1 \text{ моль} \quad 2 \text{ моль}$$

$$100 \text{ г (CaCO}_3) - 73 \text{ г (HCl)}$$

$$x - 0,145 \text{ г (HCl)} \quad x = 0,2 \text{ г (CaCO}_3)$$

е) Рассчитаем массовую долю CaCO_3 в яичной скорлупе.

$$10 = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{m(\text{скорлупа})} = \frac{0,2}{0,218} = 0,92 \text{ или } 92 \text{ \%}.$$

Выполните задание:

1. Какие вещества можно определить методом кислотно-основного титрования? Как рассчитывается молярная концентрация эквивалента и титр раствора по результатам титрования?
2. Что показывает точка эквивалентности и как она определяется?
3. В какой среде будет лежать точка эквивалентности при титровании сильной кислотой сильного основания? Сильной кислотой слабого основания? Сильным основанием слабой кислоты? Какие индикаторы в каждом случае нужно использовать?
4. Какую реакцию будет иметь раствор, если смешать равные объемы КОН и HCl имеющие одинаковый титр?
5. Рассчитайте массу кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления 200 мл 0,05 н раствора.
6. Чему равна молярная концентрация эквивалента раствора КОН, если титр раствора равен 0,0056 г/моль?
7. На титрование 12 мл раствора NaOH, пошло 16 мл 0,1 н раствора серной кислоты. Рассчитать титр серной кислоты.
8. На титрование 15 мл раствора H_2SO_4 затрачено 9,5 мл раствора NaOH, имеющего титр 0,004 г/мл. Рассчитать титр серной кислоты.
9. Навеску минерального удобрения доломита $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ массой 3,75г 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. Рассчитайте массовую долю $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ в образце удобрения.

Тема 19. «Метод комплексонометрического титрования»

Основные вопросы темы

1. Теоретические основы метода комплексонометрического титрования.
2. Рабочие титрованные растворы используемые в этом методе. Трилон Б, приготовление титрованного раствора.
3. Металлоиндикаторы, принцип их действия.
4. Графическое изображение процесса титрования. Кривые титрования.
5. Прямое, обратное и косвенное титрование и их использование в методе комплексонометрии.
6. Вычисления в методе комплексонометрии. Определение молярной концентрации эквивалента и титра раствора исследуемого вещества.
7. Понятие об общей жесткости воды, методы ее определения и устранения.
8. Использование метода комплексонометрического титрования в сельскохозяйственном анализе.

Примеры решения задач

Пример 1: На титрование 15 мл нитрата кальция пошло 6,5мл раствора трилона Б, титр которого равен 0,003 г/мл. Вычислите массу нитрата кальция в

200 мл раствора.

Решение: а) Рассчитаем молярную концентрацию эквивалента трилона Б.

$$T = \frac{M_{\text{Э}} \cdot C_{\text{Н}}}{1000}; C_{\text{Н}} = \frac{T \cdot 1000}{M_{\text{Э}}} = \frac{0,003 \cdot 1000}{186} = 0,016 \text{ моль/л.}$$

б) Рассчитаем молярную концентрацию эквивалента нитрата кальция:

$$C(\text{тр}) \cdot V(\text{тр}) = C(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) \cdot V(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2), \text{ откуда}$$

$$C(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = \frac{C(\text{тр}) \cdot V(\text{тр})}{V(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2)} = \frac{0,016 \cdot 6,5}{15} = 0,007 \text{ моль/л.}$$

в) Вычислим массу нитрата кальция в 200 мл раствора:

$$M_{\text{Э}}(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 82 \text{ г/моль}; m = M_{\text{Э}} \cdot V \cdot C_{\text{Н}} = 82 \cdot 0,007 \cdot 0,2 = 0,11 \text{ г.}$$

Пример 2: Из кристаллогидрата $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ массой 1,25 г приготовлен раствор объемом 200 мл. На титрование 10 мл этого раствора израсходовано, в среднем, 12,2 мл раствора трилона Б. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента и титр раствора трилона Б.

Решение: а) Определяем титр сульфата магния:

$$T = \frac{m}{V} = \frac{1,25}{200} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ г/мл.}$$

б) Рассчитаем молярную концентрацию эквивалента сульфата магния:

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

$$C_{\text{Н}}(\text{MgSO}_4) = \frac{T \cdot 1000}{M_{\text{Э}}} = \frac{0,006 \cdot 1000}{123} = 0,05 \text{ моль/л}$$

в) По результатам титрования рассчитываем молярную концентрацию эквивалента трилона Б:

$$C(\text{тр}) = \frac{V(\text{MgSO}_4) \cdot C(\text{MgSO}_4)}{V_{\text{тр}}} = \frac{0,05 \cdot 10}{12,2} = 0,04 \text{ моль/л}$$

г) Рассчитаем титр трилона Б:

$$T = \frac{C_{\text{Н}} \cdot M_{\text{Э}}}{1000} = \frac{0,04 \cdot 186}{1000} = 7,4 \cdot 10^{-3} \text{ г/моль.}$$

Пример 3: К 20 мл раствора хлорида кальция добавили 30 мл 0,2 н раствора трилона Б (избыток). На титрование избытка трилона Б затрачено 9,3 мл 0,108 н раствора сульфата магния. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента и титр хлорида кальция.

Решение: а) Определяем избыточный объем раствора трилона Б, оставшийся после реакции с хлоридом кальция:

$$V(\text{MgSO}_4) \cdot C_{\text{Н}}(\text{MgSO}_4) = V(\text{тр}) \cdot C(\text{тр})$$
$$V(\text{тр}) = \frac{V(\text{MgSO}_4) \cdot C_{\text{Н}}(\text{MgSO}_4)}{C_{\text{Н}}(\text{тр})} = \frac{9,3 \cdot 0,108}{0,2} = 5,0 \text{ мл.}$$

б) Рассчитаем объем раствора трилона Б, затраченный на взаимодействие с хлоридом кальция

$$V(\text{тр}) = 30 - 5,0 = 25,0 \text{ мл}$$

в) Рассчитаем молярную концентрацию эквивалента хлорида кальция.

$$V(\text{CaCl}_2) \cdot C_{\text{Н}}(\text{CaCl}_2) = V(\text{тр}) \cdot C_{\text{Н}}(\text{тр})$$

$$C_{\text{Н}}(\text{CaCl}_2) = \frac{V(\text{тр}) \cdot C_{\text{Н}}(\text{тр})}{V(\text{CaCl}_2)} = \frac{25 \cdot 0,2}{20} = 0,25 \text{ моль/л.}$$

г) Рассчитаем титр хлорида кальция:

$$M_{\text{Э}}(\text{CaCl}_2) = \frac{M}{2} = \frac{111}{2} = 55,5 \text{ г/моль};$$

$$T = \frac{C_H \cdot M_{\text{Э}}}{1000} = \frac{0,25 \cdot 55}{1000} = 0,0137 \text{ г/моль.}$$

Выполните задание:

1. Какие вещества можно определить методом комплексонометрического титрования?
2. Что такое комплексоны? На чем основано их использование? Как приготовить раствор трилона Б?
3. Для чего в методе комплексонометрического титрования используются буферные растворы?
4. Что такое металлоиндикаторы? Как с их помощью фиксируют точку эквивалентности?
5. Как проводятся вычисления в методе комплексонометрического титрования? Как определяется концентрация и масса в данном объеме раствора исследуемого вещества?
6. На чем основано определение общей жесткости воды методом комплексонометрического титрования?
7. Рассчитайте массу кристаллогидрата $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления 100 мл 0,25 н раствора сульфата магния.
8. Приготовили 500 мл раствора трилона Б, для чего израсходовали 5,0 вещества. На титрование 15 мл раствора хлорида кальция пошло 8 мл приготовленного раствора трилона Б. Чему равны молярная концентрация эквивалента и титра раствора хлорида кальция?
9. На титрование 12 мл раствора нитрата свинца (II) пошло 14 мл трилона Б, титр которого равен 0,002 г/мл (Мэ трилона равна 186 г/моль). Рассчитайте массу свинца в 2 л такого раствора.
10. На титрование 30 мл речной воды затрачено 6,4 мл 0,1 н раствора трилона Б. Рассчитайте общую жесткость воды (в ммоль/л).

Тема 20. «Физико-химические методы анализа»

Основные вопросы темы

1. Общая характеристика физико-химических (инструментальных) методов.
2. Абсорбционная спектрофотометрия. Теоретические основы метода. Фотоэлектродиметрия.
3. Хроматография. Основы метода. Адсорбция, десорбция, элюция.
4. Виды хроматографии: газовая, жидкостная, газожидкостная, адсорбционная, ионообменная, распределительная, аффинная хроматография.
5. Потенциометрия. Основы метода. Уравнение Нернста. Прямая и косвенная потенциометрия (потенциометрическое титрование).

Примеры решения задач

Пример 1: Оптическая плотность стандартного раствора сульфата железа (II) с концентрацией вещества 0,03 моль/л составляет 0,25. При исследова-

нии раствора той же соли неизвестной концентрации по показаниям фотоэлектроколориметра она оказалась равной 0,18. Рассчитайте массу соли в 1,5л раствора.

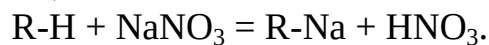
Решение : а) Так как значения оптической плотности (А) прямо пропорционально молярной концентрации раствора (См), то

$$\frac{A(\text{ст.р-ра})}{A(\text{иссл.р-ра})} = \frac{C_m(\text{ст.р-ра})}{C_m(\text{иссл.р-ра})};$$

$$C_m(\text{иссл.р - ра}) = \frac{A(\text{исл.р-ра}) \cdot C_m(\text{сст. -ра})}{A(\text{ст.р-ра})} = \frac{0,18 \cdot 0,03}{0,25} = 0,022 \text{ моль/л.}$$

Пример 2: Через колонку с катионитом в H^+ - форме пропустили 20,0 мл нитрата натрия. На титрование раствора кислоты, вышедшей из колонки было затрачено 12 мл 0,1 раствора NaOH. Рассчитайте массу NaNO_3 в 100 мл такого раствора.

Решение: а) При пропускании нитрата натрия через катионит в H^+ - форме происходит реакция:



б) Рассчитаем количество моль - эквивалентов NaOH в 12 мл 0,1н раствора:

$$n_3 = C_n \cdot V = 0,1 \cdot 0,012 = 0,0012 \text{ моль (NaOH)}$$

в) Так как ионный обмен происходит в соответствии с законом эквивалентов, то

$$n_3(\text{NaOH}) = n_3(\text{HNO}_3) = n_3(\text{NaNO}_3) = 0,0012 \text{ моль/л.}$$

г) Рассчитываем количество моль NaNO_3 в 100 мл раствора:

$$20 \text{ мл (р-ра)} - 0,0012 \text{ моль (NaNO}_3)$$

$$100 \text{ мл (р-ра)} - x \quad x = \frac{0,0012 \cdot 100}{20} = 0,006 \text{ моль (NaNO}_3)$$

д) Рассчитываем массу NaNO_3 в 100 мл раствора:

$$M_3(\text{NaNO}_3) = 85 \text{ г/моль}; \quad m = M_3 \cdot n = 85 \cdot 0,006 = 0,51 \text{ г.}$$

Выполните задание:

1. На чем основана адсорбционная спектрофотометрия? Что такое экстинкция (оптическая плотность)? Как она определяется?
2. Как от значений экстинкции переходят к концентрации? В чем сущность метода калибровочного графика? Эталонного раствора?
3. На чем основана ионообменная хроматография? Что такое катиониты, аниониты?
4. Как происходит обессоливание воды на катионите? Приведите принципиальную схему ионного обмена.
5. Что такое прямая потенциометрия? Для чего она используется? Какие электроды называются индикаторными? Устройство стеклянного электрода, для чего он используется?
6. Что такое потенциометрическое титрование? Как определяется точка эквивалентности в данном методе?

Литература

Основная

1. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка – Л.: Химия, 1988. – 720 с.
2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка – Л.: Химия, 1986. – 270 с.
3. Князев, Д.А., Смартыгин С.Н. Неорганическая химия / Д.А. Князев, С.Н. Смартыгин – М.: Высшая школа, 1990. – 430 с.
4. Коровин, Н.В. Общая химия / Н.В. Коровин – М.: Высшая школа, 2000. – 558 с.
5. Общая химия с основами аналитической / В.М. Холод [и др.]; под общей ред. В.М. Холода – УО ВГАВМ, 2006. – 138 с.
6. Хомченко, Г.П., Цитович И.К. Неорганическая химия / Г.П. Хомченко, И.К. Цитович – М.: Высшая школа, 1987. – 464 с.
7. Цитович, И.К. Курс аналитической химии / И.К. Цитович – М.: Высшая школа, 1985 – 400 с.

Дополнительная

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов – М.: Высшая школа, 1998. – 743 с.
2. Дорохова Е.Н., Прохорова Г.В. Аналитическая химия. Физико-химические методы анализа / Е.Н. Дорохова, Г.В. Прохорова – М.: Высшая школа, 1991.– 256 с.
3. Ленский, А.С / А.С. Ленский – Введение в бионеорганическую и биофизическую химию. – М.: Высшая школа, 1989. – 256 с.
4. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов / Ю.А. Ершов [и др.]; под общей ред. Ю.А. Ершова – М.: Высшая школа, 2003. – 560 с.
5. Общая химия в формулах, определениях, схемах / В.Ф.Тикавый [и др.]; под общей ред. В.Ф. Тикавого – Минск, 1996. – 497 с.
6. Павлов, Н.Н. Общая и неорганическая химия / – М.: Дрофа, 2002. – 448 с.
7. Практикум по общей химии. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов / Ю.А. Ершов [и др.]; под общей ред. Ю.А. Ершова – М.: Высшая школа, 1993. – 271 с.
8. Саргаев, П.М. Неорганическая химия. / П.М. Саргаев. – М.: Колос, 2004. – 270 с.
9. Фридрихсберг, Д.А. Курс коллоидной химии / Д.А. Фридрихсберг – СПб.: Химия, 1995. – 400 с.

Приложения.

1.Периодическая система

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	29 Cu МЕДЬ 63,546			30 Zn ЦИНК 65,38			31 Ga ГАЛЛИЙ 69,72			32 Ge ГЕРМАНИЙ 72,59			33 As МЫШЬЯК 74,9216		
5	6	Rb 37 РУБИДИЙ 85,4678			Sr 38 СТРОНЦИЙ 87,62			Y 39 ИТРИЙ 88,9059			Zr 40 ЦИРКОНИЙ 91,22			Nb 41 НИОБИЙ 92,9064		
	7	47 Ag СЕРЕБРО 107,868			48 Cd КАДМИЙ 112,41			49 In ИНДИЙ 114,82			50 Sn ОЛОВО 118,69			51 Sb 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	79 Au ЗОЛОТО 196,9665			80 Hg РУТУТЬ 200,59			81 Tl ТАЛЛИЙ 204,37			82 Pb СВИНЕЦ 207,2			83 Bi 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 НЕПТУНИЙ 237,0482	Pu ⁹⁴ ПЛУТОНИЙ [244]	Am ⁹⁵ АМЕРИЦИЙ [243]	Cm ⁹⁶ КЮРИЙ [247]
--	--	---	---	--	--	---

Таблица 1

Д.И. Менделеева

элементов									
B VI A			B VII A			B 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			Порядковый номер элемента			82 Pb СВИНЕЦ 207,2			
распределение электронов 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	Cf 98 КАЛИФОРНИЙ	Es 99 ЭЙНШТЕЙНИЙ	Fm 100 ФЕРМИЙ	Md 101 МЕНДЕЛЕВИЙ	(No) 102 (НОБЕЛИЙ)	(Lr) 103 (ЛОУРЕНСИЙ)
-------------------------	----------------------------	----------------------------	-------------------------	-----------------------------	------------------------------	--------------------------------

2. 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_3COOH	уксусная	CH_3COOH^-	ацетат
H_2S	сероводородная	HS^- S^{2-}	гидросульфид сульфид
H_2SO_3	сернистая	HSO_3^- SO_3^{2-}	гидросульфит сульфит
$H_2SO_4^*$	серная	HSO_4^- SO_4^{2-}	гидросульфат сульфат
H_2CO_3	угольная	HCO_3^- CO_3^{2-}	гидрокарбонат карбонат
H_2SiO_3	кремниевая	$HSiO_3^-$ SiO_3^{2-}	гидросиликат силикат
$H_2S_2O_3$	тиосерная	$S_2O_3^{2-}$	тиосульфат
HCN	циановодородная (синильная)	CN^-	цианид
$HSCN$	тиоциановодородная	SCN^-	тиоцианат
H_3PO_4	фосфорная	$H_2PO_4^-$ HPO_4^{2-} PO_4^{3-}	дигидрофосфат гидрофосфат фосфат
H_3BO_3	борная	BO_3^{3-}	борат
HIO	йодноватистая	IO^-	гипоиодит
HIO_3^*	йодноватая	IO_3^-	иодат
HIO_4^*	иодная	IO_4^-	периодат
$HBrO$	бромноватистая	BrO^-	гипобромит
$HBrO_3^*$	бромноватая	BrO_3^-	бромат
H_2SeO_3	селенистая	SeO_3^{2-}	селенит
$H_2MnO_4^*$	марганцовистая	MnO_4^{2-}	манганат
$H_4P_2O_7$	пирофосфорная	$P_2O_7^{4-}$	пирофосфат
H_3PO_3	фосфористая	PO_3^{3-}	фосфит

* отмечены кислоты – сильные электролиты

3. 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

6. 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	$1,6 \cdot 10^{-24}$

5. 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	$\text{La}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{La}^{\circ}$	- 2,37
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$	0,68	$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Na}^{\circ}$	-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	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ba}^{\circ}$	- 2,90

$I_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2I^-$	0,53	$K^+ + \bar{e} \rightarrow K^\circ$	- 2,92
		$Li^+ + \bar{e} \rightarrow Li^0$	- 3,05

7. Способы выражения состава растворов

Массовая доля	$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}}$
Объемная доля	$\varphi = \frac{V_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}}$
Молярная концентрация	$C_M = \frac{m}{M \cdot V}$
Моляльная концентрация	$C_m = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M \cdot m_{\text{р-ля}} (\text{кг})}$
Молярная концентрация эквивалента (нормальная, эквивалентная)	$C_H = \frac{m}{M \cdot V}$
Титр	$T = \frac{m}{V}$
Мольная доля	

**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
ПОСОБИЯ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ:***

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
ОБЩЕЙ ХИМИИ С ОСНОВАМИ АНАЛИТИЧЕСКОЙ**

учебно-методическое пособие для студентов зооинженерного факультета

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.

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

Отпечатано на ризографе ВГАВМ

Лицензия № 02330/0133019 от 30.04.2004 г.

Холод Валерий Михайлович, профессор кафедры химии ВГАВМ, доктор биологических наук.

Родился в г. Витебске в 1937 г. В 1954 году с отличием окончил Витебский ветеринарный институт. С 1960 и по настоящее время работает в Витебской государственной академии ветеринарной медицины. Опубликовано 170 научных работ. Подготовил 9 кандидатов наук.

Научные интересы: клиническая биохимия сельскохозяйственных животных, иммунохимия.

Постраш Ирина Юрьевна, доцент кафедры химии ВГАВМ, кандидат биологических наук.

Родилась в г. Красноярске. В 1982 г. с отличием окончила Красноярский государственный университет (биолого – химический факультет). В 1989 - 1991 г.г. работала на кафедре химии ВГМУ. С 1991 г. – в ВГАВМ. Имеет 25 научных и 15 методических работ.

Научные интересы: изучение влияния дефицита макроэлементов на обменные процессы у молодняка.