

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА И ПРОДОВОЛЬСТВИЯ
РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ

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

В. М. Холод, И. Ю. Постраш

**ОБЩАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.
ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ
СТУДЕНТОВ**

Учебно-методическое пособие

для студентов по специальностям: «Ветеринарная медицина»,
«Ветеринарная санитария и экспертиза»

3-е издание, переработанное

Витебск
ВГАВМ
2023

УДК 619:615 (075)

ББК 48.5

X73

Рекомендовано учебно-методическим объединением по образованию в области сельского хозяйства в качестве учебно-методического пособия для студентов учреждений, обеспечивающих получение высшего образования I ступени по специальностям:
1-74 03 02 «Ветеринарная медицина»,
1-74 03 04 «Ветеринарная санитария и экспертиза»

Авторы:

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

Рецензенты:

доктор педагогических наук, профессор, заведующий кафедрой общей, физической и коллоидной химии УО ВГМУ *З. С. Кунцевич*;
доктор биологических наук, профессор кафедры химии и естественнонаучного образования УО ВГУ им. П.М. Машерова *А. П. Чиркин*

Холод, В. М.

X73 Общая и аналитическая химия. Задания для самостоятельной работы студентов : учеб.-метод. пособие для студентов по специальностям: «Ветеринарная медицина», «Ветеринарная санитария и экспертиза» / В. М. Холод, И. Ю. Постраш. – 3-е изд., перераб. – Витебск : ВГАВМ, 2023. – 96 с.

Учебно-методическое пособие написано в соответствии с программой по общей и аналитической химии и предназначено для студентов, обучающихся по специальностям «Ветеринарная медицина», «Ветеринарная санитария и экспертиза».

Оно включает 21 тему, которые охватывают весь материал изучаемого курса. В каждой теме приведены теоретические вопросы для самостоятельного изучения, примеры решения типовых задач, а также задание, состоящее из примеров и задач разной степени сложности. Материал учебно-методического пособия учитывает особенности специальностей, для которых он предназначен.

2-е издание данного пособия было в 2006 году.

УДК 619:615 (075)

ББК 48.5

© УО «Витебская ордена «Знак Почета» государственная академия ветеринарной медицины», 2023

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	4
Тема 1 Основные химические понятия и законы.....	5
Тема 2 Энергетика химических процессов.....	8
Тема 3 Кинетика химических реакций. Химическое равновесие.....	14
Тема 4 Растворы. Способы выражения состава растворов.....	18
Тема 5 Свойства растворов неэлектролитов.....	22
Тема 6 Свойства растворов электролитов.....	26
Тема 7 Ионное произведение воды. Водородный показатель.....	31
Тема 8 Буферные растворы. Гидролиз солей.....	35
Тема 9 Коллоидные растворы. Растворы ВМС.....	39
Тема 10 Строение атома. Химическая связь.....	42
Тема 11 Комплексные соединения.....	44
Тема 12 Окислительно-восстановительные реакции.....	47
Тема 13 Титриметрический анализ. Метод кислотно-основного титрования	52
Тема 14 Метод комплексонометрического титрования.....	55
Тема 15 Физико-химические методы анализа. Спектрометрические методы	59
Тема 16 Потенциометрия. Хроматография.....	62
Тема 17 Элементы VIIA группы.....	66
Тема 18 Элементы VIA группы.....	68
Тема 19 Элементы VA группы.....	71
Тема 20 Элементы IA и IIA групп.....	73
Тема 21 d-элементы.....	75
Ответы к задачам.....	79
Литература.....	83
Приложения.....	84

ВВЕДЕНИЕ

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

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

Данное учебно-методическое пособие предназначено для студентов факультета ветеринарной медицины и биотехнологического факультета (специальность «Ветеринарная санитария и экспертиза»), оно составлено с целью оказания методической помощи студентам в процессе самоподготовки к практическим и семинарским занятиям.

В пособие включены темы по энергетике и кинетике химических процессов, что способствует пониманию основных закономерностей протекания химических процессов как в неживой природе, так и организме животных. Знание свойств растворов электролитов, неэлектролитов, коллоидных растворов и растворов ВМС позволяет понять условия, в которых протекают биохимические реакции, лежащие в основе обмена веществ. Изучение окислительно-восстановительных реакций позволяет лучше понять биоэнергетику живой клетки, а рассмотрение комплексных соединений - кинетические особенности многих процессов и то, каким образом многие химические элементы оказываются вовлеченными в сложные процессы обмена веществ. Знание химических свойств отдельных элементов и их соединений позволяет лучше понять физиологическое, токсическое и фармакологическое действие различных соединений.

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

В каждой теме данного пособия приведены теоретические вопросы, необходимые для изучения, типовые задачи с решениями, а также задания различной степени сложности для самостоятельного решения с целью закрепления материала. *Подготовку домашнего задания следует начинать с изучения теоретических вопросов темы с использованием конспекта лекций и рекомендованной литературы. Затем необходимо ознакомиться с решением типовых задач, самостоятельно решить задачи и выполнить задания к изучаемой теме.*

Тема 1 «Основные химические понятия и законы»

Основные вопросы темы

1. Основные классы неорганических соединений. Простые и сложные вещества. Оксиды, кислоты, основания, соли. Химическая номенклатура веществ.
2. Основные положения атомно-молекулярного учения.
3. Основные понятия химии: химический элемент, атом, молекула, атомная единица массы, относительная атомная масса элемента и относительная молекулярная масса вещества, моль, молярная масса.
4. Закон сохранения массы. Закон сохранения энергии.
5. Закон постоянства состава вещества. Соединения постоянного и переменного состава (дальтониды и бертоллиды).
6. Закон Авогадро, следствия из закона Авогадро.
7. Закон эквивалентов. Химический эквивалент. Молярная масса эквивалента. Расчет молярных масс эквивалентов простых и сложных веществ.

Примеры решения задач

Пример 1 Определите массу фторида натрия химическим количеством 0,5 моль.

Решение: Массу вещества можно рассчитать по формуле:

$$m = M \cdot n,$$

где M – молярная масса вещества, г/моль;

n – химическое количество вещества, моль.

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

Ответ: $m(\text{NaF}) = 21 \text{ г.}$

Пример 2 Вычислите абсолютную массу одной молекулы йода.

Решение:

Вариант 1

Вычислим химическое количество молекул йода:

$$n = \frac{N}{N_A}; \quad n(\text{I}_2) = \frac{N(\text{I}_2)}{N_A};$$

$$n(\text{I}_2) = \frac{1}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ моль}; \quad M(\text{I}_2) = 254 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{I}_2) = M(\text{I}_2) \cdot n(\text{I}_2) = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ моль} \cdot 254 \text{ г/моль} = 4,21 \cdot 10^{-22} \text{ г.}$$

Вариант 2

Молярная масса йода $M(I_2) = 254$ г/моль. Один моль йода содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул вещества. Составим пропорцию:

$$\begin{array}{l} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул йода весит } 254 \text{ г} \\ 1 \text{ молекула йода } \text{-----} x \text{ г} \end{array}$$

$$x = \frac{254 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 4,2 \cdot 10^{-22} \text{ г.}$$

Ответ: $m(I_2) = 4,21 \cdot 10^{-22}$ г.

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

Решение: Молярная масса эквивалента ($M_{\text{Э}}$) элемента в соединении вычисляется по формуле:

$$M_{\text{Э}} = \frac{M(A)}{n},$$

где $M(A)$ – молярная масса элемента, г/моль;

n – валентность элемента в данном соединении.

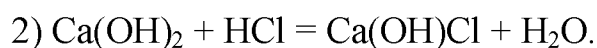
В оксидах MnO_2 и Mn_2O_7 элемент марганец имеет валентности 4 и 7 соответственно, поэтому:

$$M_{\text{Э}}(\text{Mn в } Mn^{+4}O_2) = \frac{55 \text{ г/моль}}{4} = 13,75 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{Э}}(\text{Mn в } Mn_2^{+7}O_7) = \frac{55 \text{ г/моль}}{7} = 7,86 \text{ г/моль.}$$

Ответ: 13,75 г/моль; 7,86 г/моль.

Пример 4 Определите молярную массу эквивалента вещества $Ca(OH)_2$ в реакциях:



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

В первой реакции заместилось две одновалентные OH-группы, поэтому суммарная валентность замещенных групп равна 2:

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

Во второй реакции заместилась одна одновалентная OH-группа, поэтому суммарная валентность замещенных групп равна 1:

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

Ответ: 37 г/моль; 74 г/моль.

Выполните задание

1. Вычислите химическое количество вещества в данной массе вещества:

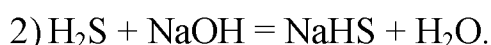
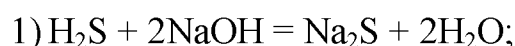
- а) 7,1 г сульфата натрия; б) 740 мг гидроксида кальция;
в) 0,98 кг серной кислоты.

2. В организме коровы содержится примерно 200 мг йода, примерно половина всей массы йода находится в щитовидной железе. Подсчитайте, сколько атомов йода находится в щитовидной железе.

3. Рассчитайте молярные массы эквивалентов элемента азота в оксидах: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 .

4. Рассчитайте молярные массы эквивалентов следующих соединений: гидроксида кальция, гидроксида натрия, серной кислоты, азотной кислоты, сульфата алюминия, гидрокарбоната кальция, сульфата магния гептагидрата.

5. Определите молярную массу эквивалента сероводорода, исходя из уравнений реакций:



6. Плотность паров брома по воздуху 5,517. Сколько атомов содержит молекула брома?

7. Мышьяк образует 2 оксида, в одном из них массовая доля мышьяка равна 65,2 %, а в другом – 75,8 %. Определите молярные массы эквивалентов мышьяка в оксидах, если молярная масса эквивалента кислорода равна 8 г/моль.

8*. Элемент X получают в свободном состоянии восстановлением магнием его хлорида. Масса вступающего в реакцию магния равна массе образующегося простого вещества. Что это за элемент?

Тема 2 «Энергетика химических процессов»

Основные вопросы темы

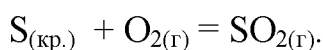
1. Понятие о системе и фазе. Системы гомогенные и гетерогенные, открытые, закрытые, изолированные.
2. Первое начало термодинамики (закон сохранения энергии).
3. Термохимия. Тепловой эффект реакции. Термохимические уравнения. Реакции экзотермические и эндотермические. Первый закон термохимии (закон Лавуазье-Лапласа).
4. Второй закон термохимии (закон Гесса) и следствия из него. Расчет теплового эффекта реакции.
5. Понятие об энтальпии. Стандартная энтальпия образования вещества. Стандартная энтальпия сгорания вещества.
6. Самопроизвольные процессы. Понятие об энтропии. Расчет изменения энтропии в ходе реакции. Второе начало термодинамики.
7. Направленность химических процессов. Понятие о свободной энергии (энергии Гиббса) системы. Расчет изменения свободной энергии (энергии Гиббса) в ходе реакции. Связь между энтропией, энтальпией и энергией Гиббса.
8. Приложение законов термодинамики к живым системам.

Примеры решения задач

Пример 1 При сгорании 80 г серы выделяется 747 кДж энергии. Определите стандартную энтальпию образования оксида серы (IV).

Решение: **Стандартная энтальпия образования вещества ($\Delta H_{f,298}^{\circ}$) – тепловой эффект реакции образования 1 моль вещества из простых веществ при стандартных условиях.**

Для образования 1 моль SO_2 необходимо взять 1 моль серы:



Вычислим химическое количество серы:

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

Составим пропорцию:

при сгорании 2,5 моль серы выделяется 747 кДж энергии
1 моль серы ----- x кДж энергии.

$$x = \frac{1 \text{ моль} \cdot 747 \text{ кДж}}{2,5 \text{ моль}} = 298,8 \text{ кДж}, \quad \Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{SO}_2) = -298,8 \text{ кДж/моль}.$$

Ответ: $\Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{SO}_2) = -298,8 \text{ кДж/моль}.$

Пример 2* Тепловой эффект растворения безводного сульфата лития при 298 К составляет $-26,71$ кДж/моль, тепловой эффект растворения кристаллогидрата $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ равен $-14,31$ кДж/моль. Вычислите тепловой эффект образования 1 моль $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ из безводной соли и воды при данной температуре.

Решение: Для решения воспользуемся схемой (см. рисунок 1), в которой приведены два пути перехода безводного сульфата лития в раствор:

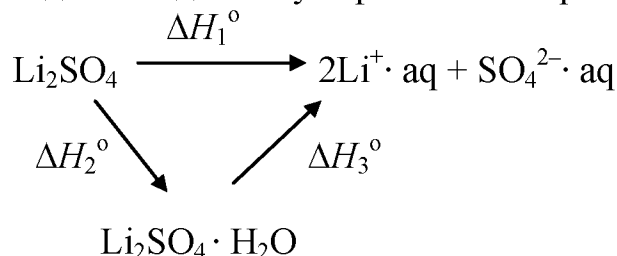


Рисунок 1 – Схема растворения сульфата лития

Первый путь – это растворение сульфата лития в воде с образованием гидратированных ионов $\text{Li}^+ \cdot \text{aq}$ и $\text{SO}_4^{2-} \cdot \text{aq}$, он характеризуется тепловым эффектом ΔH_1° .

Второй путь – это получение кристаллогидрата $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ из сульфата лития (тепловой эффект процесса ΔH_2°) и последующее его растворение в воде (тепловой эффект процесса ΔH_3°).

Согласно закону Гесса: *тепловой эффект реакции зависит только от вида и состояния исходных веществ и продуктов реакции и не зависит от пути протекания процесса*, можно записать:

$$\Delta H_1^\circ = \Delta H_2^\circ + \Delta H_3^\circ.$$

Вычислим тепловой эффект образования $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ из безводной соли и воды (ΔH_2°), учитывая, что по условию задачи $\Delta H_1^\circ = -26,71$ кДж/моль, $\Delta H_3^\circ = -14,31$ кДж/моль.

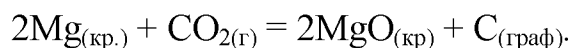
Тогда:

$$\Delta H_2^\circ = \Delta H_1^\circ - \Delta H_3^\circ;$$

$$\Delta H_2^\circ = -26,71 \text{ кДж/моль} - (-14,31 \text{ кДж/моль}) = -12,4 \text{ кДж/моль}.$$

Ответ: $\Delta H_2^\circ = -12,4$ кДж/моль, процесс экзотермический.

Пример 3 Вычислите тепловой эффект реакции при 298 К, используя стандартные энтальпии образования веществ:



Решение: В справочной таблице (см. таблицу 5 Приложения) находим значения стандартных энтальпий образования веществ (кДж/моль):
 $\Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{MgO}_{(\text{кр})}) = -601,49$; $\Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{CO}_{2(\text{г})}) = -393,51$;
 $\Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{Mg}_{(\text{кр})}) = 0$; $\Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{C}_{(\text{граф})}) = 0$.

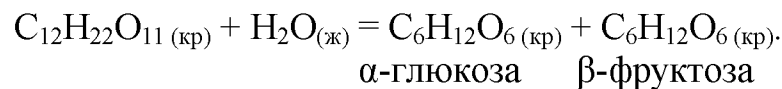
Согласно 1 следствию из закона Гесса: *тепловой эффект химической реакции равен сумме энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции:*

$$\Delta H_{r,298}^{\circ} = \sum_j \nu_j \Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{прод.}) - \sum_i \nu_i \Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{исх.в} - \text{в}).$$

$$\Delta H_{r,298}^{\circ} = [2 \cdot \Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{MgO}_{(\text{кр})}) + \Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{C}_{(\text{граф})})] - [2 \cdot \Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{Mg}_{(\text{кр})}) + \Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{CO}_{2(\text{г})})] = [2 \text{ моль} \cdot (-601,49 \text{ кДж/моль}) + 0 \text{ кДж/моль}] - [2 \text{ моль} \cdot 0 \text{ кДж/моль} + (-393,51 \text{ кДж/моль})] = -809,47 \text{ кДж}.$$

Ответ: реакция экзотермическая, $\Delta H_{r,298}^{\circ} = -809,47 \text{ кДж}$.

Пример 4 Вычислите тепловой эффект реакции гидролиза сахарозы при 298 К, используя стандартные энтальпии сгорания веществ:



Решение: В справочной таблице (см. таблицу 6 Приложения) находим значения стандартных энтальпий сгорания веществ $\Delta H_{\text{сгор.},298}^{\circ}$ (кДж/моль):
 $\Delta H_{\text{сгор.},298}^{\circ}(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11(\text{кр})}) = -5646,73$; $\Delta H_{\text{сгор.},298}^{\circ}(\alpha\text{-глюкоза}) = -2808,04$;
 $\Delta H_{\text{сгор.},298}^{\circ}(\beta\text{-фруктоза}) = -2827,0$; $\Delta H_{\text{сгор.},298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}) = 0$.

Согласно 2 следствию из закона Гесса: *тепловой эффект химической реакции равен сумме энтальпий сгорания исходных веществ за вычетом суммы энтальпий сгорания продуктов реакции с учетом стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции:*

$$\Delta H_{r,298}^{\circ} = \sum_j \nu_j \Delta H_{\text{сгор.},298}^{\circ}(\text{исх.в} - \text{в}) - \sum_i \nu_i \Delta H_{\text{сгор.},298}^{\circ}(\text{прод.}),$$

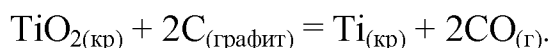
$$\Delta H_{r,298}^{\circ} = [\Delta H_{\text{сгор.},298}^{\circ}(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11(\text{кр})}) + \Delta H_{\text{сгор.},298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})})] - [\Delta H_{\text{сгор.},298}^{\circ}(\alpha\text{-глюкоза}) + \Delta H_{\text{сгор.},298}^{\circ}(\beta\text{-фруктоза})].$$

$$\Delta H_{r,298}^{\circ} = [-5646,73 \text{ кДж/моль} + 0 \text{ кДж/моль}] - [-2802,04 \text{ кДж/моль} + (-2827,0 \text{ кДж/моль})] = -17,69 \text{ кДж.}$$

Ответ: $\Delta H_{r,298}^{\circ} = -17,69 \text{ кДж}$, реакция экзотермическая.

Пример 5 Возможно ли самопроизвольное восстановление оксида титана (IV) до титана углеродом при 298 К?

Решение: Для ответа на вопрос необходимо вычислить изменение свободной энергии в ходе данного процесса. Запишем уравнение реакции:



Изменение свободной энергии в ходе реакции равно сумме свободных энергий образования продуктов реакции за вычетом суммы свободных энергий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов:

$$\Delta G_{r,298}^{\circ} = \sum_j \nu_j \Delta G_{f,298}^{\circ}(\text{прод}) - \sum_i \nu_i \Delta G_{f,298}^{\circ}(\text{исх.в} - \text{в}).$$

В справочной таблице (см. таблицу 5 Приложения) находим значения стандартной свободной энергии (энергии Гиббса) исходных веществ и продуктов реакции и производим вычисления:

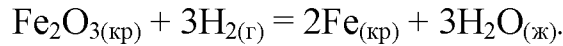
$$\begin{aligned} \Delta G_{r,298}^{\circ} &= [\Delta G_{f,298}^{\circ}(\text{Ti}_{(\text{кр})}) + 2 \cdot \Delta G_{f,298}^{\circ}(\text{CO}_{(\text{г})})] - [(\Delta G_{f,298}^{\circ}(\text{TiO}_{2(\text{кр})}) + \\ &+ 2 \cdot \Delta G_{f,298}^{\circ}(\text{C}_{(\text{графит})})] = [0 \text{ кДж/моль} + 2 \text{ моль} \cdot (-137,15 \text{ кДж/моль})] - \\ &- [-889,49 \text{ кДж/моль} + 2 \text{ моль} \cdot 0 \text{ кДж/моль}] = 615,19 \text{ кДж.} \end{aligned}$$

Так как $\Delta G_{r,298}^{\circ} > 0$, то данная реакция при 298 К является эндергонической, т.е. самопроизвольное восстановление оксида титана (IV) углеродом при 298 К невозможно.

Ответ: реакция является эндергонической, при 298 К она не может протекать самопроизвольно.

Пример 6 Возможно ли восстановление металлического железа Fe_2O_3 действием водорода на Fe_2O_3 при 298 К? Рассчитайте значение $\Delta G_{r,298}^{\circ}$, используя значения стандартной энтальпии и энтропии веществ (см. таблицу 5 Приложения).

Решение: Запишем уравнение реакции:



Вычислим изменение энтальпии и энтропии в ходе реакции, используя таблицу 5 Приложения:

$$\Delta H_{r,298}^{\circ} = [2 \cdot \Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{Fe}_{(\text{кр})}) + 3 \cdot \Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})})] - [\Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{кр})}) + 3 \cdot \Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{H}_{2(\text{г})})];$$

$$\Delta H_{r,298}^{\circ} = [2 \text{ моль} \cdot 0 \text{ кДж/моль} + 3 \text{ моль} \cdot (-285,83 \text{ кДж/моль})] - [-822,16 \text{ кДж/моль} + 3 \text{ моль} \cdot 0 \text{ кДж/моль}] = -35,33 \text{ кДж}.$$

Изменение энтропии в ходе реакции рассчитывается аналогичным образом, т.е. *изменение энтропии в ходе реакции равно сумме энтропий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтропий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов:*

$$\Delta S_{r,298}^{\circ} = \sum_j \nu_j S_{298}^{\circ}(\text{прод.}) - \sum_i \nu_i S_{298}^{\circ}(\text{исх.в} - \text{в}).$$

$$\Delta S_{r,298}^{\circ} = [2 \cdot S_{298}^{\circ}(\text{Fe}_{(\text{кр})}) + 3 \cdot S_{298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})})] - [S_{298}^{\circ}(\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{кр})}) + 3 \cdot S_{298}^{\circ}(\text{H}_{2(\text{г})})];$$

$$\Delta S_{r,298}^{\circ} = [2 \text{ моль} \cdot 27,15 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)} + 3 \text{ моль} \cdot 69,95 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}] - [87,45 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)} + 3 \text{ моль} \cdot 130,52 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}] = -214,86 \text{ Дж/К} = -0,215 \text{ кДж/К}.$$

Рассчитаем $\Delta G_{r,298}^{\circ}$ по формуле:

$$\Delta G_{r,298}^{\circ} = \Delta H_{r,298}^{\circ} - T \cdot \Delta S_{r,298}^{\circ}$$

$$\Delta G_{r,298}^{\circ} = -35,33 \text{ кДж} - 298 \text{ К} \cdot (-0,215 \text{ кДж/К}) = 28,74 \text{ кДж}.$$

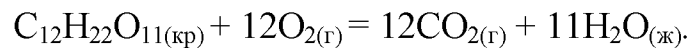
Так как $\Delta G_{r,298}^{\circ} > 0$, то реакция является эндергонической, при 298 К она не будет протекать самопроизвольно.

Ответ: реакция является эндергонической, при 298 К она не будет протекать самопроизвольно.

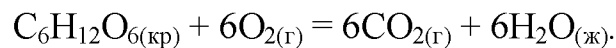
Выполните задание

1. Определите калорийность 1 кг корма, содержащего 60 % воды, 20 % белка, 15 % жиров и 5 % углеводов, если калорийность белков и углеводов составляет 17,1 кДж/г, калорийность жиров – 38 кДж/г; калорийность воды равна 0 кДж/г.

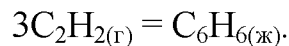
2. При разложении $1,12 \text{ дм}^3$ аммиака на простые вещества при 298 К поглощается $2,297 \text{ кДж}$ теплоты. Вычислите стандартную энтальпию образования NH_3 .
3. Стандартная теплота растворения CuSO_4 в воде равна $-66,5 \text{ кДж/моль}$, стандартная теплота гидратации этой соли с образованием $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ равна $-78,22 \text{ кДж/моль}$. Вычислите теплоту растворения в воде кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
4. Используя справочные данные о стандартных энтальпиях образования веществ (см. табл. 5 Приложения), вычислите количество тепла, которое выделится при полном окислении 100 г сахарозы по уравнению:



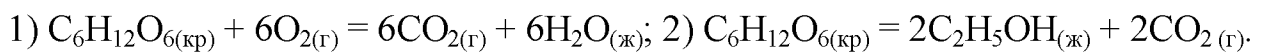
5. Энергетические затраты коровы на образование 1 литра молока составляют 3000 кДж . Используя справочные данные о стандартных энтальпиях образования веществ (см. табл. 5 Приложения), вычислите, какое количество глюкозы будет затрачено на образование 10 литров молока, если допустить, что процесс молокообразования энергетически обеспечивается только за счет окисления глюкозы по уравнению:



6. Используя справочные данные о стандартных энтальпиях сгорания веществ (см. табл. 6 Приложения) вычислите тепловой эффект реакции синтеза бензола из ацетиленов:

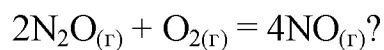


7. Вычислите изменение стандартной энергии Гиббса для реакций (см. табл. 5 Приложения) :



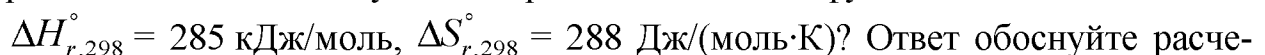
Какой процесс является более вероятным с позиций термодинамики?

8. Возможно ли, что N_2O , используемый в смеси с кислородом в качестве средства для наркоза при хирургических операциях, вызовет отравление в результате образования токсического NO по реакции:



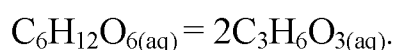
Ответ обоснуйте расчетом $\Delta G_{r,298}^\circ$ (см. табл. 5 Приложения).

9. Произойдет ли тепловая денатурация трипсина при $50 \text{ }^\circ\text{C}$, если для данной реакции известны следующие термодинамические функции:



изменения энергии Гиббса в ходе реакции.

10. Исходя из стандартных значений энтальпий и энтропий веществ (см. табл. 5 Приложения), вычислите изменение энергии Гиббса биохимической реакции превращения глюкозы в молочную кислоту при $37 \text{ }^\circ\text{C}$:



Тема 3 «Кинетика химических реакций. Химическое равновесие»

Основные вопросы темы

1. Понятие о скорости химических реакций, скорость средняя, мгновенная.
2. Влияние природы реагирующих веществ на скорость реакции.
3. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции. Закон действующих масс. Константа скорости реакции. Порядок реакции.
4. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа, температурный коэффициент. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
5. Катализаторы. Влияние катализатора на скорость реакции. Катализ гомогенный и гетерогенный. Ферменты.
6. Химическое равновесие. Константа химического равновесия.
7. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Влияние давления, концентрации, температуры на состояние химического 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 исходных веществ в 2 раза?

Решение: Скорость данной реакции (v) описывается следующим **кинетическим уравнением:**

$$v = k \cdot C^2(\text{CO}_{(г)}) \cdot C(\text{O}_{2(г)}),$$

где $C(\text{CO}_{(г)})$ и $C(\text{O}_{2(г)})$ – молярные концентрации веществ;
 k – константа скорости реакции.

При увеличении концентраций веществ в 2 раза скорость реакции v_1 будет равна:

$$v_1 = k \cdot (2 \cdot C(\text{CO}_{(г)}))^2 \cdot (2 \cdot C(\text{O}_{2(г)})) = 8 \cdot k \cdot C^2(\text{CO}_{(г)}) \cdot C(\text{O}_{2(г)}) = 8v.$$

Таким образом, скорость реакции увеличится в 8 раз.

Ответ: 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: Влияние температуры на скорость реакции описывается **уравнением Вант-Гоффа:**

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

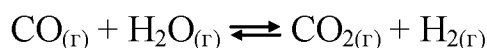
где γ – температурный коэффициент скорости реакции.

$$v_2 = v_1 \cdot 2^{\frac{30}{10}} = v_1 \cdot 2^3 = 8 \cdot v_1.$$

Таким образом, скорость реакции увеличится в 8 раз.

Ответ: скорость реакции увеличится в 8 раз.

Пример 3 Начальные концентрации веществ в системе:



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

Как изменится скорость реакции по сравнению с первоначальной?

Решение: Рассчитаем концентрацию воды, которая составляет 30 % от первоначальной:

$$C(\text{H}_2\text{O}) = \frac{0,6 \text{ моль/л} \cdot 30\%}{100\%} = 0,18 \text{ моль/л.}$$

Концентрация воды после реакции уменьшится на 0,18 моль/л:

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

Концентрация исходного вещества CO уменьшится на 0,18 моль/л :

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

В то же время концентрации продуктов реакции станут больше на 0,18 моль/л:

$$C_1(\text{CO}_{2(г)}) = 0,4 \text{ моль/л} + 0,18 \text{ моль/л} = 0,58 \text{ моль/л;}$$

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

Начальная скорость реакции была равна:

$$v_0 = k \cdot C_0(\text{CO}_{(г)}) \cdot C_0(\text{H}_2\text{O}_{(г)}) = k \cdot 0,5 \text{ моль/л} \cdot 0,6 \text{ моль/л} = 0,30 \cdot k \text{ (моль/л)}^2.$$

Скорость реакции в момент, когда прореагировало 30 % воды, равна:

$$v_1 = k \cdot C_1(\text{CO}_{(г)}) \cdot C_1(\text{H}_2\text{O}_{(г)}).$$

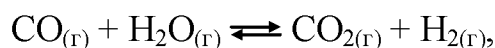
$$v_1 = k \cdot 0,32 \text{ моль/л} \cdot 0,42 \text{ моль/л} = 0,13 \cdot k \text{ (моль/л)}^2.$$

$$v_0 / v_1 = 0,30 \cdot k \text{ (моль/л)}^2 / 0,13 \cdot k \text{ (моль/л)}^2 = 2,3.$$

Таким образом, скорость реакции уменьшится в 2,3 раза по сравнению с первоначальной.

Ответ: скорость реакции уменьшится в 2,3 раза.

Пример 4 Рассчитайте константу равновесия реакции:



если концентрации всех участвующих веществ в реакции в момент равновесия равны (моль/л): $C(\text{CO}_{(г)}) = 0,32$; $C(\text{H}_2\text{O}_{(г)}) = 0,42$; $C(\text{CO}_{2(г)}) = 0,58$; $C(\text{H}_2_{(г)}) = 0,38$.

Решение: Поскольку все участники реакции – газообразные вещества, реакция является гомогенной, константа равновесия K_C выражается через равновесные концентрации веществ, которые обозначаются в квадратных скобках, и имеет вид:

$$K_C = \frac{[\text{CO}_{2(г)}] \cdot [\text{H}_2_{(г)}]}{[\text{CO}_{(г)}] \cdot [\text{H}_2\text{O}_{(г)}]} = \frac{0,58 \text{ моль/л} \cdot 0,38 \text{ моль/л}}{0,32 \text{ моль/л} \cdot 0,42 \text{ моль/л}} = 1,64.$$

Ответ: $K_C = 1,64$.

Пример 5* Во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей при 298 К, если энергия активации реакции после введения катализатора уменьшится на 20 кДж/моль?

Решение: **Уравнение Аррениуса** в логарифмической форме имеет вид:

$$\ln k = \ln A - \frac{E_A}{R \cdot T},$$

где k – константа скорости реакции;

E_A – энергия активации реакции, Дж/моль.

При изменении энергии активации изменяется константа скорости реакции, а величины A и T постоянны, поэтому можно записать:

$$\ln k_1 = \ln A - \frac{E_{A1}}{R \cdot T}; \quad \ln k_2 = \ln A - \frac{E_{A2}}{R \cdot T}.$$

Вычитая второе уравнение из первого, получим:

$$\ln k_2 - \ln k_1 = \ln A - \frac{E_{A2}}{R \cdot T} - (\ln A - \frac{E_{A1}}{R \cdot T}), \text{ или } \ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{\Delta E_A}{R \cdot T},$$

где k_1 и k_2 – константы скорости реакции для E_{A1} и E_{A2} соответственно; $\Delta E = E_{A1} - E_{A2}$.

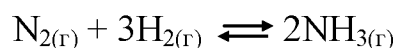
$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{20 \cdot 10^3 \text{ Дж/моль}}{8,31(\text{Дж/моль} \cdot \text{К}) \cdot 298 \text{ К}} = 8,1; \quad \frac{k_2}{k_1} = 3311.$$

Таким образом, скорость реакции увеличится в 3311 раз.

Ответ: скорость реакции при введении катализатора увеличится в 3311 раз.

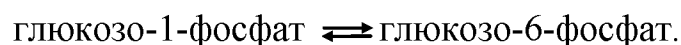
Выполните задание

1. Вычислите среднюю скорость реакции: $A_{(r)} + 2B_{(r)} = C_{(r)}$, если начальная концентрация вещества А была 10 моль/л, а через 10 минут стала 8 моль/л.
2. Запишите кинетические уравнения и укажите порядок для следующих реакций:
 - 1) $H_{2(r)} + I_{2(r)} = 2HI_{(r)}$;
 - 2) $S_{(r)} + O_{2(r)} = SO_{2(r)}$;
 - 3) $2SO_{2(r)} + O_{2(r)} = 2SO_{3(r)}$.
3. Как изменится скорость прямой реакции: $2CO_{(r)} + O_{2(r)} = 2CO_{2(r)}$
 - а) при увеличении концентрации угарного газа в 3 раза;
 - б) при увеличении давления в системе в 2 раза?
4. Во сколько раз уменьшится скорость окисления глюкозы в организме, если температура снижается с 36,9 °С до 34,9 °С, температурный коэффициент реакции равен 2?
5. Реакция идет согласно уравнению: $H_{2(r)} + Cl_{2(r)} = 2HCl_{(r)}$. Начальные концентрации веществ равны: $C_0(H_{2(r)}) = 0,06$ моль/л; $C_0(Cl_{2(r)}) = 0,08$ моль/л. Вычислите скорость в начальный момент времени и в момент времени, когда реагирует половина хлора.
6. В состоянии равновесия в системе:



концентрации веществ равны (моль/л): $C(N_{2(r)}) = 2$; $C(H_{2(r)}) = 8$; $C(NH_{3(r)}) = 12$. Вычислите константу химического равновесия и исходные концентрации водорода и азота.

7. В печени протекает ферментативный обратимый процесс:



При 37 °С равновесная концентрация глюкозо-1-фосфата равна 0,001 моль/л, а равновесная концентрация глюкозо-6-фосфата равна 0,019 моль/л. Рассчитайте константу равновесия и изменение энергии Гиббса для данного процесса.

8. Рассчитайте константу равновесия при 310 К для следующей реакции:



9*. Энергия активации реакции гидролиза сахарозы при температуре 37 °С равна 107 кДж/моль, а при участии фермента сахаразы энергия активации данной реакции снижается до 40 кДж/моль. Во сколько раз быстрее протекает реакция гидролиза сахарозы в присутствии фермента?

Тема 4 «Растворы. Способы выражения состава растворов»

Основные вопросы темы

1. Понятие о растворах, классификация растворов. Понятия: растворитель, растворенное вещество, сольватация, сольваты, гидратация, 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, нормальная), титр.
4. Приготовление растворов с заданной концентрацией.
5. Растворимость веществ. Влияние на растворимость твердых, жидких, газообразных веществ различных факторов: природы растворенного вещества и растворителя, температуры, давления, присутствия других веществ.
6. Растворимость газов в жидкости. Закон Генри. Закон Сеченова. Растворимость газов в крови и тканевых жидкостях.
7. Роль водных растворов в биологических системах.

Примеры решения задач

Пример 1 Рассчитайте массовую долю вещества в растворе, если 15 г вещества растворили в 60 г воды.

Решение: Массовая доля вещества в растворе рассчитывается по формуле:

$$\omega = \frac{m(v - va)}{m(p - pa)} \cdot 100\%; \quad \omega = \frac{15g}{15g + 60g} \cdot 100\% = 20\%.$$

Ответ: $\omega = 20\%$.

Пример 2 Вычислите массу $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, которую необходимо взять, чтобы приготовить 300 г 2 % раствора карбоната натрия. Как приготовить такой раствор?

Решение: Масса растворенного вещества рассчитывается по формуле:

$$m(\text{в-ва}) = \frac{m(p - pa) \cdot \omega}{100\%};$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{300\text{г} \cdot 2\%}{100\%} = 6\text{ г}.$$

Для расчета массы $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, в которой содержится 6 г Na_2CO_3 , определим химическое количество Na_2CO_3 :

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{6\text{г}}{106\text{г/моль}} = 0,0566\text{ моль}, \quad M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106\text{ г/моль}.$$

Учтем следующее соотношение:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,0566\text{ моль};$$

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

Вычислим массы кристаллогидрата и воды:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,0566\text{ моль} \cdot 286\text{ г/моль} = 16,19\text{ г}.$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 300\text{ г} - 16,19\text{ г} = 283,81\text{ г (или 283,81 мл)}.$$

Ответ: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 16,19\text{ г}$.

Для приготовления раствора необходимо взвесить 16,19 г кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, перенести в химический стакан, добавить 284 мл дистиллированной воды, перемешать раствор стеклянной палочкой до полного растворения соли.

Пример 3 В каком массовом и объемном соотношении нужно смешать 10 % раствор ($\rho = 1,1089\text{ г/мл}$) и 40 % раствор ($\rho = 1,4299\text{ г/мл}$) гидроксида натрия, чтобы получить 15 % раствор?

Решение: Решим задачу с помощью «правила креста» (см. рисунок 2). Для этого запишем концентрации исходных растворов (10 % и 40 %) друг под другом, в центре – концентрацию раствора, который нужно получить (15 %). Соединяем числа прямыми линиями (см. рисунок 2) и находим разность между числами, находящимися на одной линии:

$$15\% - 10\% = 5\text{ (г)}; \quad 40\% - 15\% = 25\text{ (г)}.$$

Записываем полученные значения:

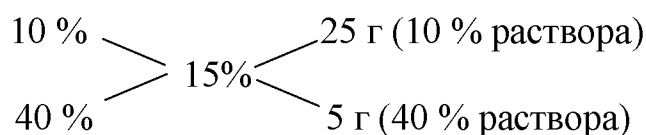


Рисунок 2 – Схема для решения задачи на смешивание растворов «правилом креста»

Таким образом, массовое соотношение растворов будет такое:

$$m(10\% \text{ р-ра}) : m(40\% \text{ р-ра}) = 25 \text{ г} : 5 \text{ г} = 5 : 1.$$

Вычислим объемы исходных растворов:

$$V(10\% \text{ р-ра}) = \frac{m(10\% \text{ р-ра})}{\rho(10\% \text{ р-ра})} = \frac{25 \text{ г}}{1,1089 \text{ г/мл}} = 22,54 \text{ мл.}$$

$$V(40\% \text{ р-ра}) = \frac{m(40\% \text{ р-ра})}{\rho(40\% \text{ р-ра})} = \frac{5 \text{ г}}{1,4299 \text{ г/мл}} = 3,49 \text{ мл.}$$

Таким образом, соотношение объемов исходных растворов будет:

$$V(10\% \text{ р-ра}) : V(40\% \text{ р-ра}) = 22,54 \text{ мл} : 3,49 \text{ мл} = 6,45 : 1.$$

Ответ: $m(10\% \text{ р-ра}) : m(40\% \text{ р-ра}) = 5 : 1;$
 $V(10\% \text{ р-ра}) : V(40\% \text{ р-ра}) = 6,45 : 1.$

Пример 4 Как приготовить 200 мл 0,2 М раствора гидроксида натрия?

Решение: Рассчитаем массу NaOH, которую необходимо взять для приготовления раствора по формуле:

$$m(\text{NaOH}) = C_M \cdot V(\text{р-ра}) \cdot M(\text{NaOH});$$

$$m(\text{NaOH}) = 0,2 \text{ моль/л} \cdot 0,2 \text{ л} \cdot 40 \text{ г/моль} = 0,16 \text{ г.}$$

Ответ: для приготовления раствора необходимо взвесить 0,16 г NaOH, перенести в мерную колбу объемом 200 мл, добавить немного дистиллированной воды, полностью растворить гидроксид натрия и довести объем раствора дистиллированной водой до метки на колбе.

Пример 5 Как приготовить 250 мл 0,1 н раствора фосфорной кислоты?

Решение: Рассчитаем массу H_3PO_4 , необходимую для приготовления раствора:

$$m(H_3PO_4) = C_H \cdot M_Э(H_3PO_4) \cdot V(p-ра);$$

$$M_Э(H_3PO_4) = \frac{M(H_3PO_4)}{3} = \frac{98 \text{ г/моль}}{3} = 32,6 \text{ г/моль.}$$

$$m(H_3PO_4) = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 32,6 \text{ г/моль} \cdot 0,25 \text{ л} = 0,81 \text{ г.}$$

Ответ: для приготовления раствора необходимо взвесить 0,81 г H_3PO_4 , перенести в мерную колбу объемом 250 мл, добавить немного дистиллированной воды, полностью растворить фосфорную кислоту и довести объем раствора дистиллированной водой до метки на колбе.

Пример 6 Рассчитайте, какой объем 90 % серной кислоты ($\rho = 1,82 \text{ г/мл}$) необходимо взять, чтобы приготовить 500 мл 0,2 н раствора.

Решение: Вычислим массу серной кислоты, которая содержится в 500 мл 0,2 н раствора:

$$m(H_2SO_4) = C_H \cdot M_Э(H_2SO_4) \cdot V(p-ра);$$

$$M_Э(H_2SO_4) = \frac{M(H_2SO_4)}{2} = \frac{98 \text{ г/моль}}{2} = 49 \text{ г/моль};$$

$$m(H_2SO_4) = 0,2 \text{ моль/л} \cdot 49 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ л} = 4,9 \text{ г.}$$

Рассчитаем массу и объем 90 % раствора, в котором содержится 4,9 г серной кислоты:

$$\omega = \frac{m(в-ва)}{m(p-ра)} \cdot 100\%; \quad m(p-ра) = \frac{m(в-ва)}{\omega} = \frac{4,9 \text{ г}}{90\%} \cdot 100\% = 5,4 \text{ г};$$

$$V(p-ра) = \frac{m(p-ра)}{\rho}; \quad V = \frac{5,4 \text{ г}}{1,82 \text{ г/мл}} = 3 \text{ мл.}$$

Ответ: $V(90\% \text{ p-ра } H_2SO_4) = 3 \text{ мл.}$

Выполните задание

1. Вычислите, сколько соли и воды нужно взять для приготовления 5 л физиологического раствора хлорида натрия ($\omega = 0,9\%$, $\rho = 1 \text{ г/мл}$), который применяется для внутривенного введения.

2. Вычислите массовую долю йода, если 5 г йода содержится в 100 мл спиртового раствора ($\rho = 0,8$ г/мл), который используется как наружный антисептик. Вычислите молярную концентрацию данного раствора.
3. Для смазывания десен приготовлен раствор из 5 мл 30 % раствора перекиси водорода H_2O_2 и 15 мл дистиллированной воды. Рассчитайте массовую долю H_2O_2 в полученном растворе ($\rho = 1$ г/мл).
4. Вычислите массу сульфата натрия, необходимую для приготовления 250 мл 0,1 М раствора.
5. Хлорид цинка входит в состав глазных капель. Определите молярную концентрацию, эквивалентную концентрацию, массовую долю и титр раствора ($\rho = 1$ г/мл), в 10 мл которого содержится 0,05 г ZnCl_2 .
6. В каком массовом и объемном соотношении надо смешать растворы гидроксида калия с концентрациями 40 % ($\rho = 1,396$ г/мл) и 10 % ($\rho = 1,090$ г/мл), чтобы получить 25 % раствор KOH ?
7. 2 г медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ растворили в 500 мл воды. Вычислите массовую долю сульфата меди (II) в полученном растворе.
8. Какой объем 35 % фосфорной кислоты ($\rho = 1,216$ г/мл) необходимо взять для приготовления 500 мл 0,5 н раствора?
- 9*. Сколько мл 10 % раствора серной кислоты ($\rho = 1,066$ г/мл) необходимо прибавить к 2 л 92 % раствора этой же кислоты ($\rho = 1,824$ г/мл), чтобы получить 75 % раствор?

Тема 5 «Свойства растворов неэлектролитов»

Основные вопросы темы

1. Понятие о неэлектролитах.
2. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов.
3. Осмос, осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Роль осмотического давления в биологических системах. Онкотическое давление.
4. Первый закон Рауля (понижение давления насыщенного пара над раствором).
5. Второй закон Рауля (повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания раствора).
6. Определение молекулярной массы растворенного вещества по коллигативным свойствам раствора: осмометрия, эбулиоскопия, криоскопия.

Примеры решения задач

Пример 1 Вычислите осмотическое давление 0,05 М раствора глицерина при 298 К.

Решение: Осмотическое давление раствора вычислим по **уравнению Вант-Гоффа:**

$$P_{осм.} = C_M \cdot R \cdot T,$$

где C_M – молярная концентрация, моль/л;
 $R = 8,31$ Дж/(моль·К), универсальная газовая постоянная.

$$P_{осм.} = 0,5 \text{ моль/л} \cdot 8,31 \text{ Дж/(моль·К)} \cdot 298 \text{ К} = 1238,2 \text{ кПа}.$$

Ответ: $P_{осм.} = 1238,2$ кПа.

Пример 2 Давление насыщенного пара воды при 323 К равно 12334 Па. Вычислите давление насыщенного пара над раствором, содержащим 62 г этиленгликоля $C_2H_4(OH)_2$ в 900 г воды.

Решение: Задачу решим, используя **1 закон Рауля: Понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором пропорционально мольной доле растворенного вещества:**

$$p_0 - p = x_i \cdot p_0, \quad \text{или} \quad \Delta p = x_i \cdot p_0,$$

где p_0 – давление насыщенного пара над растворителем, Па;
 p – давление насыщенного пара над раствором, Па;
 x_i – мольная доля растворенного вещества.

Вычислим мольную долю растворенного вещества, для этого рассчитаем химические количества этиленгликоля и воды:

$$n(C_2H_4(OH)_2) = \frac{m(v - va)}{M(v - va)} = \frac{62g}{62g / \text{моль}} = 1 \text{ моль};$$

$$n(H_2O) = \frac{m(v - va)}{M(v - va)} = \frac{900g}{18g / \text{моль}} = 50 \text{ моль}.$$

Мольная доля этиленгликоля в растворе равна:

$$x_i = \frac{n(\text{этиленгл.})}{n(\text{этиленгл.}) + n(H_2O)} = \frac{1}{1 + 50} = 0,02;$$

$$12334 \text{ Па} - p = 0,02 \cdot 12,334 \text{ Па}; \quad p = 12094 \text{ Па}.$$

Ответ: $p = 12094$ Па.

Пример 3 Рассчитайте температуру замерзания раствора, полученного растворением в 125 г воды 27 г глюкозы ($C_6H_{12}O_6$), криоскопическая постоянная воды равна 1,86 (К·кг)/моль.

Решение: Понижение температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем можно вычислить, используя **2 закон Рауля:**

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

где $\Delta t_{\text{зам.}}$ – понижение температуры замерзания раствора;
 C_m – моляльная концентрация раствора, моль/кг;
 K - криоскопическая постоянная, (К· кг)/моль.

Вычислим моляльную концентрацию раствора:

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

где $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ г/моль}$.

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

$$t_{\text{зам.}} = 0 - 2,23^\circ\text{C} = -2,23 \text{ }^\circ\text{C}.$$

Таким образом, данный раствор глюкозы замерзнет при температуре $-2,23 \text{ }^\circ\text{C}$.

Ответ: $t_{\text{зам.}}(\text{р-ра глюкозы}) = -2,23 \text{ }^\circ\text{C}$.

Пример 4 При растворении 26,0 г неэлектролита в 400 г воды температура кипения раствора повысилась на $0,45 \text{ }^\circ\text{C}$. Определите молярную массу растворенного вещества, если эбулиоскопическая константа воды равна $0,52 \text{ (К· кг)/моль}$.

Решение: Повышение температуры кипения раствора по сравнению с чистым растворителем можно вычислить, используя **2 закон Рауля**:

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

где E – эбулиоскопическая константа растворителя.

Выразим молярную массу неэлектролита:

$$M = \frac{E \cdot m(\text{в} - \text{ва})}{\Delta t_{\text{кип.}} \cdot m(\text{р} - \text{ля})}; M = \frac{0,52 \text{ (К· кг)/моль} \cdot 26 \text{ г}}{0,45 \text{ К} \cdot 0,4 \text{ кг}} = 75 \text{ г/моль}.$$

Ответ: $M = 75 \text{ г/моль}$.

Выполните задание

1. Для внутривенного введения применяют водный раствор глюкозы, осмотическое давление которого должно быть равно осмотическому давлению крови (в среднем, 745 кПа). Вычислите молярную концентрацию раствора глюкозы и ее массовую долю в растворе при 298 К, принимая плотность раствора равной 1,0175 г/мл.
2. Рассчитайте осмотическое давление водного раствора глюкозы (массовая доля глюкозы равна 20 %, плотность раствора равна 1,0797 г/мл) при 298 К. Что произойдет с эритроцитами, если их поместить в такой раствор (осмотическое давление крови находится в пределах 740 –760 кПа)?
3. Давление насыщенного пара над водой при 323 К равно 12344 Па. Вычислите давление насыщенного пара над раствором, содержащим 92 г глицерина $C_3H_5(OH)_3$ в 540 г воды.
4. Рассчитайте молярную массу неэлектролита, если 28,5 г этого вещества, растворенного в 785 г воды, вызывают понижение давления пара над раствором на 52,37 Па при 298 К. Давление пара над чистым растворителем равно 3169 Па.
5. Рассчитайте температуру замерзания раствора глюкозы ($\omega = 5 \%$), изотоничного крови, если $K_{(воды)} = 1,86 (K \cdot kg)/моль$.
6. Добавление 3,0 г углевода, извлеченного из овсяных отрубей, к 10 г воды понижает температуру замерзания раствора до 269,28 К. Вычислите молярную массу углевода, если $K_{(воды)} = 1,86 (K \cdot kg)/моль$.
7. Определите, сколько атомов входит в молекулу серы, если температура кипения раствора, содержащего 4,4 г серы в 50 г бензола, на 0,891 °С выше температуры кипения чистого бензола ($E_{(бензол)} = 2,6 (K \cdot kg)/моль$).
- 8*. Раствор, содержащий в 300 г растворителя 8,1 г кристаллического органического вещества, имеет температуру кипения на 0,078 °С выше, чем чистый растворитель. Прибавление 2 моль растворенного вещества на 200 г растворителя поднимает температуру кипения этого раствора на 5,2 °С. Определите молярную массу вещества.

Тема 6 «Свойства растворов электролитов»

Основные вопросы темы

1. Понятие об электролитах.
2. Основы теории электролитической диссоциации. Гидратация ионов. Теории кислот и оснований С. Аррениуса, Бренстеда –Лоури.
3. Коллигативные свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент.
4. Растворы слабых электролитов. Степень диссоциации электролита. Влияние различных факторов на степень диссоциации электролита. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
5. Растворы сильных электролитов. Ионная сила раствора, коэффициент активности, активность ионов электролита в растворе.
6. Произведение растворимости малорастворимых электролитов.

Примеры решения задач

Пример 1 Вычислите осмотическое давление 0,25 М раствора хлорида кальция при 298 К, если кажущаяся степень диссоциации соли равна 75 %.

Решение: Осмотическое давление раствора электролита вычислим по формуле Вант-Гоффа:

$$P_{осм.} = i \cdot C_M \cdot R \cdot T,$$

где i – изотонический коэффициент;

C_M – молярная концентрация раствора, моль/л;

$R = 8,31$ Дж/(моль·К), универсальная газовая постоянная.

Вычислим изотонический коэффициент по формуле:

$$i = \alpha \cdot (n - 1) + 1,$$

где α – степень диссоциации электролита;

n – число ионов, на которые распадается электролит:



$$i = 0,75 \cdot (3 - 1) + 1 = 2,5.$$

$$P_{осм.} = 2,5 \cdot 0,25 \text{ моль/л} \cdot 8,31 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{К)} \cdot 298 \text{ К} = 1547,74 \text{ кПа.}$$

Ответ: $P_{осм.} = 1547,74$ кПа.

Пример 2 Определите температуры кипения и замерзания раствора с массовой долей нитрата бария 25 %, считая диссоциацию соли полной, если $E_{\text{H}_2\text{O}} = 0,52 \text{ кг}\cdot\text{К}/\text{моль}$; $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86 \text{ (К}\cdot\text{кг)}/\text{моль}$.

Решение: Для растворов электролитов коллигативные свойства рассчитывают по формулам:

$$\Delta t_{\text{кип}} = i \cdot E \cdot C_m; \quad \Delta t_{\text{зам}} = i \cdot K \cdot C_m,$$

где $\Delta t_{\text{кип}}$, $\Delta t_{\text{зам}}$ - разность между температурами кипения (замерзания) раствора и растворителя;

i – изотонический коэффициент;

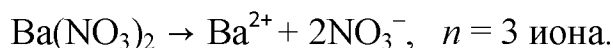
C_m – моляльная концентрация раствора, моль/кг.

Определим изотонический коэффициент по формуле:

$$i = \alpha \cdot (n - 1) + 1,$$

где α – степень диссоциации соли, в данном случае степень диссоциации равна 100 % или 1;

n – число ионов, на которые диссоциирует электролит:



$$i = (3 - 1) + 1 = 3.$$

Рассчитаем моляльную концентрацию 25 % раствора, учитывая, что $M(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 261 \text{ г}/\text{моль}$.

Пусть масса раствора равна 100 г, тогда масса нитрата бария равна 25 г, масса воды равна: $100 \text{ г} - 25 \text{ г} = 75 \text{ г}$ (0,075 кг):

$$C_m = \frac{25\text{г}}{261\text{г}/\text{моль} \cdot 0,075\text{кг}} = 1,277 \text{ моль}/\text{кг}.$$

Вычислим температуры замерзания и кипения раствора:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = 3 \cdot 1,277 \text{ моль}/\text{кг} \cdot 0,52 = 1,99 \text{ }^\circ\text{C};$$

$$t_{\text{кип.}} = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 1,99 \text{ }^\circ\text{C} = 101,99 \text{ }^\circ\text{C}.$$

$$\Delta t_{\text{зам.}} = 3 \cdot 1,277 \text{ моль}/\text{кг} \cdot 1,86 = 6,87 \text{ }^\circ\text{C};$$

$$t_{\text{зам.}} = 0 \text{ }^\circ\text{C} - 6,87 \text{ }^\circ\text{C} = - 6,87 \text{ }^\circ\text{C}.$$

Ответ: $t_{\text{кип.}} = 101,99 \text{ }^\circ\text{C}$; $t_{\text{зам.}} = - 6,87 \text{ }^\circ\text{C}$.

Пример 3 Вычислите степень диссоциации гидрата аммиака в 0,01 М растворе. Константа диссоциации гидрата аммиака равна $1,76 \cdot 10^{-5}$.

Решение: Для вычисления степени диссоциации используем закон разбавления Оствальда:

$$K_d = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha},$$

где α – степень диссоциации электролита;

C – молярная концентрация электролита, моль/л;

K_d – константа диссоциации электролита.

Если электролит слабый и степень диссоциации его мала, то можно в первом приближении считать, что степень диссоциации электролита стремится к нулю: $\alpha \rightarrow 0$, тогда $1 - \alpha \approx 1$ и для расчетов использовать приближенную формулу:

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

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{1,76 \cdot 10^{-5}}{10^{-2}}} = 4,2 \cdot 10^{-2}, \text{ или } 4,2 \text{ \%}.$$

Ответ: $\alpha = 4,2 \text{ \%}$.

Пример 4 Рассчитайте ионную силу раствора, в 100 мл которого содержится 0,003 моль хлорида натрия и 0,002 моль хлорида кальция. Определите активность хлорид-ионов в растворе.

Решение: Ионную силу раствора (I) вычислим по формуле:

$$I = \frac{1}{2} \sum_i C_{Mi} \cdot z_i^2,$$

где C_{Mi} – молярная концентрация иона в растворе электролита, моль/л;

z_i – заряд иона.

Определим молярные концентрации NaCl и CaCl₂ в растворе:

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

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



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

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

$$I = \frac{1}{2} [C_M(\text{Na}^+) \cdot z^2(\text{Na}^+) + C_M(\text{Ca}^{2+}) \cdot z^2(\text{Ca}^{2+}) + C_M(\text{Cl}^-) \cdot z^2(\text{Cl}^-)].$$

$$I = \frac{1}{2} [0,03 \text{ моль/л} \cdot (+1)^2 + 0,02 \text{ моль/л} \cdot (+2)^2 + 0,07 \text{ моль/л} \cdot (-1)^2] = 0,09 \text{ моль/л}.$$

Вычислим коэффициент активности (f) хлорид-ионов по формуле:

$$\lg f = -0,5 \cdot z^2 \cdot \sqrt{I};$$

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

$$f(\text{Cl}^-) = 10^{-0,15} = 0,71.$$

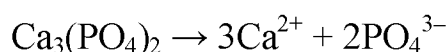
Вычислим активность (a) ионов хлора:

$$a(\text{Cl}^-) = f(\text{Cl}^-) \cdot C_M(\text{Cl}^-) = 0,71 \cdot 0,07 \text{ моль/л} = 0,0497 \text{ моль/л}.$$

Ответ: $I = 0,09$ моль/л; $a(\text{Cl}^-) = 0,0497$ моль/л.

Пример 5* К 100 мл 0,002 М раствора нитрата кальция прилили 100 мл 0,002 М раствора фосфата натрия. Выпадет ли в осадок фосфат кальция, если произведение растворимости $\text{ПР}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 2,0 \cdot 10^{-29}$?

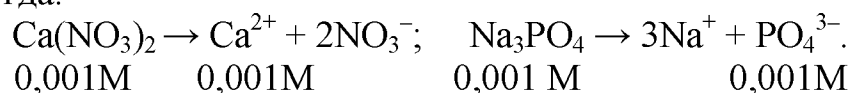
Решение: Запишем уравнение диссоциации фосфата кальция:



и выражение произведения концентраций ионов фосфата кальция:

$$\text{ПК}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2.$$

Вычислим концентрации ионов кальция и фосфат-ионов в полученном растворе. В результате сливания растворов общий объем раствора увеличился в 2 раза, а концентрации солей уменьшились в 2 раза, тогда:



Рассчитаем произведение концентраций ионов в полученном растворе:

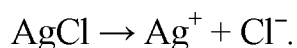
$$\text{ПК}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = (C(\text{Ca}^{2+}))^3 \cdot (C(\text{PO}_4^{3-}))^2 = (10^{-3})^3 \cdot (10^{-3})^2 = 10^{-15}.$$

Так как $10^{-15} > 2,0 \cdot 10^{-29}$, т.е. $\text{ПК}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) > \text{ПР}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)$, то в результате сливания исходных растворов получается пересыщенный раствор и фосфат кальция выпадет в осадок.

Ответ: фосфат кальция выпадет в осадок.

Пример 6 Нижний предел бактерицидного действия серебра оценивается концентрацией его в растворе 0,05 мг/л. Достаточно ли серебра в насыщенном растворе AgCl для его бактерицидного действия, если $PP_{AgCl} = 1,8 \cdot 10^{-10}$?

Решение: В насыщенном растворе хлорид серебра (I) диссоциирует на ионы согласно уравнению:



Произведение растворимости хлорида серебра (I) PP_{AgCl} имеет следующий вид:

$$PP_{AgCl} = [Ag^+] \cdot [Cl^-].$$

Так как согласно уравнению диссоциации $[Ag^+] = [Cl^-]$, то

$$PP_{AgCl} = [Ag^+]^2;$$

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

Выразим концентрацию ионов Ag^+ в мг/л, учитывая, что $M(Ag^+) = 108 \text{ г/моль}$:

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

Так как $1,45 \text{ мг/л} > 0,05 \text{ мг/л}$, то насыщенный раствор AgCl обладает бактерицидным действием.

Ответ: насыщенный раствор AgCl обладает бактерицидным действием.

Выполните задание

1. Составьте уравнения диссоциации следующих электролитов: сероводородной кислоты, хлорида алюминия, гидрокарбоната калия, дигидрофосфата натрия, гидроксохлорида меди (II), гидроксида железа (III), сернистой кислоты, сульфата хрома (III).
2. Рассчитайте осмотическое давление изотонического раствора хлорида натрия ($\omega(\text{NaCl}) = 0,9\%$), который используется для внутривенного введения, считая диссоциацию хлорида натрия полной ($t = 25^\circ\text{C}$, $\rho = 1 \text{ г/мл}$).
3. Осмотическое давление 0,1 М раствора сульфата натрия при 273 К равно 590 кПа. Определите степень диссоциации соли в данном растворе.
4. Раствор, содержащий 0,53 г карбоната натрия в 200 г воды, кристаллизуется при температуре $-0,13^\circ\text{C}$. Рассчитайте степень диссоциации соли.

5. Степень диссоциации угольной кислоты по первой ступени в 0,1 н растворе равна $2,11 \cdot 10^{-3}$. Вычислите константу диссоциации K_1 .
6. Рассчитайте ионную силу раствора «Трисоль», используемого в ветеринарной практике в качестве плазмозаменяющего раствора, если указан его состав: хлорид натрия – 0,5 г; хлорид калия – 0,1 г; гидрокарбонат натрия – 0,4 г; вода для инъекций – до 100 мл. Вычислите активность ионов хлора. Плотность раствора считать равной 1 г/мл.
7. К 100 мл 0,002 М раствора нитрата свинца (II) прилили 100 мл 0,002 М раствора хлорида натрия. Выпадет ли в осадок хлорид свинца (II), если $PP(PbCl_2) = 1,6 \cdot 10^{-5}$? Ответ подтвердите расчетом $PK(PbCl_2)$.
8. Нижний предел бактерицидного действия серебра оценивается концентрацией его в растворе 50 мкг/л. Достаточно ли серебра в насыщенном растворе $AgBr$ для его бактерицидного действия, если $PP(AgBr) = 4,8 \cdot 10^{-13}$?
- 9*. Определите константу диссоциации слабой одноосновной кислоты, если в 1 литре 0,01 М раствора содержится $6,26 \cdot 10^{21}$ молекул и ионов.

Тема 7 «Ионное произведение воды. Водородный показатель»

Основные вопросы темы

1. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Влияние температуры на диссоциацию воды.
2. Водородный показатель (рН). Значения рН в кислой, щелочной и нейтральной среде.
3. Методы определения рН (индикаторный и электродметрический).
4. Расчет рН в растворах сильных кислот и оснований.
5. Расчет рН в растворах слабых кислот и оснований.
6. 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: $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$
выразим концентрацию ионов H^+ :

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

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

Ответ: $[H^+] = 10^{-11}$ моль/л; $pH = 11$.

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

Решение: Запишем уравнение диссоциации хлороводородной кислоты:



Так как водный раствор HCl – сильный электролит, то, согласно уравнению реакции, концентрация ионов водорода равна молярной концентрации кислоты:

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

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

Ответ: рН = 3.

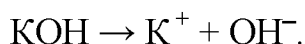
Пример 3 Вычислите рН раствора, в 0,5 л которого содержится 0,28 г KOH.

Решение: Молярную концентрацию KOH рассчитывают по формуле:

$$C_M = \frac{m(v - va)}{M \cdot V(p - pa)};$$

$$C_M = \frac{0,28\text{г}}{56\text{г/моль} \cdot 0,5\text{л}} = 0,01 \text{ моль/л}.$$

Запишем уравнение диссоциации KOH:



Так как водный раствор KOH – сильный электролит, то, согласно уравнению реакции:

$$[\text{OH}^-] = C_M(\text{KOH}) = 0,01 = 10^{-2} \text{ моль/л}.$$

Концентрацию H^+ вычислим из ионного произведения воды:

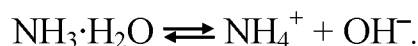
$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \text{ моль/л}.$$

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

Ответ: рН = 12.

Пример 4 Рассчитайте pH 0,1 М раствора аммиака, если константа диссоциации $K_d(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$.

Решение: Диссоциация гидрата аммиака идет по уравнению:



Так как $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – слабый электролит, то концентрацию ионов OH^- вычисляем с учетом степени диссоциации:

$$[\text{OH}^-] = C_m(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) \cdot \alpha.$$

Степень диссоциации можно рассчитать, зная константу диссоциации:

$$K_d = C_m(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) \cdot \alpha^2.$$

Отсюда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})}{C_m(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})}} = \sqrt{\frac{1,76 \cdot 10^{-5}}{10^{-1}}} = 1,33 \cdot 10^{-2}.$$

$$[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 1,33 \cdot 10^{-2} = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}.$$

Исходя из ионного произведения воды:

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

вычислим концентрацию ионов водорода:

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{1,33 \cdot 10^{-3}} = 7,52 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л};$$

$$\text{pH} = -\lg 7,52 \cdot 10^{-12} = 11,12.$$

Ответ: pH = 11,12.

Пример 5 Вычислите константу диссоциации слабой одноосновной кислоты, если 0,1 М раствор ее имеет pH = 5,5.

Решение: Поскольку pH = 5,5, то

$$[\text{H}^+] = 10^{-5,5} = 3,16 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}.$$

Так как кислота слабая, то

$$[\text{H}^+] = C_m(\text{к-ты}) \cdot \alpha.$$

Вычислим степень диссоциации:

$$\alpha = \frac{[H^+]}{C_M(\kappa - \text{мы})} = \frac{3,16 \cdot 10^{-6}}{0,1} = 3,16 \cdot 10^{-5};$$

Вычислим константу диссоциации слабой одноосновной кислоты по формуле:

$$K_\partial = C_M \cdot \alpha^2; K_\partial = 0,1 \cdot (3,16 \cdot 10^{-5})^2 = 10^{-10}.$$

Ответ: $K_\partial = 10^{-10}$.

Выполните задание

1. Вычислите pH растворов, в которых концентрация ионов водорода составляет (моль/л): 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 составляет (моль/л): а) 10^{-6} ; б) 10^{-8} ; в) 10^{-10} . Укажите, какая среда.
3. Вычислите pH раствора, в 1 литре которого содержится 0,4 г NaOH. Диссоциацию щелочи считать полной.
4. Соляная кислота, содержащаяся в желудочном соке, 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.
5. Вычислите константу диссоциации слабой одноосновной кислоты, если 0,01 М раствор ее имеет pH = 4.
6. Вычислите константу диссоциации слабого однокислотного основания, если 0,01 М раствор его имеет pH = 10.
7. Рассчитайте pH растворов слабых электролитов:
а) 0,1 М раствора HCN, $K_\partial(\text{HCN}) = 7,2 \cdot 10^{-12}$;
б) 0,01 М раствора CH_3COOH , $K_\partial(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$.
8. Какой объем 38 % раствора HCl ($\rho = 1,19$ г/мл) следует взять для приготовления 1 л раствора HCl с pH = 2?
- 9*. Какой объем воды следует добавить к 0,5 л 1 % раствора уксусной кислоты ($\rho = 1$ г/мл) для получения раствора, pH которого равен 3, если $K_\partial(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$?

Тема 8 «Буферные растворы. Гидролиз солей»

Основные вопросы темы

1. Состав и виды буферных растворов.
2. Механизм действия буферных растворов.
3. Вычисление рН буферных растворов.
4. Буферная емкость.
5. Буферные системы в живом организме.
6. Гидролиз солей. Типы гидролиза. Ионные уравнения гидролиза.
7. Степень гидролиза. Влияние на степень гидролиза температуры, концентрации и природы соли.
8. Константа гидролиза.

Примеры решения задач

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

Решение: рН кислотного буфера рассчитаем по **уравнению Гендерсона-Гассельбаха:**

$$\text{pH} = \text{p}K_a(\text{кислоты}) - \lg \frac{C(\text{кислоты})}{C(\text{соли})};$$

$$\text{p}K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = -\lg K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = -\lg 1,75 \cdot 10^{-5} = 4,75;$$

$$\text{pH} = 4,75 - \lg \frac{0,1 \text{ моль/л}}{0,1 \text{ моль/л}} = 4,75.$$

Ответ: рН = 4,75.

Пример 2 Вычислите рН буферного раствора, полученного смешиванием 100 мл 0,2 н раствора аммиака и 100 мл 0,1 н раствора хлорида аммония, $K_b(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$.

Решение: рН основного буфера рассчитаем по **уравнению Гендерсона-Гассельбаха:**

$$\text{pH} = 14 - \text{p}K_b(\text{основания}) + \lg \frac{C(\text{основания})}{C(\text{соли})};$$

$$\text{p}K_b(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = -\lg K_b(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = -\lg 1,76 \cdot 10^{-5} = 4,75.$$

В результате смешивания растворов одинаковых объемов их исходные концентрации уменьшились в 2 раза:

$$C(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 0,2 \text{ моль/л} / 2 = 0,1 \text{ моль/л};$$

$$C(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,1 \text{ моль/л} / 2 = 0,05 \text{ моль/л}.$$

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

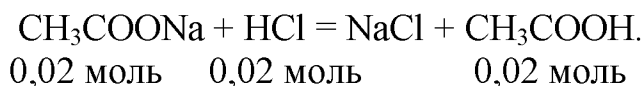
Ответ: pH = 9,55.

Пример 3 Как изменится pH ацетатного буфера, содержащего в 1 литре 0,1 моль уксусной кислоты и 0,1 моль ацетата натрия, после добавления к нему 0,02 моль соляной кислоты?

Решение: Вычислим pH исходного буферного раствора:

$$\text{pH}_1 = \text{p}K_{\text{д}}(\text{кислоты}) - \lg \frac{C(\text{кислоты})}{C(\text{соли})} = 4,75 - \lg 1 = 4,75.$$

После добавления кислоты в буферном растворе протекает реакция:



Согласно уравнению реакции 0,02 моль HCl реагирует с 0,02 моль ацетата натрия, в результате образуется 0,02 моль уксусной кислоты. Таким образом, концентрация соли CH₃COONa уменьшится на 0,02 моль/л:

$$C(\text{CH}_3\text{COONa}) = 0,1 \text{ моль/л} - 0,02 \text{ моль/л} = 0,08 \text{ моль/л},$$

а концентрация кислоты CH₃COOH увеличится на 0,02 моль/л:

$$C(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1 \text{ моль/л} + 0,02 \text{ моль/л} = 0,12 \text{ моль/л}.$$

Вычислим pH буферного раствора после прибавления кислоты:

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

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

Таким образом, после добавления 0,02 моль HCl к буферному раствору его значение pH уменьшится всего на 0,18, т.е. изменится незначительно.

Ответ: pH раствора уменьшится на 0,18.

Пример 4* Рассчитайте pH и буферную емкость по отношению к HCl раствора, полученного при смешивании 1,2 литра 1,2 М раствора аммиака и 0,6 литра 0,6 М раствора NH₄Cl, если $K_{\text{д}}(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Решение: После сливания растворов аммиака и хлорида аммония образовался аммиачный буферный раствор, рН которого рассчитаем по формуле:

$$pH = 14 - pK_d(\text{основания}) + \lg \frac{C(\text{основания})}{C(\text{соли})};$$

$$pK_d(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = -\lg K_d(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = -\lg 1,8 \cdot 10^{-5} = 4,75.$$

Вычислим концентрации веществ после сливания растворов по формуле:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2,$$

где C_1 – исходная концентрация раствора, моль/л;

C_2 – концентрация полученного раствора, моль/л;

$V_1; V_2$ – объемы раствора до и после смешивания, л.

$$C(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = \frac{1,2 \text{ моль/л} \cdot 1,2 \text{ л}}{1,2 \text{ л} + 0,6 \text{ л}} = 0,8 \text{ (моль/л)};$$

$$C(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{0,6 \cdot 0,6}{1,8} = \frac{0,6 \text{ моль/л} \cdot 0,6 \text{ л}}{1,2 \text{ л} + 0,6 \text{ л}} = 0,2 \text{ (моль/л)}.$$

$$pH = 14 - 4,75 + \lg \frac{0,8}{0,2} = 9,25 + 0,6 = 9,85.$$

Буферная емкость по кислоте – химическое количество эквивалентов сильной кислоты, которое нужно добавить к 1 литру буферного раствора, чтобы его рН изменился на 1.

Обозначим буферную емкость раствора по отношению к HCl через x моль/л. Тогда при добавлении x моль HCl к 1 л буферного раствора концентрация $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ уменьшится и будет равна $(0,8 - x)$ моль/л, а концентрация NH_4Cl увеличится и будет равна $(0,2 + x)$ моль/л, рН раствора уменьшится на 1 и будет равен 8,85.

$$8,85 = 9,25 + \lg \frac{0,8 - x}{0,2 + x}; \quad 0,4 = \lg \frac{0,2 + x}{0,8 - x}; \quad \frac{0,2 + x}{0,8 - x} = 2,5;$$

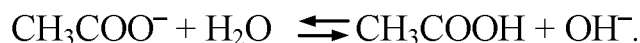
$$x = 0,51 \text{ моль/л}.$$

Буферная емкость по кислоте данного аммиачного буферного раствора равна 0,51 моль/л.

Ответ: рН = 10,0; $B = 0,51$ моль/л.

Пример 5 Вычислите константу гидролиза, степень гидролиза и рН в 0,1 М растворе ацетата натрия, если $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

Решение: Гидролиз ацетата натрия в водном растворе протекает по аниону согласно уравнению:



В данном случае константа гидролиза имеет вид:

$$K_z = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{a}}(\text{кислоты})}; \quad K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14}; \quad K_z = \frac{10^{-14}}{1,75 \cdot 10^{-5}} = 5,68 \cdot 10^{-10}.$$

Степень гидролиза (h) вычислим по формуле:

$$K_z = C \cdot h^2;$$

$$h = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{5,68 \cdot 10^{-10}}{10^{-1}}} = 7,54 \cdot 10^{-5}.$$

$$[\text{OH}^-] = C \cdot h = 0,1 \cdot 7,54 \cdot 10^{-5} = 7,54 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

Рассчитаем концентрацию ионов водорода и рН раствора:

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{7,54 \cdot 10^{-6}} = 1,33 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л.}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 1,33 \cdot 10^{-9} = 8,88.$$

Ответ: рН = 8,88.

Выполните задание

1. К 100 мл крови добавили 3,6 мл соляной кислоты с концентрацией 0,1 моль/л, при этом рН изменилась от 7,36 до 7,00. Какова буферная емкость крови по кислоте?
2. Вычислите концентрацию ионов водорода и рН раствора, в 1 л которого содержится 15 г уксусной кислоты и 20,5 г ацетата натрия, если константа диссоциации $K_{\text{a}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$.
3. Смешали 100 мл 0,1 М раствора хлорида аммония и 100 мл 0,2 М водного раствора аммиака. Вычислите рН полученного буферного раствора, учитывая, что $K_{\text{a}}(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$.
4. Вычислите рН раствора, полученного растворением 1,07 г хлорида аммония в 250 мл 0,5 М водном растворе аммиака, $K_{\text{a}}(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$. Рассчитайте буферную емкость раствора по кислоте.
5. К буферному раствору, полученному смешиванием 200 мл 0,2 М раствора хлорида аммония и 200 мл 0,2 М водного раствора аммиака, прибавили 10 мл

0,1 М НСl. Как в результате изменится рН исходного буферного раствора, $K_a(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$?

- 6*. Во сколько раз уменьшится концентрация ионов водорода, если к 1 литру 0,2 М раствора уксусной кислоты прибавить 0,1 моль ацетата натрия, $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$?
7. Укажите, какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: K_2S , CuCl_2 , KCl , NaNO_3 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза данных солей.
- 8*. Вычислите константу гидролиза и рН раствора хлорида аммония, если концентрация соли равна 0,01 моль/л. Константа диссоциации $K_a(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$.

Тема 9 «Коллоидные растворы. Растворы ВМС»

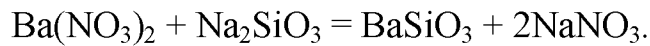
Основные вопросы темы

1. Понятие о коллоидных растворах.
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).
7. Коагуляция коллоидных растворов, механизм коагуляции, коагуляция электролитами. Коллоидная защита.
8. Понятие о высокомолекулярных соединениях (ВМС). Классификация ВМС.
9. Растворы ВМС. Сходство и различие коллоидных растворов и растворов ВМС. Свойства растворов ВМС.
10. Применение коллоидных растворов и растворов ВМС в ветеринарии, медицине, фармации.
11. Суспензии и эмульсии.

Примеры решения задач

Пример 1 К 30 мл 0,005 М раствора нитрата бария добавили 40 мл 0,003 М раствора силиката натрия. Запишите формулу мицеллы образовавшегося коллоидного раствора. К какому электроду при электрофорезе будут перемещаться гранулы золя?

Решение: Запишем уравнение реакции:



В результате реакции образовалось малорастворимое вещество – силикат бария BaSiO_3 , который будет **агрегатом** мицеллы. Определим, какое вещество будет стабилизатором. Для этого найдем химические количества нитрата бария и силиката натрия по формуле:

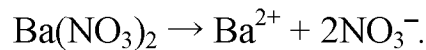
$$n = C \cdot V (p-pa).$$

$$n(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 0,005 \text{ моль/л} \cdot 0,03 \text{ л} = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ моль};$$

$$n(\text{Na}_2\text{SiO}_3) = 0,003 \text{ моль/л} \cdot 0,04 \text{ л} = 1,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль}.$$

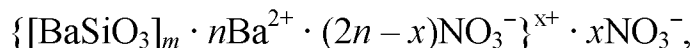
Так как по уравнению реакции вещества реагируют в соотношении 1 : 1, то $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ взят в избытке и будет **стабилизатором**.

Нитрат бария – сильный электролит, он диссоциирует в водном растворе на ионы согласно уравнению:



Ионы Ba^{2+} одновременно входят и в состав агрегата, который образован малорастворимой солью BaSiO_3 , и в состав стабилизатора $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, поэтому ионы Ba^{2+} будут первыми адсорбироваться на агрегате и являются, таким образом, **потенциалопределяющими ионами**. Ионы NO_3^- являются **противоионами**.

В результате, формула мицеллы имеет вид:



где $[\text{BaSiO}_3]_m$ – агрегат;

$n\text{Ba}^{2+}$ – адсорбционный слой потенциалопределяющих ионов;

$[\text{BaSiO}_3]_m \cdot n\text{Ba}^{2+}$ – ядро;

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

$x\text{NO}_3^-$ – диффузный слой противоионов;

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

Так как гранула заряжена положительно, то при электрофорезе коллоидные частицы будут передвигаться к катоду.

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

Решение: *Порог коагуляции ($C_{\text{пор}}$) – это количество электролита (ммоль), которое нужно добавить к 1 литру коллоидного раствора, чтобы произошла явная коагуляция.*

Порог коагуляции (ммоль/л) рассчитаем по формуле:

$$C_{\text{нор.}} = \frac{C(\text{эл-та}) \cdot V(\text{эл-та})}{V(\text{эл-та}) + V(\text{золя})} \cdot 1000,$$

где $C(\text{эл-та})$ – концентрация электролита, моль/л;
 $V(\text{эл-та})$, $V(\text{золя})$ – объемы электролита и золя, мл.

$$C_{\text{нор.}} = \frac{0,001 \text{ моль/л} \cdot 6,73 \text{ мл}}{6,73 \text{ мл} + 100 \text{ мл}} \cdot 1000 = 0,063 \text{ ммоль/л}.$$

Ответ: $C_{\text{нор.}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,063$ ммоль/л.

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

Решение: *Значение pH раствора, при котором молекула белка электро нейтральна и при электрофорезе остается на старте, является изоэлектрической точкой белка.*

Таким образом, pI (β -лактоглобулина) = 5,2.

Вычислим pH фосфатного буферного раствора по формуле:

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{д}}(\text{H}_2\text{PO}_4^-) - \lg \frac{C(\text{H}_2\text{PO}_4^-)}{C(\text{HPO}_4^{2-})}.$$

По условию задачи $C(\text{HPO}_4^{2-}) = C(\text{H}_2\text{PO}_4^-)$, тогда:

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

Поскольку значение pH буферного раствора равно 7,21, оно больше изоэлектрической точки белка ($\text{pI} = 5,2$), то белок будет иметь отрицательный заряд и при электрофорезе будет перемещаться к аноду.

Ответ: белок при электрофорезе будет перемещаться к аноду.

Выполните задание

1. Напишите формулу и укажите составные части мицеллы золя иодида серебра, полученного смешиванием 30 мл раствора иодида калия ($C = 0,006$ моль/л) и 40 мл раствора AgNO_3 ($C = 0,004$ моль/л).
2. К 100 мл 0,003 М раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ добавили 250 мл 0,001 М раствора FeCl_3 . Напишите формулу и укажите составные части мицеллы золя.

3. Смешали равные объемы 1 % растворов хлорида кальция и серной кислоты (плотности приняты равными 1 г/мл). Напишите формулу мицеллы образовавшегося золя сульфата кальция.
4. Порог коагуляции золя гидроксида алюминия дихромат ионами равен 0,63 ммоль/л. Какой объем 10 % раствора дихромата калия ($\rho = 1,07$ г/мл) необходим для коагуляции 1,5 л золя?
5. Порог коагуляции $AlCl_3$ для золя оксида мышьяка равен 0,093 ммоль/л. Какой концентрации нужно взять раствор $AlCl_3$, чтобы 0,8 мл его хватило для коагуляции 125 мл золя?
6. При $pH = 6,0$ инсулин при электрофорезе остается на старте. К какому электроду инсулин будет перемещаться при электрофорезе в растворе хлороводородной кислоты с концентрацией 0,001 моль/л?
7. К какому электроду будут перемещаться молекулы белка ($pI = 3,0$) в ацетатном буфере, приготовленном из 100 мл раствора ацетата натрия и 100 мл раствора уксусной кислоты с концентрацией 0,01 моль/л, $pK_a(CH_3COOH) = 4,75$?

Тема 10 «Строение атома. Химическая связь»

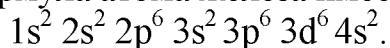
Основные вопросы темы

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

Примеры решения задач

Пример 1 Напишите электронную формулу атома железа. Покажите 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 К, 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 К 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. s-подуровню соответствует значение орбитального квантового числа, равное 0. Поэтому магнитное квантовое число может принимать только одно значение 0. Спин электрона, находящегося на 3s-орбитали, как и на любой другой, может принимать 2 значения:

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

Пример 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 , а вторая – по типу π -связи.

Выполните задание

1. Напишите электронную формулу атома титана. Чему равно главное, орбитальное и магнитное квантовое число электрона, находящегося на 4s-подуровне?
2. Какие значения может принимать орбитальное квантовое число, если n равно 3; магнитное квантовое число, если $l = 2$?
3. Какой из подуровней заполняется электронами раньше: 5p или 4d? Ответ мотивируйте.
4. Почему медь имеет меньший атомный объем, чем калий, расположенный в той же группе и в том же периоде?
5. Объясните, почему хлор и марганец помещают в одной группе периодической системы, но в разных подгруппах.
6. Объясните с позиций метода валентных связей электронную структуру молекул N_2 и Cl_2 . Укажите типы связей между атомами в этих молекулах.
7. Какая из связей наиболее полярна: $H-F$, $H-Cl$, $H-I$. Куда смещается электронная плотность?
8. Опишите с позиций метода валентных связей электронное строение молекулы BF_3 . Составьте электронно-графическую схему образования этой молекулы.
9. Объясните, почему при обычных условиях вода – жидкость, а сероводород – газ, хотя кислород и сера – элементы одной группы?

Тема 11 «Комплексные соединения»

Основные вопросы темы

1. Понятие о комплексных соединениях.
2. Структура комплексных соединений.
3. Номенклатура комплексных соединений.
4. Химическая связь в комплексных соединениях.
5. Диссоциация комплексных соединений в растворе. Константа нестойкости и константа устойчивости комплексного иона.
6. Роль комплексных соединений в организме.
7. Комплексные соединения в ветеринарии и медицине.

Примеры решения задач

Пример 1 Назовите комплексное соединение $K[Cr(H_2O)_2Br_4]$, укажите его составные части, составьте уравнения диссоциации и напишите выражение для константы нестойкости комплексного иона.

Решение: Комплексные соединения называют справа налево, сначала указывается анион, а затем – катион, валентность комплексообразователя указывается в скобках римской цифрой после его названия:

$K[Cr(H_2O)_2Br_4]$ – тетрабромодиаквехромат (III) калия.

Данное комплексное соединение имеет следующую структуру:

ион K^+ образует *внешнюю сферу*;

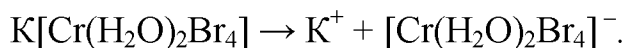
ион $[Cr(H_2O)_2Br_4]^-$ образует *внутреннюю координационную сферу*;

ион Cr^{3+} – *комплексообразователь*;

молекулы H_2O и ионы Br^- – *лиганды*.

Координационное число комплексообразователя – это число химических связей, которые комплексообразователь образует с лигандами. В данном комплексном соединении ион Cr^{3+} образует 6 донорно-акцепторных связей с шестью монодентатными лигандами (2 молекулы H_2O и 4 иона Br^-), поэтому координационное число комплексообразователя равно 6.

Запишем уравнение диссоциации комплексного соединения по первой ступени, диссоциация протекает по типу сильного электролита:



Запишем уравнение диссоциации комплексного иона по второй ступени, диссоциация протекает по типу слабого электролита:

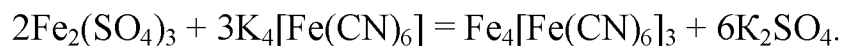


Константа нестойкости комплексного иона $[Cr(H_2O)_2Br_4]^-$ имеет вид:

$$K_n([Cr(H_2O)_2Br_4]^-) = \frac{[Cr^{3+}] \cdot [H_2O]^2 \cdot [Br^-]^4}{[[Cr(H_2O)_2Br_4]^-]}.$$

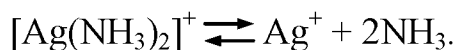
Пример 2 Напишите уравнение реакции: $Fe_2(SO_4)_3 + K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow$

Решение: В данном случае протекает реакция обмена с сохранением структуры комплексного иона:



Пример 3 Вычислите концентрацию ионов серебра в 0,1 М растворе $[Ag(NH_3)_2]NO_3$, содержащем 1 моль/л аммиака. Константа нестойкости иона $[Ag(NH_3)_2]^+$ составляет $6,8 \cdot 10^{-8}$.

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



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

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

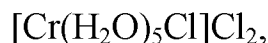
Отсюда:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_{\text{нест.}} \cdot [[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{6,8 \cdot 10^{-8} \cdot 0,1 \text{ моль/л}}{(1 \text{ моль/л})^2} = 6,8 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л.}$$

Ответ: $[\text{Ag}^+] = 6,8 \cdot 10^{-9}$ моль/л.

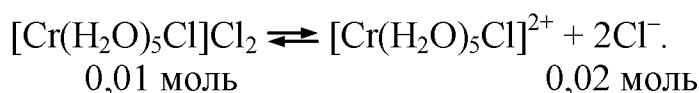
Пример 4 Эмпирическая формула соли $\text{CrCl}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Напишите формулу данного вещества, как комплексного соединения, учитывая, что вся вода, входящая в состав соли, находится во внутренней сфере, а координационное число равно 6. Вычислите, какой объем 0,1 М раствора нитрата серебра необходим для осаждения ионов, содержащихся в 200 мл 0,01 М раствора комплексного соединения.

Решение: Так как вся вода находится во внутренней координационной сфере и координационное число 6, то формула комплексного соединения имеет вид:



т.е. 2 иона хлора находятся во внешней сфере.

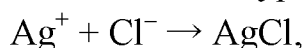
Комплексная соль диссоциирует по типу сильного электролита:



Вычислим количество хлорид-ионов:

$$n(\text{Cl}^-) = V(\text{р-ра}) \cdot C_M(\text{Cl}^-) = 0,2 \text{ л} \cdot 0,02 \text{ моль/л} = 0,004 \text{ моль.}$$

Осаждение хлорид-ионов идет согласно уравнению:



причем осаждаются будут только свободные ионы хлора, входящие во внешнюю сферу.

$$n(\text{Ag}^+) = n(\text{Cl}^-) = 0,004 \text{ моль};$$

$$V(\text{p-ра AgNO}_3) = \frac{n}{C} = \frac{0,04 \text{ моль}}{0,1 \text{ моль}} = 0,04 \text{ л} = 40 \text{ мл.}$$

Ответ: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$; $V(\text{p-ра AgNO}_3) = 40 \text{ мл.}$

Выполните задание

1. Назовите комплексное соединение, укажите его составные части, составьте уравнения диссоциации и запишите выражение для константы нестойкости комплексного иона:
а) $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$; б) $\text{K}_2[\text{Be}(\text{SO}_4)_2]$; в) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Br}_2]\text{Br}_2$; г) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$.
2. Напишите уравнения реакций: $\text{CuSO}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \dots$;
 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \dots$;
 $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] \rightarrow \dots$.
3. Запишите формулы комплексных соединений: а) тетрахлородиамминплатина; б) нитрат гексаамминникеля (II); в) трифторогидроксобериллат натрия.
4. Эмпирическая формула соли $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$. Напишите формулу данного комплексного соединения, учитывая, что все молекулы аммиака входят в состав внутренней сферы. Вычислите, какой объем 0,2 М раствора нитрата бария необходим для осаждения ионов, содержащихся в 50 мл 0,1 М раствора комплексного соединения.
5. Рассчитайте концентрацию цианид-иона в 0,1 М растворе $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Общая константа нестойкости $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = 10^{-31}$. Оцените возможность отравления этим раствором, если опасность представляют растворы, концентрация цианид-иона в которых не ниже 10^{-7} моль/л.
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^{-7} моль/л?

Тема 12 «Окислительно-восстановительные реакции»

Основные вопросы темы

1. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления, окислитель, восстановитель, процесс окисления, процесс восстановления. Важнейшие окислители и восстановители.
2. Классификация окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярные, внутримолекулярные, реакции диспропорционирования.

3. Подбор коэффициентов в уравнении методом электронного баланса.
4. Вычисление эквивалентных масс окислителей и восстановителей.
5. Электроды, электродный потенциал. Стандартный электродный потенциал. Уравнение Нернста.
6. Устройство водородного электрода.
7. Гальванический элемент. Электродвижущая сила и направление протекания окислительно-восстановительных реакций.
8. Окислительно-восстановительные процессы в живом организме.

Примеры решения задач

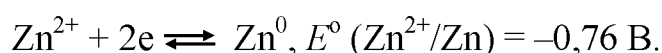
Пример 1 Рассчитайте, чему равен потенциал цинкового электрода, опущенного в раствор с концентрацией $ZnSO_4$, равной 0,001 М, при 298 К.

Решение: Величина потенциала, возникающего на границе раздела фаз системы «металл-раствор», определяется по уравнению Нернста, которое в разбавленных растворах солей при $T = 298$ К имеет вид:

$$E = E^{\circ} + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C(Me^{n+}).$$

где E° – стандартный потенциал металлического электрода, В;
 $C(Me^{n+})$ – молярная концентрация ионов металла в растворе, моль/л;
 n – число электронов, участвующих в окислительно-восстановительной реакции.

На цинковом электроде протекает обратимая реакция:



Для цинкового электрода уравнение Нернста имеет вид:

$$E(Zn^{2+}/Zn) = E^{\circ}(Zn^{2+}/Zn) + \frac{0,059}{2} \cdot \lg C(Zn^{2+}),$$

где $C(Zn^{2+})$ – молярная концентрация ионов цинка в растворе.

$$E(Zn^{2+}/Zn) = -0,76 \text{ В} + 0,0295 \cdot \lg 0,001 = -0,85 \text{ В.}$$

Ответ: $E(Zn^{2+}/Zn) = -0,85 \text{ В.}$

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

Решение: По справочной таблице 9 (см. Приложение) найдем значения стандартных электродных потенциалов: $E^{\circ}(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,771 \text{ В};$

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

Вычислим ЭДС (ΔE) реакции по формуле:

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

Окислителем будет та система, у которой потенциал больше, в данном случае, это $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$. Таким образом:

$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) - E^{\circ}(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = 0,771 \text{ В} - 0,15 \text{ В} = 0,621 \text{ В.}$$

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

Ответ: протекание реакции возможно.

Пример 3 Вычислите ЭДС и изменение энергии Гиббса при 298 К серебряно-кадмиевого гальванического элемента, в котором активности ионов Ag^{+} и Cd^{2+} соответственно равны 0,1 моль/л и 0,005 моль/л, $E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) = 0,80 \text{ В}$, $E^{\circ}(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ В}$.

Решение: Рассчитаем электродные потенциалы серебряного и кадмиевого электродов, используя уравнение Нернста:

$$E(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) = E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) + \frac{0,059}{1} \lg a(\text{Ag}^{+});$$

$$E(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) = 0,80 + \frac{0,059}{1} \cdot \lg 0,1 = 0,74 \text{ В.}$$

$$E(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = E^{\circ}(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) + \frac{0,059}{2} \cdot \lg a(\text{Cd}^{2+});$$

$$E(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ В} + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 0,005 \text{ моль/л} = -0,47 \text{ В.}$$

$$\Delta E = E(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) - E(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = 0,74 \text{ В} - (-0,47 \text{ В}) = 1,21 \text{ В.}$$

Вычислим изменение энергии Гиббса по формуле:

$$\Delta G = -n \cdot F \cdot \Delta E;$$

$$\Delta G = -2 \cdot 96500 \text{ Кл/моль} \cdot 1,21 \text{ В} = -233530 \text{ Дж.}$$

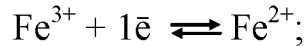
Ответ: $\Delta E = 1,21 \text{ В}$; $\Delta G = -233530 \text{ Дж}$.

Пример 4 Рассчитайте ЭДС гальванического элемента, образованного двумя редокс-системами: $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ и $\text{MnO}_4^{-}, \text{H}^{+}/\text{Mn}^{2+}$, если концентрации ионов составили (моль/л): $C(\text{Fe}^{3+}) = 0,2$; $C(\text{Fe}^{2+}) = 0,02$; $C(\text{MnO}_4^{-}) = 0,05$; $C(\text{Mn}^{2+}) = 0,5$; $\text{pH} = 2$, стандартные электродные потенциалы равны: $E^{\circ}(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,771 \text{ В}$, $E^{\circ}(\text{MnO}_4^{-}, \text{H}^{+}/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ В}$.

Решение: Вычислим электродные потенциалы каждой из окислительно-восстановительных систем по уравнению Нернста:

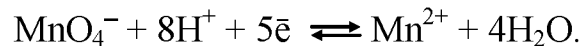
$$E = E^{\circ} + \frac{0,059}{n} \cdot \lg \frac{C(Ox)}{C(Red)};$$

где $C(Ox)$, $C(Red)$ – молярные концентрации окисленной и восстановленной форм, моль/л:



$$E(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = E^{\circ}(Fe^{3+}/Fe^{2+}) + \frac{0,059}{1} \cdot \lg \frac{C(Fe^{3+})}{C(Fe^{2+})};$$

$$E(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,771B + 0,059 \cdot \lg \frac{0,2 \text{ моль/л}}{0,02 \text{ моль/л}} = 0,83 \text{ В.}$$



$$E(MnO_4^-, H^+/Mn^{2+}) = E^{\circ}(MnO_4^-, H^+/Mn^{2+}) + \frac{0,059}{5} \cdot \lg \frac{C(MnO_4^-) \cdot C(H^+)^8}{C(Mn^{2+})};$$

$$E(MnO_4^-, H^+/Mn^{2+}) = 1,51B + \frac{0,059}{5} \cdot \lg \frac{0,05 \text{ моль/л} \cdot (10^{-2} \text{ моль/л})^8}{0,5 \text{ моль/л}};$$

$$E(MnO_4^-, H^+/Mn^{2+}) = 1,51B - 0,20 \text{ В} = 1,31 \text{ В.}$$

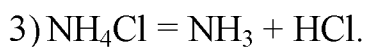
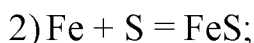
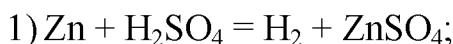
Вычислим ЭДС реакции:

$$\Delta E = E(MnO_4^-, H^+/Mn^{2+}) - E(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 1,31 \text{ В} - 0,83 \text{ В} = 0,48 \text{ В.}$$

Ответ: $\Delta E = 0,48 \text{ В.}$

Выполните задание

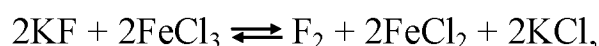
1. Какие из приведенных ниже реакций являются окислительно-восстановительными? Укажите окислитель и восстановитель.



2. Подберите коэффициенты в приведенных уравнениях методом электронного баланса, рассчитайте молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя:

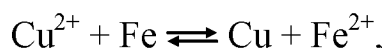
- 1) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$;
- 2) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4) $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 5) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.

3. Какие из приведенных веществ и почему могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительные свойства: MnCl_2 , KMnO_4 , KClO_4 , KI , S , I_2 , HNO_2 , H_2S , H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , MnO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2SO_3 , CO , Al , Fe^{2+} ?
4. Рассчитайте потенциал медного электрода при температуре 298, если концентрация сульфата меди в растворе равна 0,1 М (значение стандартного электродного потенциала для меди см. табл. 9 Приложения).
5. Для стерилизации сточных вод используют два химических метода: хлорирование и озонирование. Какой из реагентов – хлор или озон, оказывает как окислитель более сильное воздействие на бактерии, если стандартные потенциалы имеют значения: $E^\circ(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ В}$; $E^\circ(\text{O}_3, \text{H}^+/\text{O}_2) = 2,03 \text{ В}$?
6. Рассчитайте ЭДС и определите направление окислительно-восстановительной реакции при стандартных условиях:



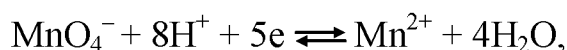
используя значения стандартных электродных потенциалов (см. таблицу 9 Приложения).

7. Рассчитайте ЭДС и изменение энергии Гиббса при 298 К для реакции:



используя значения стандартных электродных потенциалов (см. таблицу 9 Приложения). Активности ионов: $a(\text{Cu}^{2+}) = 0,1$ моль/л, $a(\text{Fe}^{2+}) = 0,01$ моль/л.

8. Вычислите электродный потенциал при 298 К для окислительно-восстановительной системы:



если $a(\text{MnO}_4^-) = 10^{-3}$ моль/л; $a(\text{Mn}^{2+}) = 10^{-2}$ моль/л; $\text{pH} = 2$,
 $E^\circ(\text{MnO}_4^-, \text{H}^+/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ В}$.

Тема 13 «Титриметрический анализ. Метод кислотно-основного титрования»

Основные вопросы темы

1. Понятие о количественном анализе: цель, задачи, методы.
2. Общая характеристика титриметрических методов анализа. Титрование. Точка эквивалентности. Общие приемы титрования.
3. Классификация титриметрических методов.
4. Стандартные и стандартизированные растворы. Способы приготовления стандартных растворов.
5. Сущность метода кислотно-основного титрования.
6. Кривые титрования. Выбор индикатора.
7. Практическое использование метода кислотно-основного титрования.
8. Определение карбонатной жесткости воды.

Примеры решения задач

Пример 1 Рассчитайте массу кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления 50 мл 0,1 н раствора карбоната натрия.

Решение: Рассчитаем массу $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ по формуле:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = C_n \cdot M_{\text{Э}}(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{р-ра});$$

$$M_{\text{Э}}(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = \frac{M}{2} = \frac{286 \text{ г/моль}}{2} = 143 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 143 \text{ г/моль} \cdot 0,05 \text{ л} = 0,715 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{HNO}_3) = 0,715 \text{ г}$.

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

Решение: Рассчитаем эквивалентную концентрацию раствора тетрабората натрия:

$$C_{\text{Н}} = \frac{m(\text{бурь})}{M_{\text{Э}}(\text{бурь}) \cdot V(\text{р-ра})} = \frac{3,8622 \text{ г}}{191 \text{ г/моль} \cdot 0,200 \text{ л}} = 0,1011 \text{ моль/л},$$

$$\text{где } M_{\text{Э}}(\text{бурь}) = \frac{M}{2} = \frac{382 \text{ г/моль}}{2} = 191 \text{ г/моль}$$

Рассчитаем титр полученного раствора:

$$T = \frac{C_H(\text{бурь}) \cdot M_{\Sigma}(\text{бурь})}{1000} = \frac{0,1011 \text{ моль/л} \cdot 191 \text{ г/моль}}{1000} = 1,9311 \cdot 10^{-2} \text{ г/мл.}$$

Ответ: $C_H(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,1011 \text{ моль/л};$
 $T(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 1,9311 \cdot 10^{-2} \text{ г/мл.}$

Пример 3 На титрование 10,0 мл раствора азотной кислоты в 3-х опытах затрачено соответственно 11,2; 11,3; 11,2 мл 0,1020 н раствора тетрабората натрия. Рассчитайте эквивалентную концентрацию кислоты и ее массу в 200 мл раствора.

Решение: Найдем среднее значение объема раствора тетрабората натрия, израсходованного на титрование азотной кислоты:

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

Рассчитаем эквивалентную концентрацию азотной кислоты:

$$V(\text{кисл.}) \cdot C_H(\text{кисл.}) = V(\text{бурь}) \cdot C_H(\text{бурь})$$

$$C_{H(\text{кисл.})} = \frac{V(\text{бурь}) \cdot C_H(\text{бурь})}{V(\text{кисл.})} = \frac{11,23 \text{ мл} \cdot 0,1020 \text{ моль/л}}{10,0 \text{ мл}} = 0,1145 \text{ моль/л.}$$

Рассчитаем массу азотной кислоты в 200 мл раствора:

$$m(\text{HNO}_3) = C_H(\text{HNO}_3) \cdot V(\text{р-ра}) \cdot M_{\Sigma}(\text{HNO}_3);$$

$$m(\text{HNO}_3) = 0,1145 \text{ моль/л} \cdot 0,2 \text{ л} \cdot 63 \text{ г/моль} = 1,4427 \text{ г.}$$

Ответ: $C_H(\text{HNO}_3) = 0,1145 \text{ моль/л}; m(\text{HNO}_3) = 1,4427 \text{ г.}$

Пример 4 На титрование 50,0 мл водопроводной воды в 3-х опытах затрачено соответственно 3,2; 3,1; 3,3 мл 0,0995 н раствора серной кислоты. Рассчитайте карбонатную жесткость воды.

Решение: Найдем средний объем раствора серной кислоты:

$$V_{\text{ср}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{3,2 \text{ мл} + 3,1 \text{ мл} + 3,3 \text{ мл}}{3} = 3,2 \text{ мл.}$$

Вычислим карбонатную жесткость воды ($\mathcal{J}^*_{\text{воды}}$, ммоль/л):

$$\mathcal{J}^*_{\text{воды}} = \frac{V(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot C_H(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{воды})} \cdot 1000;$$

$$Z_{\text{воды}} = \frac{3,2 \text{ мл} \cdot 0,0995 \text{ моль/л}}{50 \text{ мл}} \cdot 1000 = 6,37 \text{ ммоль/л.}$$

Ответ: $Z_{\text{воды}} = 6,37 \text{ ммоль/л.}$

Пример 5* Для определения содержания CaCO_3 яичную скорлупу массой 2,3250 г растворили в 100 мл 0,5 н раствора соляной кислоты. На титрование 10,0 мл полученного раствора израсходовали, в среднем, 1,85 мл 0,4400 н раствора NaOH . Рассчитайте массу CaCO_3 в яичной скорлупе.

Решение: На титрование 10 мл полученного раствора израсходовали 1,85 мл раствора гидроксида натрия, тогда на титрование 100 мл полученного раствора необходимо 18,5 мл раствора гидроксида натрия. Вычислим количество эквивалентов NaOH по формуле:

$$n_{\text{э}}(\text{NaOH}) = V(\text{NaOH}) \cdot C_{\text{H}}(\text{NaOH});$$

$$n_{\text{э}}(\text{NaOH}) = 0,0185 \text{ л} \cdot 0,4400 \text{ моль/л} = 0,0082 \text{ моль.}$$

По закону эквивалентов $n_{\text{э}}(\text{NaOH}) = n_{\text{э}}(\text{HCl}) = 0,0082 \text{ моль}$. Следовательно, после растворения скорлупы в растворе осталось 0,0082 моль соляной кислоты. Вычислим количество эквивалентов кислоты в 100 мл (0,1л) 0,5 н раствора:

$$n_{\text{э}}(\text{HCl}) = V(\text{HCl}) \cdot C_{\text{H}}(\text{HCl}) = 0,1 \text{ л} \cdot 0,5 \text{ моль/л} = 0,05 \text{ моль.}$$

Таким образом для растворения скорлупы потребовалось:

$$n_{\text{э}}(\text{HCl}) = 0,05 \text{ моль} \cdot 0,0082 \text{ моль} = 0,0418 \text{ моль.}$$

Рассчитаем массу CaCO_3 , вступившего в реакцию с кислотой по уравнению:



Согласно закону эквивалентов $n_{\text{э}}(\text{HCl}) = n_{\text{э}}(\text{CaCO}_3)$, тогда

$$m(\text{CaCO}_3) = n_{\text{э}}(\text{CaCO}_3) \cdot M_{\text{э}}(\text{CaCO}_3);$$

$$m(\text{CaCO}_3) = 0,0418 \text{ моль} \cdot 50 \text{ г/моль} = 2,09 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{CaCO}_3) = 2,09 \text{ г.}$

Выполните задание

1. Рассчитайте массу буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления 100 мл 0,1 н раствора тетрабората натрия. Опишите, как приготовить такой раствор.
2. Из навески кристаллической щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ массой 0,3175 г приготовлен раствор объемом 50 мл. Рассчитайте эквивалентную концентрацию и титр щавелевой кислоты в полученном растворе.
3. На титрование 10 мл раствора серной кислоты израсходовали 6,8 мл 0,1035 н раствора гидроксида натрия. Вычислите массу кислоты в 500 мл исходного раствора.
4. На титрование 50,0 мл воды в 3-х опытах израсходовано соответственно 9,2; 9,1; 9,0 мл 0,0504 н раствора HCl . Вычислите карбонатную жесткость воды.
5. Навеску минерального удобрения доломита $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ массой 3,750 г растворили в 200 мл 0,5 н раствора соляной кислоты. На титрование 10,0 мл полученного раствора израсходовано в среднем 9,2 мл 0,125 н раствора KOH . Вычислите массовую долю $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ в образце удобрения.
6. Навеску в 1,43 г кормов для определения в них сырого протеина обработали концентрированной серной кислотой, переведя азот в соль NH_4HSO_4 . Из соли действием щелочи отогнали аммиак в 20,0 мл раствора HCl с концентрацией 0,1765 н. Избыток кислоты оттитровали раствором 0,1962 н NaOH , которого потребовалось 5,50 мл. Найдите процентное содержание сырого протеина в кормах (считать, что сырой протеин содержит 16 % азота).

Тема 14 «Метод комплексометрического титрования»

Основные вопросы темы

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

Примеры решения задач

Пример 1 Из кристаллогидрата $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ массой 1,2522 г приготовлен раствор объемом 200,0 мл. На титрование 10,0 мл этого раствора израсходовано в среднем 12,24 мл раствора трилона Б. Рассчитайте эквивалентную концентрацию и титр раствора трилона Б.

Решение: Рассчитаем эквивалентную концентрацию сульфата магния:

$$C_H = \frac{m(\text{MgSO}_4)}{M_{\text{Э}}(\text{MgSO}_4) \cdot V(\text{р-ра})} = \frac{1,2522 \text{ г}}{123 \text{ г/моль} \cdot 0,200 \text{ л}} = 0,051 \text{ моль/л};$$

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

Рассчитаем по результатам титрования эквивалентную концентрацию трилона Б:

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

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

$$C_H(\text{трил.}) = \frac{0,051 \text{ моль/л} \cdot 10,0 \text{ мл}}{12,24 \text{ мл}} = 0,0417 \text{ моль/л}.$$

Рассчитаем титр трилона Б:

$$T = \frac{C_H \cdot M_{\text{Э}}}{1000} = \frac{0,0417 \text{ моль/л} \cdot 186 \text{ г/моль}}{1000} = 7,76 \cdot 10^{-3} \text{ г/мл}.$$

Ответ: $C_H(\text{трил.}) = 0,0417 \text{ моль/л}$; $T(\text{трил.}) = 7,76 \cdot 10^{-3} \text{ г/мл}$.

Пример 2 На титрование 10 мл раствора нитрата цинка в 3-х опытах израсходовано 9,2; 9,3; 9,3 мл 0,1050 н раствора трилона Б. Рассчитайте эквивалентную концентрацию и титр нитрата цинка, а также его массу в 150 мл раствора.

Решение: По результатам 3-х титрований найдем средний объем раствора трилона Б:

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

Рассчитаем эквивалентную концентрацию нитрата цинка в растворе:

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

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

Рассчитаем титр нитрата цинка в растворе, учитывая, что $M_{\text{Э}}(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 94,5 \text{ г/моль}$:

$$T = \frac{C_H \cdot M_{\text{Э}}}{1000} = \frac{0,0973 \text{ моль/л} \cdot 94,52 / \text{моль}}{1000} = 9,19 \cdot 10^{-3} \text{ г/мл.}$$

Рассчитаем массу нитрата цинка в 150 мл раствора:

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

Ответ: $C_H(\text{р-ра Zn(NO}_3)_2) = 0,0973 \text{ моль/л};$
 $T(\text{р-ра Zn(NO}_3)_2) = 9,19 \cdot 10^{-3} \text{ г/мл}; m(\text{Zn(NO}_3)_2) = 1,38 \text{ г.}$

Пример 3 На титрование 50,0 мл водопроводной воды в 3-х опытах затрачено соответственно 5,2; 5,1; 5,3 мл 0,0983 н раствора трилона Б. Рассчитайте общую жесткость воды.

Решение: Найдем средний объем раствора трилона Б:

$$V_{\text{ср.}}(\text{трил.}) = \frac{5,2 \text{ мл} + 5,1 \text{ мл} + 5,3 \text{ мл}}{3} = 5,2 \text{ мл.}$$

Общую жесткость воды вычислим по формуле:

$$J_{\text{воды}} = \frac{V(\text{трил.}) \cdot C_H(\text{трил.})}{V(\text{воды})};$$

$$J_{\text{воды}} = \frac{5,2 \text{ мл} \cdot 0,0983 \text{ моль/л}}{50 \text{ мл}} \cdot 1000 = 10,22 \text{ ммоль/л.}$$

Ответ: $J_{\text{воды}} = 10,22 \text{ ммоль/л.}$

Пример 4 При недостатке кальция в кормах в качестве минеральной добавки используют мел, содержащий CaCO_3 . Для определения содержания кальция навеску мела массой 1,8500 г растворили в соляной кислоте. Объем полученного раствора CaCl_2 равен 200,0 мл. На титрование 10,0 мл этого раствора затрачено в среднем 13,25 мл 0,1360 н раствора трилона Б. Определите массовую долю кальция в образце мела.

Решение: При растворении мела в соляной кислоте протекала реакция:



Рассчитаем концентрацию хлорида кальция в полученном растворе по результатам титрования трилоном Б:

$$V(\text{CaCl}_2) \cdot C_H(\text{CaCl}_2) = V(\text{трил.}) \cdot C_H(\text{трил.});$$

$$C_H(\text{CaCl}_2) = \frac{13,25 \text{ мл} \cdot 0,1360 \text{ моль/л}}{10,0 \text{ мл}} = 0,1802 \text{ моль/л.}$$

Рассчитаем массу кальция в 200 мл (0,200 л) раствора:

$$m(\text{Ca}^{2+}) = C_H \cdot M_3(\text{Ca}^{2+}) \cdot V; M_3(\text{Ca}^{2+}) = \frac{M}{2} = \frac{40 \text{ г/моль}}{2} = 20 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{Ca}^{2+}) = 0,1802 \text{ моль/л} \cdot 20 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ л} = 0,7208 \text{ г}$$

Рассчитаем массовую долю кальция в образце мела:

$$\omega(\text{Ca}^{2+}) = \frac{m(\text{Ca}^{2+})}{m(\text{мел})} \cdot 100\% = \frac{0,7208 \text{ г}}{1,8500 \text{ г}} \cdot 100\% = 38,96\%$$

Ответ: $\omega(\text{Ca}^{2+}) = 38,96 \%$

Выполните задание

1. Рассчитайте массу кристаллогидрата $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, которая необходима для приготовления 250 мл 0,1500 н раствора сульфата магния.
2. На титрование 15,0 мл сточной воды, содержащей соли свинца, затрачено в среднем 12,4 мл раствора трилона Б, титр которого равен 0,003 г/мл. Рассчитайте массу ионов свинца в 1 л сточной воды.
3. Из трилона Б массой 2,0350 г приготовлен раствор объемом 100,0 мл. На титрование 50,0 мл речной воды затрачено в 3-х опытах соответственно 14,2; 14,2; 14,1 мл приготовленного раствора трилона Б. Рассчитайте общую жесткость воды.
4. 10 мл раствора хлорида кальция, используемого в медицине и ветеринарии в качестве кровоостанавливающего средства, разбавили водой до 100,0 мл. На титрование 15,0 мл этого раствора затрачено 12,24 мл 0,1295 н раствора трилона Б. Рассчитайте массу хлорида кальция в 1 л исходного раствора.
5. Для определения содержания ионов кальция 10,0 мл сыворотки крови титровали 0,0050 н раствором трилона Б. Средний объем раствора трилона Б, который был израсходован на титрование, равен 6,4 мл. Рассчитайте массу ионов кальция в 1 л сыворотки крови.
- 6*. К 15 мл раствора нитрата меди (II) добавили 25 мл 0,2035 н раствора трилона Б. На титрование избытка последнего израсходовано 8,2 мл 0,1080 н раствора сульфата магния. Рассчитайте эквивалентную концентрацию и титр нитрата меди (II) в исходном растворе.

Тема 15 «Физико-химические методы анализа.

Спектрометрические методы»

Основные вопросы темы

1. Общая характеристика и классификация физико-химических методов анализа (ФХМА).
2. Спектрометрические методы анализа: характеристика и классификация.
3. Атомная и молекулярная абсорбционная спектрометрия: основные представления и понятия, закон Бугера-Ламберта-Бера.
4. Условия проведения анализа, расчеты: метод калибровочного графика, метод эталонного раствора.
5. Применение оптических методов в качественном и количественном анализе веществ.

Примеры решения задач

Пример 1 При фотометрическом исследовании оптическая плотность стандартного раствора с концентрацией вещества 0,015 моль/л составила 0,218, оптическая плотность исследуемого раствора составила 0,315. Рассчитайте концентрацию исследуемого раствора.

Решение: Для расчета концентрации исследуемого раствора воспользуемся соотношением:

$$\frac{A(\text{ст. } p-ra)}{A(\text{иссл. } p-ra)} = \frac{C(\text{ст. } p-ra)}{C(\text{иссл. } p-ra)},$$

где $A(\text{ст. } p-ra)$, $A(\text{иссл. } p-ra)$ – оптические плотности стандартного и исследуемого растворов;
 $C(\text{ст. } p-ra)$, $C(\text{иссл. } p-ra)$ – концентрации стандартного и исследуемого растворов.

$$\frac{0,218}{0,315} = \frac{0,015 \text{ моль/л}}{C(\text{иссл. } p-ra)}; C(\text{иссл. } p-ra) = 0,022 \text{ моль/л.}$$

Ответ: $C(\text{иссл. } p-ra) = 0,022$ моль/л.

Пример 2 Вычислите удельный и молярный показатели поглощения образца хлорамфеникола ($M = 323$ г/моль), если оптическая плотность водного раствора хлорамфеникола с массовой долей 0,002 % в кювете толщиной 10 мм равна 0,605.

Решение: *Удельный показатель поглощения показывает оптическую плотность 1% раствора, измеренного в кювете толщиной 1 см.*

Для вычисления удельного показателя поглощения используем формулу Бугера-Ламберта-Бера:

$$A = E_{1\%} \cdot C \cdot l,$$

где A – оптическая плотность раствора;
 $E_{1\%}$ – удельный показатель поглощения;
 C – концентрация раствора (%);
 l – толщина кюветы, см.

$$E_{1\%} = \frac{A}{C \cdot l} = \frac{0,605}{0,002\% \cdot 1\text{см}} = 302,5.$$

Молярный показатель поглощения показывает оптическую плотность 1 М раствора, измеренного в кювете толщиной 1 см.

Для вычисления молярного показателя поглощения используем формулу:

$$A = \varepsilon \cdot C \cdot l,$$

где A – оптическая плотность раствора;
 ε – молярный коэффициент поглощения вещества;
 C – молярная концентрация раствора, моль/л;
 l – толщина кюветы, см.

Вычислим молярную концентрацию исследуемого раствора:

$$C = \frac{m(\text{в} - \text{ва})}{M \cdot V(\text{р} - \text{ра})} = \frac{0,002\text{г}}{323\text{г/моль} \cdot 0,1\text{л}} = 6,2 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Вычислим молярный коэффициент поглощения:

$$\varepsilon = \frac{A}{C \cdot l} = \frac{0,605}{6,2 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л} \cdot 1\text{см}} = 9758.$$

Ответ: $E_{1\%} = 302,5$; $\varepsilon = 9758$.

Пример 3 Из навески препарата ретинола ацетата ($M = 328,5$ г/моль) массой 0,59 г приготовили 100 мл спиртового раствора. 1 мл раствора перенесли в мерную колбу на 100 мл и довели этанолом до метки. Оптическая плотность раствора, измеренная в кювете шириной 1 см, составила 0,900. Вычислите содержание ретинола ацетата в навеске (%), если его молярный коэффициент светопоглощения в условиях опыта равен 50900.

Решение: Для решения задачи воспользуемся формулой:

$$A = \varepsilon \cdot C \cdot l,$$

где A – оптическая плотность раствора;
 ε – молярный коэффициент светопоглощения вещества;
 C – молярная концентрация раствора, моль/л;
 l – толщина кюветы, см.

Вычислим концентрацию исследуемого раствора:

$$C = \frac{A}{\varepsilon \cdot l} = \frac{0,900}{50900 \cdot 1} = 1,77 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Исходный раствор разбавили в 100 раз, поэтому его концентрация будет в 100 раз больше: $C = 1,77 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Рассчитаем массу ретинола ацетата:

$$m = C \cdot M \cdot V = 1,77 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л} \cdot 328,5 \text{ г/моль} \cdot 0,1 \text{ л} = 0,0581 \text{ г.}$$

Найдем содержание ретинола ацетата в навеске:

$$\omega = \frac{0,0581}{0,0590} \cdot 100\% = 98,47\%.$$

Ответ: $\omega(\text{ретинола ацетата}) = 98,47\%$.

Выполните задание

1. При фотометрическом исследовании оптическая плотность стандартного раствора с концентрацией вещества 0,02 моль/л составила 0,36, а оптическая плотность исследуемого раствора данного вещества составила 0,23. Рассчитайте концентрацию вещества в исследуемом растворе.
2. Рассчитайте массовую долю адреналина гидротартрата ($M = 333$ г/моль) в растворе для инъекций, если 5 мл исследуемого раствора перенесли в мерную колбу на 100 мл и довели растворителем до метки. Оптическая плотность полученного раствора, измеренная при длине волны 520 нм в кювете толщиной 1 см, составила 0,430. Молярный коэффициент светопоглощения равен 1583.
3. Рассчитайте молярный и удельный показатель поглощения витамина D_2 (эргокальциферола, $M = 397$ г/моль) при 265 нм, если оптическая плотность раствора эргокальциферола в гексане с концентрацией вещества 10 мг/л, измеренная при 265 нм в кювете толщиной 1,00 см, равна 0,489.

Тема 16 «Потенциометрия. Хроматография»

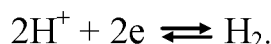
Основные вопросы темы

1. Электрохимические методы анализа. Общая характеристика. Электрохимическая ячейка. Электроды индикаторные и электроды сравнения.
2. Общие представления о потенциометрии.
3. Прямая потенциометрия, потенциометрическое определение рН раствора.
4. Сущность потенциометрического титрования.
5. Понятие о хроматографическом анализе. Адсорбция, адсорбент, элюент.
6. Классификация хроматографических методов анализа:
 - а) по агрегатному состоянию фаз (газовая, газо-жидкостная, жидкостная, высокоэффективная жидкостная хроматография (ВЭЖХ));
 - б) по механизму разделения (адсорбционная, ионообменная, распределительная, гель-хроматография);
 - в) по способу проведения (колоночная, плоскостная, капиллярная).
6. Применение потенциометрических и хроматографических методов в аналитической химии, в фармацевтическом, токсикологическом анализе, в процессе производства лекарственных препаратов.

Примеры решения задач

Пример 1 Потенциал водородного электрода, погруженного в исследуемый раствор, равен $-0,118$ В при 298 К. Вычислите рН и концентрацию ионов водорода в исследуемом растворе.

Решение: На водородном электроде протекает обратимая реакция:



Потенциал водородного электрода рассчитывается по уравнению Нернста, которое, с учетом того, что $E^0(2\text{H}^+/\text{H}_2) = 0$ В, $T = 298$ К, $R = 8,314$ Дж/(моль·К), $F = 96500$ Кл имеет вид:

$$E(2\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,059 \cdot \lg C_M(\text{H}^+) \text{ или } E(2\text{H}^+/\text{H}_2) = -0,059 \cdot \text{pH}.$$

$$-0,118 \text{ В} = -0,059 \text{ pH}; \text{ pH} = 2;$$

$$C_M(\text{H}^+) = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} \text{ моль/л}.$$

Ответ: $\text{pH} = 2$; $C_M(\text{H}^+) = 10^{-2}$ моль/л.

Пример 2 Постройте кривые потенциометрического титрования в координатах «рН – V» и « $(\Delta\text{pH}/\Delta V) - V$ ». Определите концентрацию HCl , если при титровании 20 мл анализируемого раствора кислоты $0,1000$ н раствором NaOH получили следующие результаты:

$V_{\text{NaOH}}, \text{мл}$	10,0	18,0	19,0	19,9	20,0	20,1	21,0	22,0	25,0
pH	1,48	2,28	2,59	3,60	7,00	10,60	11,49	11,68	12,0

Решение: Определение конца титрования в методе потенциометрического титрования возможно графически, путем построения кривых титрования в различных координатах. В координатах «pH – V» интегральная кривая титрования имеет вид:

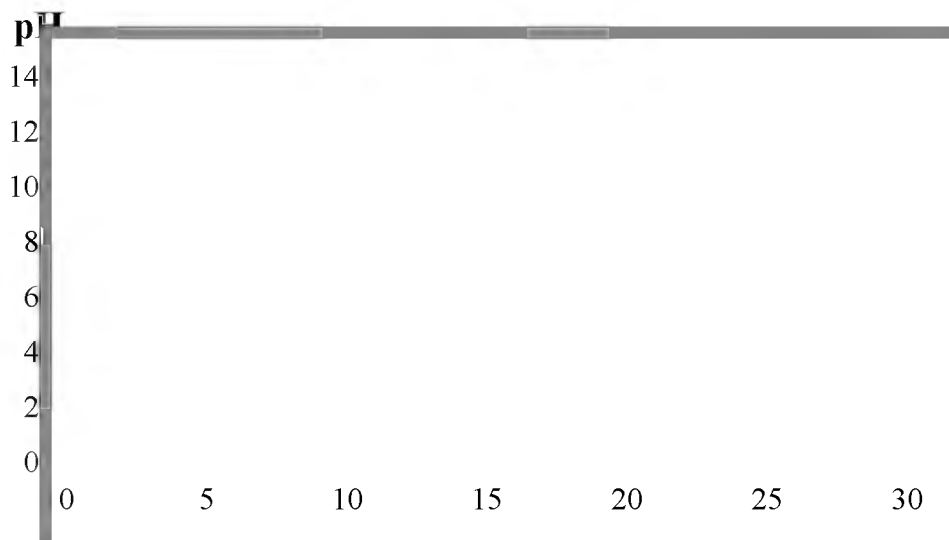


Рисунок 3 – Интегральная кривая титрования

По графику видно, что скачок титрования (точка эквивалентности) соответствует объему щелочи, равному примерно 20 мл. Для построения графика в координатах « $(\Delta\text{pH}/\Delta V) - V$ » сначала рассчитаем величины ΔV и ΔpH как разности соответствующих соседних значений:

$V (\text{NaOH})$	10,0	18,0	19,0	19,9	20,0	20,1	21,0	22,0	25,0
ΔV		8,0	1,0	0,9	0,1	0,1	0,9	1,0	3,0
pH	1,48	2,28	2,59	3,60	7,00	10,60	11,49	11,68	12,0
ΔpH		0,8	0,31	1,01	3,40	3,6	0,89	0,19	0,32
$\Delta\text{pH}/\Delta V$		0,1	0,31	1,12	34	36	0,99	0,19	0,11

По полученным значениям построим график дифференциальной кривой титрования, на котором наблюдается отчетливый максимум, он соответствует точке эквивалентности.

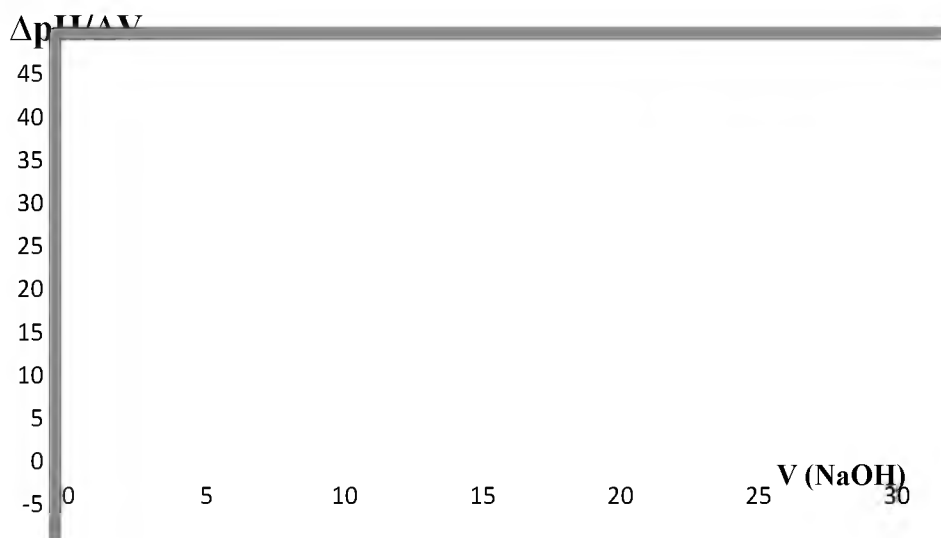


Рисунок 4 – Дифференциальная кривая титрования

Таким образом, график в координатах « $(\Delta pH/\Delta V) - V$ » позволяет установить значение точки эквивалентности, которая фиксируется для объема щелочи 20,1 мл.

Используя закон эквивалентов, вычислим концентрацию раствора кислоты:

$$C_H(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = C_H(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH});$$

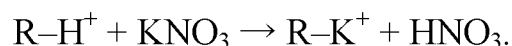
$$C_H(\text{HCl}) = \frac{C_H(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{HCl})};$$

$$C_H(\text{HCl}) = \frac{0,1000 \text{ моль/л} \cdot 20,1 \text{ мл}}{20 \text{ мл}} = 0,1005 \text{ моль/л.}$$

Ответ: $C_H(\text{HCl}) = 0,1005$ моль/л.

Пример 3 Из образца калийной селитры массой 1,0400 г приготовлен раствор объемом 100,0 мл. Отобрали 20,0 мл этого раствора и пропустили через хроматографическую колонку с катионитом в H^+ -форме. На титрование раствора, вышедшего из колонки, затрачено 14,0 мл 0,1430 н раствора KOH. Рассчитайте массу нитрата калия и его массовую долю в образце селитры.

Решение: При пропускании раствора нитрата калия через катионит происходит обмен катионами между катионитом и раствором, а именно: ионы H^+ вытесняются из катионита ионами K^+ согласно уравнению:



Таким образом, из хроматографической колонки вытекает раствор азотной кислоты.

Рассчитаем объем раствора KOH, который пошел бы на титрование раствора HNO₃, полученного из 100 мл раствора селитры:

$$V(\text{KOH}) = 14,0 \text{ мл} \cdot 5 = 70 \text{ мл} = 0,07 \text{ л.}$$

Рассчитаем массу нитрата калия:

$$m(\text{KNO}_3) = C_H(\text{KNO}_3) \cdot V(\text{KNO}_3) \cdot M_3(\text{KNO}_3).$$

Так как, согласно закону эквивалентов:

$$C_H(\text{KNO}_3) \cdot V(\text{KNO}_3) = C_H(\text{KOH}) \cdot V(\text{KOH}),$$

тогда: $m(\text{KNO}_3) = C_H(\text{KOH}) \cdot V(\text{KOH}) \cdot M_3(\text{KNO}_3);$

$$m(\text{KNO}_3) = 0,1430 \text{ моль/л} \cdot 0,07 \text{ л} \cdot 101 \text{ г/моль} = 1,0110 \text{ г.}$$

Рассчитаем массовую долю KNO₃ в образце селитры:

$$\omega(\text{KNO}_3) = \frac{1,0110 \text{ г}}{1,0400 \text{ г}} \cdot 100\% = 97,2\%.$$

Ответ: $\omega(\text{KNO}_3) = 97,2\%$.

Выполните задание

1. Потенциал водородного электрода, погруженного в исследуемый раствор, равен – 0,059 В при 298 К. Вычислите pH и концентрацию ионов водорода в исследуемом растворе.
2. В ходе потенциометрического титрования 20 мл раствора хлорида натрия 0,2 н раствором нитрата серебра (I) получили результаты:

$V(\text{AgNO}_3)$, мл	15,0	20,0	22,0	24,0	24,5	24,9	25,0	25,1	25,5
E, мВ	307	328	342	370	388	428	517	606	646

Постройте кривые потенциометрического титрования в координатах «pH – V» и «(ΔpH/ΔV) – V», определите по графику точку эквивалентности и вычислите содержание хлорида натрия в растворе (г/л).

3. 20,0 г изотонического раствора хлорида натрия, используемого в ветеринарии для внутривенного введения, пропустили через колонку с анионитом в OH[–]–форме. На титрование раствора щелочи, вышедшего из колонки, затрачено в среднем 9,1 мл 0,3344 н раствора HCl. Рассчитайте массу NaCl в 100 г изотонического раствора.

Тема 17 «Элементы VIIA группы»

Основные вопросы темы

1. Общая характеристика элементов VIIA группы.
2. Сравнительная характеристика физико-химических свойств галогенов, их токсическое действие на живые организмы.
3. Водородные соединения галогенов, их свойства. Галогеноводородные кислоты и их соли. Соляная кислота.
4. Аналитические реакции на ионы галогенов. Биологическая роль галогенид-ионов.
5. Кислородсодержащие соединения хлора. Хлорноватистая, хлорноватая, хлорная кислоты и их соли.
6. Использование галогенов и их соединений в медицине, ветеринарии, в сельском хозяйстве.

Примеры решения задач

Пример 1 Бромид калия используется в ветеринарии как седативное лекарственное средство. Рассчитайте массовую долю брома в бромиде калия.

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

$$\omega(X) = \frac{a \cdot A_r(X)}{a \cdot A_r(X) + b \cdot A_r(Y)}$$
$$\omega(\text{Br}) = \frac{80\text{г}}{39\text{г} + 80\text{г}} = 0,327 \text{ или } 32,7 \%$$

Ответ: $m(\text{KBr}) = 32,7\%$.

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

Решение: Запишем уравнение реакции:



Найдем химическое количество MnO_2 :

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

Найдем массу брома:

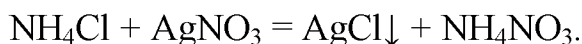
$$n(\text{Br}_2) = n(\text{MnO}_2) = 0,2 \text{ моль};$$

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

Ответ: $m(\text{Br}_2) = 32 \text{ г.}$

Пример 3 Раствор хлорида аммония массой 20 г обработали избытком раствора нитрата серебра. Масса образовавшегося осадка равна 2,87 г. Определите массовую долю хлорида аммония в исходном растворе.

Решение: Запишем уравнение реакции:



$$n(\text{AgCl}) = \frac{2,87 \text{ г}}{143,5 \text{ г/моль}} = 0,02 \text{ моль.}$$

Согласно уравнению реакции $n(\text{AgCl}) = n(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,02 \text{ моль.}$

Найдем массу хлорида аммония:

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

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

$$\omega(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{m(\text{NH}_4\text{Cl})}{m(p-pa)} = \frac{1,07 \text{ г}}{20,0 \text{ г}} = 0,054 \text{ или } 5,4\%.$$

Ответ: $\omega(\text{NH}_4\text{Cl}) = 5,4 \%$.

Пример 4 Какой объем фтороводорода нужно растворить в 100 мл воды, чтобы массовая доля HF в полученном растворе составила 2 %?

Решение: Массовая доля вещества фтороводорода в растворе рассчитывается по формуле:

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

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

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

Зная массу фтороводорода, найдем его объем:

$$n(\text{HF}) = \frac{2,03 \text{ г}}{20 \text{ г/моль}} = 0,1015 \text{ моль};$$

$$V(\text{HF}) = n \cdot V_m = 0,1015 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 2,27 \text{ дм}^3.$$

Ответ: $V(\text{HF}) = 2,27 \text{ дм}^3$.

Выполните задание

1. Напишите уравнения реакций для осуществления превращений по схеме:
 $\text{KCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{AgCl};$
 $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KF} \rightarrow \text{F}_2.$
2. Хлор используется для обеззараживания воды. Рассчитайте, какой объем хлора потребуется для хлорирования 1000 л воды, если при хлорировании расходуется 0,002 мг хлора на 1 л воды.
3. Костная ткань человека и животных содержит фторид-фосфат кальция $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$. Рассчитайте массовую долю фтора в этом соединении.
4. Какова масса брома, вступившего в реакцию с иодидом калия, если масса образовавшегося йода равна 5,08 г? Рассчитайте ΔE^0 этой реакции, используя данные таблицы 9 Приложения.
5. Рассчитайте объем хлора (н.у.), выделившегося при действии избытка концентрированной соляной кислоты на перманганат калия массой 30,6 г. Вычислите молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя.
6. Какой объем иодоводорода (н.у.) необходимо растворить в 1 л воды, чтобы массовая доля иодоводородной кислоты в полученном растворе была равна 5 %?
- 7*. При взаимодействии кальция массой 2,0 г с неизвестным галогеном образовался галогенид кальция массой 10 г. Какой галоген вступил в реакцию?

Тема 18 «Элементы VIA группы»

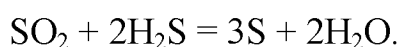
Основные вопросы темы:

1. Общая характеристика элементов VIA группы.
2. Кислород, его физические и химические свойства. Кислород как органогенный элемент и окислитель в биологических процессах.
3. Озон, его свойства, проблема защиты озонового слоя Земли.
4. Пероксид водорода, его окислительно-восстановительные и кислотные свойства. Применение пероксида водорода в ветеринарии.
5. Сера, ее свойства. Сера – органогенный элемент.

6. Сероводород, свойства, токсическое действие на организм. Сероводородная кислота и ее соли. Аналитические реакции на S^{2-} .
7. Оксид серы (IV), сернистая кислота, сульфиты. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Аналитические реакции на SO_3^{2-} .
8. Серная кислота, сульфаты. Аналитические реакции на SO_4^{2-} . Применение соединений серы в медицине и ветеринарии.
9. Селен и его соединения. Биологическая роль селена. Использование соединений селена в ветеринарии и зоотехнии.

Примеры решения задач

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



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

Решение: Найдем химическое количество серы:

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

Найдем объемы газов, вычисляя химические количества веществ:

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

$$V(SO_2) = 2,08 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 46,6 \text{ дм}^3;$$

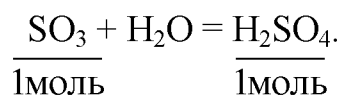
$$n(H_2S) = \frac{2}{3} n(S) = 4,16 \text{ моль};$$

$$V(H_2S) = 4,16 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 93,2 \text{ дм}^3.$$

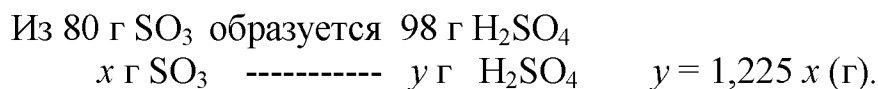
Ответ: $V(SO_2) = 46,6 \text{ дм}^3$; $V(H_2S) = 93,2 \text{ дм}^3$.

Пример 2* Рассчитайте массу оксида серы (VI), которую необходимо добавить к воде массой 50 г для получения раствора с массовой долей серной кислоты 5 %.

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



Составим пропорцию:



$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m(\text{p - ра})} \cdot 100\%; \quad 5 = \frac{1,225 x}{50 + x} \cdot 100\%; \quad x = 2,129 \text{ г (SO}_3\text{)}.$$

Ответ: $m(\text{SO}_3) = 2,129 \text{ г}$.

Выполните задание

1. Напишите уравнения реакций для осуществления превращений по схеме:
 $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{BaO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2$;
 $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$.
2. В 500 раствора содержится 9,8 г H_2SO_4 . Вычислите массовую долю, молярную, эквивалентную и моляльную концентрации серной кислоты в данном растворе, если $\rho = 1,012 \text{ г/мл}$.
3. Сульфид селена под торговым названием «Сульсен» используется при лечении заболеваний кожи. Массовая доля селена в этом лекарственном средстве равна 55,24 %. Установите химическую формулу сульфида селена.
4. В ветеринарной практике используется 3 % водный раствор пероксида водорода, который обычно получают из 30 % раствора H_2O_2 . Какой объем воды надо добавить к 20 мл 30 % раствора H_2O_2 , чтобы получить 3 % раствор H_2O_2 ? Плотность растворов принять равной 1 г/мл.
5. Кислородная терапия применяется в ветеринарии и медицине для профилактики и лечения многих патологических состояний. Вычислите объем газообразного кислорода, который может быть получен из кислородного баллона объемом 10 л, если плотность жидкого кислорода равна 1,14 г/мл.
- 6*. Определите массу оксида серы (VI), который нужно добавить к раствору серной кислоты массой 500 г с массовой долей H_2SO_4 90 % для получения раствора с массовой долей кислоты 95 %?

Тема 19 «Элементы VA группы»

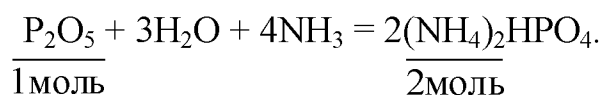
Основные вопросы темы

1. Общая характеристика элементов VA группы.
2. Физические и химические свойства азота, аммиака. Аналитические реакции на ион NH_4^+ . Азот – органогенный элемент. Азотные удобрения.
3. Кислородные соединения азота. Оксиды. Азотистая кислота, нитриты. Окислительно-восстановительная двойственность. Аналитические реакции на ион NO_2^- .
4. Азотная кислота. Аналитические реакции на ионы NO_3^- . Действие оксидов азота, нитратов и нитритов на организм.
5. Фосфор – органогенный элемент. Кислородные соединения фосфора: оксиды и кислоты. Аналитические реакции на ионы PO_4^{3-} .
6. Применение соединений фосфора в сельском хозяйстве и медицине. Фосфорные удобрения и подкормки.
7. Мышьяк, оксиды, кислоты. Токсические свойства соединений мышьяка. Применение соединений мышьяка в лечебных целях.

Примеры решения задач

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

Решение: Составим уравнение реакции получения гидрофосфата аммония:



1 моль оксида фосфора содержится в соли количеством 2 моль.
Вычислим массы оксида фосфора и гидрофосфата аммония:

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

$$\begin{aligned} m((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) &= M((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) \cdot n((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) = \\ &= 132 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 264 \text{ г}. \end{aligned}$$

Рассчитаем массовую долю оксида фосфора (V):

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

Ответ: $\omega(\text{P}_2\text{O}_5) = 53,78 \%$.

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

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

Для этого найдем химическое количество H_3PO_4 :

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

Определим массу фосфора:

$$n(\text{P}) = n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 \text{ моль}; m(\text{P}) = 31 \text{ г/моль} \cdot 3 \text{ моль} = 93 \text{ г.}$$

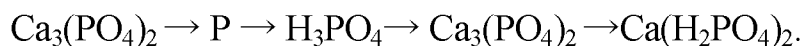
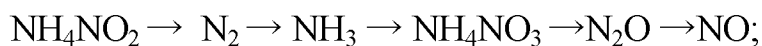
Рассчитаем массовую долю фосфора в костной муке:

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

Ответ: $\omega(\text{P}) = 18,6 \%$.

Выполните задание

1. Напишите уравнения реакций для осуществления превращений по схеме:



2. Рассчитайте массовую долю оксида азота (V) в аммиачной селитре NH_4NO_3 .

3. Определите тепловой эффект растворения соли NH_4NO_3 (кДж/моль), если при растворении 6,4 г этой соли при 298 К поглотилось 6,22 кДж теплоты.

4*. Рассчитайте массу оксида фосфора (V), которую необходимо добавить к воде массой 150 г, чтобы массовая доля фосфорной кислоты в полученном растворе составила 10 %.

5*. Установите формулу фосфорного удобрения, если известны массовые доли элементов (%): $\omega(\text{Ca}) = 15,873$; $\omega(\text{P}) = 24,603$; $\omega(\text{O}) = 57,143$; $\omega(\text{H}) = 2,381$. Фосфорное удобрение является кристаллогидратом, в формульной единице вещества содержится одна молекула воды.

Тема 20 «Элементы IA и IIA групп»

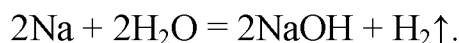
Основные вопросы темы

1. Общая характеристика элементов IA группы.
2. Оксиды, гидроксиды, соли. Химические свойства, биологическая роль. Аналитические реакции на ионы K^+ и Na^+ .
3. Применение соединений натрия и калия в медицине, ветеринарии, сельском хозяйстве (калийные удобрения).
4. Общая характеристика элементов IIA группы.
5. Свойства магния, кальция, бария и их соединений. Магний и кальций – макроэлементы. Аналитические реакции на ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} .
6. Жесткость воды: карбонатная (временная) и постоянная, общая жесткость: способы определения и устранения.
7. Применение соединений магния, кальция, бария в медицине, в ветеринарии.

Примеры решения задач

Пример 1 Натрий массой 4,6 г растворили в воде массой 100 г. Рассчитайте массовую долю щелочи в образовавшемся растворе.

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



Найдем химическое количество натрия:

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

Найдем массу щелочи:

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

Рассчитаем массу выделившегося водорода:

$$n(H_2) = \frac{1}{2} n(Na) = 0,1 \text{ моль;}$$

$$m(H_2) = 0,1 \text{ моль} \cdot 2 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ г.}$$

Определим массу образовавшегося раствора:

$$m(p\text{-ра}) = m(H_2O) + m(Na) - m(H_2) = 100 \text{ г} + 4,6 \text{ г} - 0,2 \text{ г} = 104,4 \text{ г.}$$

Найдем массовую долю NaOH в полученном растворе:

$$\omega(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m(\text{р-ра})} = \frac{8,0\text{г}}{104,4\text{г}} \cdot 100\% = 7,6\%$$

Ответ: $\omega(\text{NaOH}) = 7,6\%$.

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

Решение: Рассчитаем химическое количество хлорида кальция, содержащегося в растворе массой 500 г:

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

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

$$n(\text{CaCl}_2) = n(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}).$$

Вычислим массу кристаллогидрата и воды:

$$m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = M(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) \cdot n(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O});$$

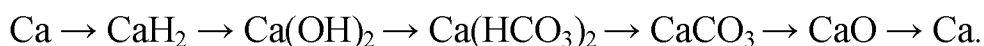
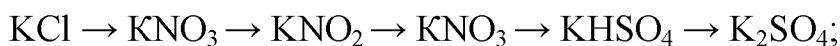
$$m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 219 \text{ г/моль} \cdot 0,315 \text{ моль} = 69,05 \text{ г.}$$

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

Ответ: $m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 69,05 \text{ г}$; $m(\text{H}_2\text{O}) = 430,95 \text{ г}$.

Выполните задание

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



2. Раствор хлорида кальция применяется в ветеринарии в качестве кровоостанавливающего и противоаллергического средства. Какова массовая доля и молярная концентрация раствора, если для его приготовления 100 г кристаллогидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ растворили в 600 мл воды ($\rho = 1,059 \text{ г/мл}$)?

3. Вычислите, какую массу раствора с массовой долей хлорида натрия 20 % необходимо добавить к воде объемом 80 мл для получения изотонического раствора ($\omega(\text{NaCl}) = 0,9 \%$).
4. Сульфат магния является слабительным средством. Вычислите массу горькой соли $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, которую нужно взять для приготовления 100 мл 20% раствора сульфата магния ($\rho = 1,2198 \text{ г/мл}$).
5. Исследуемое вещество может быть гидроксидом калия или натрия. Для нейтрализации 1,1 г этого вещества потребовалось 31,4 мл 0,8600 н раствора HCl . Что это за вещество и сколько оно содержит примесей?

Тема 21 «d-элементы»

Основные вопросы темы

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

Примеры решения задач

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

Решение: Вычислим массу и химическое количество атомов кислорода:

$$m(\text{O}) = 29 \text{ г} - 21 \text{ г} = 8 \text{ г};$$

$$n(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{8\text{г}}{16\text{г/моль}} = 0,5\text{моль}$$

Вычислим химическое количество железа:

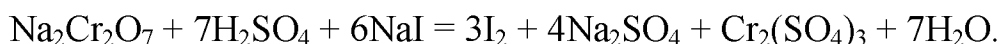
$$n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = \frac{21\text{г}}{56\text{г/моль}} = 0,375\text{моль}$$

$$n(\text{Fe}) : n(\text{O}) = 0,375 : 0,5 = 1 : 1,333 = 3 : 4.$$

Ответ: формула оксида – Fe_3O_4 .

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

Решение: Запишем уравнение реакции окисления иодида натрия дихроматом натрия в среде серной кислоты:



Найдем химическое количество йода и дихромата натрия:

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

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

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

Рассчитаем массовую долю дихромата натрия в исходном растворе:

$$\omega(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{m(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{m(\text{р - ра})} = \frac{5,96\text{г}}{250\text{г}} \cdot 100 = 2,38\%.$$

ΔE° реакции рассчитаем по формуле:

$$\Delta E^\circ = E^\circ (\text{окислит.}) - E^\circ (\text{восстанов.})$$

Выпишем значения стандартных электродных потенциалов, используя таблицу 9 Приложения:

$$E^{\circ}(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/2\text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ В}; E^{\circ}(\text{I}_2/2\text{I}^{-}) = 0,53 \text{ В};$$

$$\Delta E^{\circ} = 1,33 - 0,53 = 0,8 \text{ В}.$$

Ответ: $\omega(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 2,38 \%$; $\Delta E^{\circ} = 0,8 \text{ В}$.

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

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



Найдем массу хлорида меди (II) в растворе:

$$m(\text{CuCl}_2) = \frac{m(p - pa) \cdot \omega(\text{CuCl}_2)}{100} = \frac{120 \text{ г} \cdot 1,5\%}{100} = 1,8 \text{ г}.$$

Найдем химическое количество и массу меди:

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

$$n(\text{Cu}^{2+}) = n(\text{CuCl}_2).$$

$$m(\text{Cu}^{2+}) = n(\text{Cu}^{2+}) \cdot M(\text{Cu}^{2+}) = 0,0133 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 0,853 \text{ г}.$$

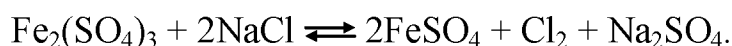
Рассчитаем массу цинка и его массовую долю в сплаве:

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

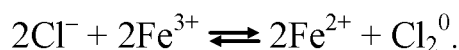
$$\omega(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{m(\text{сплава})} \cdot 100\% = \frac{3,347 \text{ г}}{4,2 \text{ г}} \cdot 100\% = 79,7\%.$$

Ответ: $\omega(\text{Zn}) = 79,7 \%$.

Пример 4 Установите, в каком направлении возможно самопроизвольное протекание реакции при 298 К:



Решение: Данная реакция является окислительно-восстановительной. Запишем ее уравнение в ионном виде:



Выпишем значения стандартных электродных потенциалов, используя таблицу 9 Приложения:

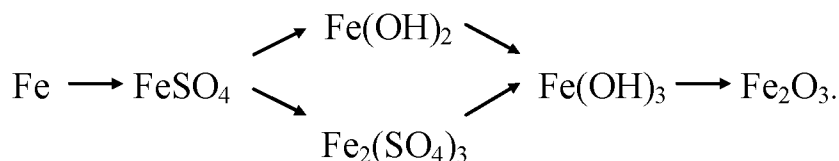
$$E^\circ(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ В}; E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ В}.$$

Поскольку $E^\circ(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) > E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})$ то в данной реакции окислителем будет являться Cl_2 , восстановителем – Fe^{2+} , то есть данная реакция будет протекать справа налево.

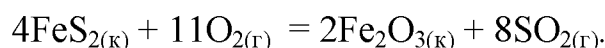
Ответ: реакция будет протекать справа налево.

Выполните задание

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



2. Оксид хрома (VI) массой 3 г растворили в воде объемом 120 мл ($\rho = 1 \text{ г/мл}$). Рассчитайте массовую долю хромовой кислоты в полученном растворе.
3. Первой стадией промышленного получения серной кислоты является обжиг пирита FeS_2 :



Вычислите тепловой эффект этой реакции, если известны стандартные энтальпии образования веществ: $\Delta H_{f,298}^\circ(\text{FeS}_{2(\text{к})}) = -940 \text{ кДж/моль}$;

$$\Delta H_{f,298}^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})}) = -822,16 \text{ кДж/моль}; \Delta H_{f,298}^\circ(\text{SO}_{2(\text{г})}) = -296,9 \text{ кДж/моль}.$$

4. Содержание ионов Cu^{2+} в молоке коровы составляет 70-120 мкг %. Вычислите содержание ионов Cu^{2+} в молоке в моль/л.
- 5*. Цинковую пластинку массой 100 г опустили в раствор сульфата меди (II). Какая масса цинка перешла в раствор к тому моменту, когда масса пластинки стала равна 99,5 г?

Ответы к задачам

Тема 1

1. а) $n = 0,05$ моль; б) $n = 0,01$ моль; в) $n = 10$ моль.
2. $4,74 \cdot 10^{-20}$ атомов.
3. $M_{\text{Э}}(\text{N в N}_2\text{O}) = 14$ г/моль; $M_{\text{Э}}(\text{N в NO}) = 7$ г/моль; $M_{\text{Э}}(\text{N в N}_2\text{O}_3) = 4,67$ г/моль; $M_{\text{Э}}(\text{N в NO}_2) = 3,5$ г/моль; $M_{\text{Э}}(\text{N в N}_2\text{O}_5) = 2,8$ г/моль.
4. $M_{\text{Э}}(\text{Ca(OH)}_2) = 37$ г/моль; $M_{\text{Э}}(\text{NaOH}) = 40$ г/моль; $M_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 49$ г/моль;
 $M_{\text{Э}}(\text{HNO}_3) = 63$ г/моль; $M_{\text{Э}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 57$ г/моль;
 $M_{\text{Э}}(\text{Ca(HCO}_3)_2) = 81$ г/моль; $M_{\text{Э}}(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 123$ г/моль.
5. 17 г/моль; 34 г/моль.
6. 2 атома.
7. $M_{\text{Э}}(\text{As в As}_2\text{O}_5) = 15$ г/моль; $M_{\text{Э}}(\text{As в As}_2\text{O}_3) = 25$ г/моль.
8. Титан.

Тема 2

1. 9975 кДж.
2. -45,94 кДж/моль.
3. 11,72 кДж/моль.
4. 1650,38 кДж.
5. 10,67 моль.
6. -597,38 кДж.
7. 1) -2872,6 кДж; 2) -220,04 кДж. Более вероятен 1 процесс.
8. 142,08 кДж. Невозможно.
9. 192 кДж. Не произойдет.
10. -158,1 кДж.

Тема 3

1. 0,2 моль/(л · мин).
2. 1) реакция 2-го порядка; 2) реакция 1-го порядка; 3) реакция 3-го порядка.
3. а) увеличится в 27 раз; б) увеличится в 8 раз.
4. В 1,15 раза.
5. $4,8 \cdot 10^{-3} \cdot k$; $8 \cdot 10^{-4} \cdot k$.
6. $K_p = 0,141$; $C_0(\text{N}_2) = 8$ моль/л; $C_0(\text{H}_2) = 26$ моль/л.
7. 19.
8. 2,26.
9. В $1,8 \cdot 10^{11}$ раз.

Тема 4

1. $m(\text{NaCl}) = 45$ г; $V(\text{H}_2\text{O}) = 4955$ мл.
2. $\omega(\text{I}_2) = 6,25$ г; $C_M = 0,2$ моль/л.
3. 7,5 г.
4. 3,55 г.

5. $C_M = 7,4$ моль/л; $C_H = 14,8$ моль/л; $\square = 0,5\%$; $T = 5 \cdot 10^{-3}$ г/мл.
6. $m(10\% \text{ р-ра}) : m(40\% \text{ р-ра}) = 1 : 1$; $V(10\% \text{ р-ра}) : V(40\% \text{ р-ра}) = 1 : 1,28$.
7. 0,255 %.
8. 19,2 мл.
9. 895 мл.

Тема 5

1. $C_M = 0,3$ моль/л; $\square = 5,3\%$.
2. 2972 кПа; произойдет гемолиз.
3. 11936 Па.
4. 91 г/моль.
5. $-0,54$ °С.
6. 150 г/моль.
7. S₈.
8. 180 г/моль.

Тема 6

2. 762 кПа.
3. 80 %.
4. 89,8 %.
5. $4,45 \cdot 10^{-7}$.
6. $I = 0,147$ моль/кг; $a(\text{Cl}^-) = 0,014$ моль/кг.
7. ПК(PbCl₂) = $1 \cdot 10^{-9}$; осадок не образуется.
8. Достаточно.
9. $1 \cdot 10^{-10}$.

Тема 7

1. а) 5; б) 7; в) 10.
2. а) 8; б) 6; в) 4.
3. 12.
4. 0,93.
5. 10^{-6} .
6. 10^{-6} .
7. а) 6; б) 3,38.
8. 0,8 мл.
9. 958 мл.

Тема 8

1. $1 \cdot 10^{-2}$ моль/л.
2. 4,75.
3. 9,55.
4. pH = 10; B = 0,29 моль/л.
5. Уменьшится на 0,22.
6. В 52,7 раза.
8. $K_2 = 5,68 \cdot 10^{-10}$; pH = 8,38.

Тема 9

1. $\{[AgI]_m \cdot nI^- \cdot (n-x)K^+\}^{x-} \cdot xK^+$.
2. $\{[Fe_4[Fe(CN)_6]_3]_m \cdot n[Fe(CN)_6]_3^{4-} \cdot (4n-x)K^+\}^{x-} \cdot xK^+$.
3. $\{[CaSO_4]_m \cdot nSO_4^{2-} \cdot (2n-x)H^+\}^{x-} \cdot xH^+$.
4. 2,6 мл.
5. 0,146 моль/л.
6. К катоду.
7. К аноду.

Тема 11

3. а) $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$; б) $[Ni(NH_3)_6](NO_3)_2$; в) $Na_2[Be(OH)F_3]$.
4. $[Cu(NH_3)_4]SO_4$; $V(Ba(NO_3)_2) = 25$ мл.
5. $C(CN^-) = 5,8 \cdot 10^{-6}$ моль/л.
6. $C(Ag^+) = 1,58 \cdot 10^{-9}$ моль/л; раствор не обладает бактерицидным действием.

Тема 12

4. 0,31 В.
5. Озон – более сильный окислитель.
6. $\Delta E = -2,1$ В; протекает обратная реакция.
7. $\Delta E = 0,78$ В.
8. $E = 1,71$ В.

Тема 13

1. 1,91 г.
2. $C_H = 0,1198$ моль/л; $T = 6,35 \cdot 10^{-3}$ г/мл.
3. 1,724 г.
4. 9,17 ммоль/л.
5. 94,45 %.
6. 18 %.

Тема 14

1. 4,6125 г.
2. 1,38 г.
3. 15,5 ммоль/л.
4. 3,173 г.
5. 64 мг.
6. $C_H = 0,2798$ моль/л; $T = 2,63 \cdot 10^{-2}$ г/мл.

Тема 15

1. 0,013 моль/л.
2. 0,18 %.
3. $\varepsilon = 19405$; $E_{1\%} = 489$.

Тема 16

1. $\text{pH} = 1$; $C(\text{H}^+) = 10^{-1}$ моль/л.
2. 9,36 г/л.
3. 0,89 г.

Тема 17

2. 0,63 дм³.
3. 3,77 %.
4. $m(\text{Br}_2) = 3,2$ г; $\Delta E^0 = 0,56$ В.
5. $V(\text{Cl}_2) = 11,2$ дм³; $M_{\text{Э}}(\text{KMnO}_4) = 31,6$ г/моль; $M_{\text{Э}}(\text{HCl}) = 36,5$ г/моль.
6. $V(\text{HI}) = 9,21$ дм³.
7. Br_2 .

Тема 18

2. $\omega = 1,96$ %; $C_M = 0,2024$ моль/л; $C_H = 0,4048$ моль/л; $C_m = 0,2$ моль/кг.
3. SeS_2 .
4. 180 мл.
5. 7,98 м³.
6. 90,91 г.

Тема 19

2. 67,5 %.
3. $\Delta H_r = 77,5$ кДж/моль.
4. 11,72 г.
5. $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Тема 20

2. $\omega = 7,24$ %; $C_M = 0,69$ моль/л.
3. 3,62 г.
4. 50 г.
5. NaOH ; $\square = 1,8$ %.

Тема 21

2. 2,88 %.
3. -13215 кДж.
4. $1,1 \cdot 10^{-5} - 1,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л.
5. 32,5 г.

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для академического бакалавриата : для студентов вузов, обучающихся по естественным направлениям и специальностям / Н. Л. Глинка ; ред.: В. А. Папков, А. В. Бабков. – 19-е изд., перераб. и доп. – Москва : Юрсайт, 2016. – Т. 1. – 364 с.
2. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для академического бакалавриата : для студентов вузов обучающихся по естественным направлениям и специальностям / Н. Л. Глинка ; ред.: В. А. Папков, А. В. Бабков. – 19-е изд., перераб. и доп. – Москва : Юрсайт, 2016. – Т. 2. – 380 с.
3. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – Ленинград : Химия, 1986. – 270 с.
4. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов / Ю. А. Ершов [и др.]. – Москва : Высшая школа, 2003. – 560 с.
5. Князев, Д. А. Неорганическая химия : учебник для студентов высших учебных заведений, обучающихся по специальности «Агрохимия и почвоведение» / Д. А. Князев, С. Н. Смарыгин. – Москва : Высшая школа, 1990. – 430 с.
6. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник для студентов вузов, обучающихся по техническим направлениям и специальностям / Н. В. Коровин. – 9-е изд., перераб. – Москва : Высшая школа, 2007. – 557 с.
7. Курс лекций по общей химии с основами аналитической / В. М. Холод [и др.]. – Витебск : УО ВГАВМ, 2007. – 120 с.
8. Основы общей и аналитической химии : учебное пособие для студентов учреждений высшего образования по специальности «Ветеринарная медицина» / В. М. Холод [и др.]. – 2-е изд. перераб.; Витебская государственная академия ветеринарной медицины. – Витебск : ВГАВМ, 2018. – 320 с.
9. Павлов, Н. Н. Общая и неорганическая химия / Н. Н. Павлов. – Москва : Дрофа, 2002. – 448 с.
10. Постраш, И. Ю. Сборник задач по физической и коллоидной химии : учебное пособие для студентов учреждений высшего образования по специальности «Ветеринарная фармация» / И. Ю. Постраш ; Витебская государственная академия ветеринарной медицины. – Витебск : ВГАВМ, 2017. – 220 с.
11. Саргаев, П. М. Неорганическая химия : учебное пособие для студентов вузов по специальности «Ветеринария» / П. М. Саргаев. – Москва : КолосС, 2004. – 271 с.
12. Романцева, Л. М. Сборник задач и упражнений по общей химии / Л. М. Романцева, З. Л. Лещинская, В. А. Суханова. – Москва : Высшая школа, 1991. – 288 с.
13. Холод, В. М. Основы аналитической химии : учебное пособие для студентов вузов по специальности «Ветеринарная фармация» / В. М. Холод, Т. В. Пипкина, О. В. Господарик ; Витебская государственная академия ветеринарной медицины. – Витебск : ВГАВМ, 2014. – 299 с.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Таблица 1 - Основные расчетные формулы

1	Химическое количество вещества (n), моль	$n = m(\nu - \nu_a) / M(\nu - \nu_a); n = V(\nu - \nu_a) / V_m; n = N / N_A$
2	Химическое количество эквивалентов вещества ($n_{\text{Э}}$), моль	$n_{\text{Э}} = m(\nu - \nu_a) / M_{\text{Э}}(\nu - \nu_a)$
3	Изменение энтальпии в реакции при $T = 298 \text{ К}$, кДж	$\Delta H_{r,298}^{\circ} = \sum_j \nu_j \Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{прод.}) - \sum_i \nu_i \Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{исх.в} - \nu)$ $\Delta H_{r,298}^{\circ} = \sum_j \nu_j \Delta H_{\text{сгор.},298}^{\circ}(\text{исх.в} - \nu) - \sum_i \nu_i \Delta H_{\text{сгор.},298}^{\circ}(\text{прод.})$
4	Изменение энтропии в реакции при $T = 298 \text{ К}$, Дж/К	$\Delta S_{r,298}^{\circ} = \sum_j \nu_j S_{298}^{\circ}(\text{прод.}) - \sum_i \nu_i S_{298}^{\circ}(\text{исх.в} - \nu)$
5	Изменение энергии Гиббса в реакции при $T = 298 \text{ К}$, кДж	$\Delta G_{r,298}^{\circ} = \sum_j \nu_j \Delta G_{f,298}^{\circ}(\text{прод.}) - \sum_i \nu_i \Delta G_{f,298}^{\circ}(\text{исх.в} - \nu).$
6	Изменение энергии Гиббса в реакции при температуре T , кДж	$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$
7	Связь энергии Гиббса и константы химического равновесия реакции	$\Delta G = - 2,3 R \cdot T \cdot \lg K_p$
8	Скорость реакции (v), моль/(л·с)	$v = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$
9	Кинетическое уравнение (закон действующих масс)	$v = k \cdot C_A^n \cdot C_B^m$
10	Правило Вант-Гоффа	$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$
11	Уравнение Аррениуса	$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$
12	Закон Генри	$C = K \cdot p$
13	Закон Сеченова	$\ln \frac{S_0}{S} = K \cdot C(\text{эл} - \text{та})$
14	Массовая доля (ω), %	$\omega = \frac{m(\nu - \nu_a)}{m(p - p_a)} \cdot 100\%$

15	Объемная доля (φ), %	$\varphi = \frac{V(v - va)}{V(p - pa)} \cdot 100\%$
16	Молярная (молярная) доля (x), %	$x = \frac{n(v - va)}{\sum_i n_i} \cdot 100\%$
17	Молярная концентрация (C_M), моль/л	$C_M = \frac{n(v - va)}{V(p - pa)} = \frac{m(v - va)}{M(v - va) \cdot V(p - pa)}$
18	Молярная концентрация эквивалента, эквивалентная (C_H), моль/л	$C_H = \frac{n_{\text{э}}(v - va)}{V(p - pa)} = \frac{m(v - va)}{M_{\text{э}}(v - va) \cdot V(p - pa)}$
19	Молярная концентрация (C_m), моль/кг	$C_m = \frac{n(v - va)}{m(p - ля)} = \frac{m(v - va)}{M(v - va) \cdot m(p - ля)}$
20	Титр (T), г/мл	$T = \frac{m(v - va)}{V(p - pa)}; \quad T = \frac{C_H \cdot M_{\text{э}}(v - va)}{1000}$
21	Осмотическое давление для растворов неэлектролита и электролита, кПа	$P_{\text{осм.}} = C_M \cdot R \cdot T; \quad P_{\text{осм.}} = i \cdot C_M \cdot R \cdot T$
22	Первый закон Рауля для растворов неэлектролита и электролита	$\Delta p = x \cdot p_0; \quad \Delta p = i \cdot x \cdot p_0.$
23	Второй закон Рауля для растворов неэлектролита и электролита	$\Delta t_{\text{зам}} = K \cdot C_m; \quad \Delta t_{\text{зам}} = i \cdot K \cdot C_m$ $\Delta t_{\text{кун.}} = E \cdot C_m; \quad \Delta t_{\text{кун.}} = i \cdot E \cdot C_m$
24	Связь изотонического коэффициента (i) и степени диссоциации (α)	$i = \alpha \cdot (n - 1) + 1$
25	Закон разбавления Оствальда	$K_{\text{д}} = \frac{C \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$
26	Активность иона электролита (a_i), моль/л	$a_i = f_i \cdot C_{Mi}$
27	Коэффициент активности иона электролита (f_i)	$\lg f_i = -0,5 \cdot z_i^2 \cdot \sqrt{I}$
28	Ионная сила раствора (I), моль/л	$I = \frac{1}{2} \sum_i C_{Mi} \cdot z_i^2,$

29	Водородный показатель (pH)	$pH = -\lg a(H^+); \quad pH = -\lg [H^+]$
30	Ионное произведение воды	$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$
31	pH для кислотной буферной системы (уравнение Гендерсона-Гассельбаха)	$pH = pK_{\Delta(кис-ты)} - \lg \frac{C(кислоты)}{C(соли)}$
32	pH для основной буферной системы (уравнение Гендерсона-Гассельбаха)	$pH = 14 - pK_{\Delta(основ.)} + \lg \frac{C(основания)}{C(соли)}$
33	Буферная емкость (B), моль/л	$B = \frac{n}{\Delta pH}$
34	Порог коагуляции (C_{пор.}), ммоль/л	$C_{пор} = \frac{C(эл-та) \cdot V(эл-та)}{V(эл-та) + V(золя)} \cdot 1000$
35	Электродный потенциал, E , В (уравнение Нернста)	$E = E^0 + \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln a_{Me^{z+}}; \quad E = E^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C_{Me^{z+}}$
36	Электродный потенциал окислительно-восстановительной системы (E), В	$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg \frac{C(Ox)}{C(Red)}$
37	Электродвижущая сила (ЭДС) ΔE , В	$\Delta E = E(окислит.) - E(восстанов.)$
38	Связь ЭДС с энергией Гиббса	$\Delta G = -n \cdot F \cdot \Delta E$
39	Связь ЭДС с константой равновесия реакции	$\lg K = \frac{\Delta E^0 \cdot n}{0,059}$
40	Закон эквивалентов в титриметрическом анализе	$C_H(титр.) \cdot V(титр.) = C_H(X) \cdot V(X)$
41	Закон Бугера-Ламберта-Бера	$A = \varepsilon \cdot C \cdot l$

Таблица 2 - Условные обозначения и постоянные

Символ	Физическая величина (ед. измер.)
N	Число частиц (молекул, атомов, ионов, электронов)
N_A	Число Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹)
V	Объем (дм ³ , л)
V_m	Молярный объем (22,4 моль/л)
m	Масса вещества (кг)
M	Молярная масса вещества (атомов, ионов) (г/моль)
R	Универсальная газовая постоянная (8,314 Дж/(моль·К))
T	Абсолютная температура (t °С + 273)
F	Постоянная Фарадея (~ 96500 Кл/моль)
E	Эбулиоскопическая константа ((К·кг)/моль)
K	Криоскопическая константа ((К·кг)/моль)

Таблица 3 – Номенклатура кислот и соответствующих им солей

Кислота		Анион	
Формула	Название	Формула	Название
HF	фтороводородная (плавиковая)	F ⁻	фторид
HCl*	хлороводородная (соляная)	Cl ⁻	хлорид
HBr*	бромоводородная	Br ⁻	бромид
HI*	иодоводородная	I ⁻	иодид
HNO ₂	азотистая	NO ₂ ⁻	нитрит
HNO ₃ *	азотная	NO ₃ ⁻	нитрат
HClO	хлорноватистая	ClO ⁻	гипохлорит
HClO ₂	хлористая	ClO ₂ ⁻	хлорит
HClO ₃ *	хлорноватая	ClO ₃ ⁻	хлорат
HClO ₄ *	хлорная	ClO ₄ ⁻	перхлорат
HMnO ₄ *	марганцевая	MnO ₄ ⁻	перманганат
CH ₃ COOH	уксусная	CH ₃ COO ⁻	ацетат
H ₂ S	сероводородная	HS ⁻ S ²⁻	гидросульфид сульфид
H ₂ SO ₃	сернистая	HSO ₃ ⁻ SO ₃ ²⁻	гидросульфит сульфит
H ₂ SO ₄ *	серная	HSO ₄ ⁻ SO ₄ ²⁻	гидросульфат сульфат
H ₂ CO ₃	угольная	HCO ₃ ⁻ CO ₃ ²⁻	гидрокарбонат карбонат
H ₂ SiO ₃	кремниевая	HSiO ₃ ⁻ SiO ₃ ²⁻	гидросиликат силикат
H ₂ S ₂ O ₃	тиосерная	S ₂ O ₃ ²⁻	тиосульфат
HCN	циановодородная (синильная)	CN ⁻	цианид
HSCN	тиоциановодородная	SCN ⁻	тиоцианат
H ₃ PO ₄	фосфорная	H ₂ PO ₄ ⁻ HPO ₄ ²⁻ PO ₄ ³⁻	дигидрофосфат гидрофосфат фосфат
H ₃ BO ₃	борная	BO ₃ ³⁻	борат
HOI	йодноватистая	IO ⁻	гипоиодит
HOI ₃ *	йодноватая	IO ₃ ⁻	иодат
HOI ₄ *	йодная	IO ₄ ⁻	периодат
HBrO	бромноватистая	BrO ⁻	гипобромит
HBrO ₃ *	бромноватая	BrO ₃ ⁻	бромат
H ₂ SeO ₃	селенистая	SeO ₃ ²⁻	селенит
H ₂ MnO ₄ *	марганцовистая	MnO ₄ ²⁻	манганат
H ₄ P ₂ O ₇	пирофосфорная	P ₂ O ₇ ⁴⁻	пирофосфат
H ₃ PO ₃	фосфористая	PO ₃ ³⁻	фосфит

* - отмечены кислоты – сильные электролиты

Таблица 4 – Растворимость веществ в воде

Анионы	Катионы																		
	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Str 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
J ⁻	р	р	р	р	—	н	р	р	р	р	р	н	р	р	н	—	н	—	р
NO ₃ ⁻	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	—	р	р	р	р	р
CH ₃ COO ⁻	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	—	р	—	р	—	р
S ²⁻	р	р	р	р	н	н	—	р	р	р	н	н	—	н	н	н	н	н	н
SO ₃ ²⁻	р	р	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	—	—	н	н	н	—	н
SO ₄ ²⁻	р	р	р	р	р	м	р	м	н	н	р	—	р	р	н	—	р	р	р
CO ₃ ²⁻	р	р	р	р	—	н	н	н	н	н	н	—	—	—	н	н	н	—	н
SiO ₃ ²⁻	р	р	р	—	—	—	н	н	н	н	н	—	н	—	н	—	н	н	н
CrO ₄ ²⁻	р	р	р	р	н	н	р	м	м	н	н	н	—	—	н	н	н	—	—
PO ₄ ³⁻	н	р	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н
OH ⁻	р	р	р	р	н	—	н	м	м	р	н	—	н	н	н	н	н	н	н

Таблица 5 – Термодинамические константы некоторых веществ

Вещество	Состояние	$\Delta H_{f,298}^{\circ} \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$\Delta G_{f,298}^{\circ} \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$S_{298}^{\circ} \frac{\text{Дж}}{\text{мольК}}$
AgCl	кр.	-126,78	-109,54	96,23
AgNO ₃	кр.	-124,52	-33,60	140,92
Al	кр.	0	0	28,33
Al ₂ O ₃	кр.	-1675,69	-1582,27	50,92
Al ₂ (SO ₄) ₃	кр.	-3441,80	-3100,87	239,20
BaCO ₃	кр.	-1210,85	-1132,77	112,13
BaSO ₄	кр.	-1458,88	-1348,43	132,21
Br ₂	ж.	0	0	152,21
C(графит)	кр.	0	0	5,74
CO	г.	-110,53	-137,15	197,55
CO ₂	г.	-393,51	-394,37	213,66
COCl ₂	г.	-219,50	-205,31	283,64
CaC ₂	кр.	-59,83	-64,85	69,96
CaCO ₃	кр.	-1206,83	-1128,35	91,71
CaO	кр.	-635,09	-603,46	38,07
Ca(OH) ₂	кр.	-985,12	-897,52	83,39

Вещество	Состояние	$\Delta H_{f,298}^{\circ} \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$\Delta G_{f,298}^{\circ} \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$S_{298}^{\circ} \frac{\text{Дж}}{\text{мольК}}$
Cl ₂	г.	0	0	222,98
CuO	кр.	-162,00	-134,26	42,63
CuSO ₄	кр.	-770,90	-661,79	109,20
Fe	кр.	0	0	27,15
Fe ₂ O ₃	кр.	-822,16	-740,34	87,45
H ₂	г.	0	0	130,52
HF	г.	-273,30	-275,41	173,67
H ₂ O	г.	-241,81	-228,61	188,72
H ₂ O	ж.	-285,83	-237,23	69,95
HCl	г.	-92,31	-95,30	186,79
HNO ₃	ж.	-173,00	-79,90	156,16
H ₃ PO ₄	кр.	-1279,05	-1119,20	110,50
H ₂ S	г.	-20,60	-33,50	205,70
H ₂ SO ₄	ж.	-813,99	-690,14	156,90
K	кр.	0	0	64,18
K ₂ CO ₃	кр.	-1150,18	-1064,87	155,52
KOH	кр.	-424,72	-379,22	79,28
Mg	кр.	0	0	32,68
MgO	кр.	-601,49	-569,27	27,07
Mg(OH) ₂	кр.	-924,66	-833,75	63,18
MgCO ₃	кр.	-1095,85	-1012,15	65,10
N ₂	г.	0	0	191,50
NH ₃	г.	-45,94	-16,48	192,66
N ₂ O	г.	82,01	104,12	219,83
NO	г.	91,26	87,58	210,64
NO ₂	г.	34,19	52,29	240,06
NH ₄ Cl	кр.	-314,22	-203,22	95,81
NaOH	кр.	-426,35	-380,29	64,43
O ₂	г.	0	0	205,04
S(ромб.)	кр.	0	0	31,92
SO ₂	г.	-296,90	-300,21	248,07
SO ₃	г.	-395,85	-371,17	256,69
Ti	кр.	0	0	30,66
TiO ₂	кр.	-943,9	-889,49	50,23
ZnCl ₂	кр.	-415,05	-369,39	111,46
ZnS	кр.	-205,18	-200,44	57,66
CH ₄	г.	-74,85	-50,85	186,27
CH ₃ OH	г.	-201,00	-162,38	239,76
C ₂ H ₆	г.	-84,67	-32,93	229,49
C ₂ H ₅ OH	ж.	-276,98	-174,15	160,67

Вещество	Состояние	$\Delta H_{f,298}^{\circ} \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$\Delta G_{f,298}^{\circ} \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$S_{298}^{\circ} \frac{\text{Дж}}{\text{мольК}}$
CH ₃ CHO	г.	-166,00	-132,95	264,20
CH ₃ COOH	ж.	-486,09	-389,36	159,83
C ₃ H ₈ O ₃ глицерин	ж.	-668,60	-477,07	204,47
C ₄ H ₈ O ₂ этилацетат	ж.	-479,03	-332,74	259,41
C ₄ H ₈ O ₂ масляная к-та	ж.	-524,30	-376,69	255,00
C ₄ H ₂ O ₄ щавелевая к-та	кр.	-829,94	-701,73	120,08
C ₄ H ₄ O ₄ малеиновая к-та	кр.	-790,61	-631,20	159,41
C ₄ H ₄ O ₄ фумаровая к-та	кр.	-811,07	-653,65	166,10
CO(NH ₂) ₂ мочеви́на	кр.	-333,17	-197,15	104,60
C ₂ H ₅ NO ₂ глицин	кр.	-524,67	-366,84	109,20
C ₃ H ₆ O ₃ молочная к-та	aq	-686,0	-539,0	222,0
C ₆ H ₁₂ O ₆ D- глюкоза	aq	-1263,8	-917,0	269,5
C ₆ H ₁₂ O ₆ D- глюкоза	кр.	-1274,5	-910,6	212,1
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ сахароза	кр.	-2222,12	-1544,70	360,24

Таблица 6 – Стандартные энтальпии сгорания веществ

Соединение			$\Delta H_{сгор,298}^{\circ}$ кДж/моль
Формула	Название	Агрегатное состояние	
H ₂	Водород	г.	-285,83
C	Углерод	графит	-393,51
CO	Оксид углерода (II)	г.	-282,92
CS ₂	Сероуглерод	ж.	-1075,29
H ₂ S	Сероводород	г.	-578,98
CH ₄	Метан	г.	-890,31
CH ₃ Cl	Хлорметан	г.	-759,94
CH ₂ O	Метаналь	г.	-561,07
CH ₃ I	Иодметан	ж.	-810,44
CH ₃ OH	Метанол	ж.	-726,60
CO(NH ₂) ₂	Мочевина	к.	-632,20
C ₂ H ₆	Этан	г.	-1559,88
C ₂ H ₂	Ацетилен	г.	-1299,63
C ₂ H ₄	Этилен	г.	-1410,97
C ₂ H ₅ OH	Этанол	ж.	-1370,68

Соединение			$\Delta H_{\text{сгор}, 298}^{\circ}$ кДж/моль
Формула	Название	Агрегатное состояние	
C ₂ H ₅ OH	Этанол	г.	-1412,86
C ₃ H ₈ (OH) ₃	Глицерин	ж.	-1661,05
C ₄ H ₈ O ₂	Этилацетат	ж.	-2246,39
C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅	Диэтиловый эфир	г.	-2726,71
CH ₃ COH	Уксусный альдегид	г.	-1193,07
CH ₃ COOH	Уксусная кислота	ж.	-874,58
C ₆ H ₆	Бензол	ж.	-3301,51
C ₆ H ₅ COOH	Бензойная кислота	ж.	-3226,70
C ₆ H ₁₂ O ₆	α-глюкоза	кр.	-2802,04
C ₆ H ₁₂ O ₆	β-фруктоза	кр.	-2827,0
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	Сахароза	кр.	-5646,73
C ₆ H ₅ OH	Фенол	кр.	-3063,52
NH ₂ CH ₂ COOH	Глицин	кр.	- 976,72

Таблица 7 – Произведение растворимости некоторых малорастворимых электролитов в водных растворах при 298 К

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

Таблица 8 – Константы диссоциации кислот и оснований K_d (298 К)

Название	Формула	pK_d	K_d
Азотистая кислота	HNO_2	3,30	$5,10 \cdot 10^{-4}$
Аскорбиновая кислота	$\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$	4,00	$9,12 \cdot 10^{-5}$
Бензойная кислота	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	4,20	$6,31 \cdot 10^{-5}$
Борная кислота	H_3BO_3	9,23	$5,83 \cdot 10^{-10}$
Винная кислота	$\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6$	3,00	$9,12 \cdot 10^{-4}$
Гемоглобин	Hh	8,20	$6,31 \cdot 10^{-9}$
Иодноватистая кислота	HIO	10,60	$2,30 \cdot 10^{-11}$
Молочная кислота	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$	3,86	$1,37 \cdot 10^{-4}$
Муравьиная кислота	HCOOH	3,75	$1,77 \cdot 10^{-4}$
Мышьяковая кислота, K_1	H_3AsO_4	2,22	$6,00 \cdot 10^{-3}$
Мышьяковистая кислота, K_1	H_3AsO_3	9,30	$5,10 \cdot 10^{-10}$
Оксигемоглобин	HhO_2	6,95	$1,12 \cdot 10^{-7}$
Пероксид водорода, K_1	H_2O_2	11,26	$2,40 \cdot 10^{-12}$
Пропионовая кислота	$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$	4,87	$1,35 \cdot 10^{-5}$
Селенистая кислота, K_1	H_2SeO_3	2,62	$2,40 \cdot 10^{-3}$
K_2	HSeO_3^-	8,32	$4,80 \cdot 10^{-9}$
Сернистая кислота, K_1	H_2SO_3	1,78	$1,66 \cdot 10^{-2}$
K_2	HSO_3^-	7,20	$6,31 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная кислота, K_1	H_2S	6,96	$1,00 \cdot 10^{-7}$
K_2	HS^-	11,44	$3,63 \cdot 10^{-12}$
Угольная кислота, K_1	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	6,35	$4,45 \cdot 10^{-7}$
K_2	HCO_3^-	10,33	$4,68 \cdot 10^{-11}$
Уксусная кислота	CH_3COOH	4,75	$1,75 \cdot 10^{-5}$
Фенол	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	10,00	$1,00 \cdot 10^{-10}$
Фосфорная кислота, K_1	H_3PO_4	2,15	$7,11 \cdot 10^{-3}$
K_2	H_2PO_4^-	7,20	$6,34 \cdot 10^{-8}$
K_3	HPO_4^{2-}	11,90	$1,26 \cdot 10^{-12}$
Фтороводородная кислота	HF	3,18	$6,60 \cdot 10^{-4}$
Хлорноватистая кислота	HClO	7,55	$2,82 \cdot 10^{-8}$
Хромовая кислота, K_1	H_2CrO_4	0,96	$1,10 \cdot 10^{-1}$
K_2	HCrO_4^-	6,50	$3,20 \cdot 10^{-7}$
Циановодородная кислота	HCN	9,00	$1,00 \cdot 10^{-9}$
Щавелевая кислота, K_1	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	1,19	$6,46 \cdot 10^{-2}$
K_2	HC_2O_4^-	4,30	$5,18 \cdot 10^{-5}$
Аммиака раствор	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	4,75	$1,76 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид бария, K_2	Ba(OH)_2	0,73	$2,3 \cdot 10^{-1}$
Гидроксид кальция, K_2	Ca(OH)_2	1,40	$4,0 \cdot 10^{-2}$
Гидроксид лития	LiOH	0,17	$6,8 \cdot 10^{-1}$
Гидроксид свинца (II), K_1	Pb(OH)_2	3,02	$9,55 \cdot 10^{-4}$
K_2	PbOH^+	7,54	$3,00 \cdot 10^{-8}$
Гидроксид серебра (I)	AgOH	2,30	$5,0 \cdot 10^{-3}$
Гидроксид цинка, K_1	Zn(OH)_2	4,36	$4,4 \cdot 10^{-5}$
K_2	ZnOH^+	8,72	$1,5 \cdot 10^{-9}$

Таблица 9 – Стандартные электродные потенциалы (298 К)

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	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^0$	+0,34
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,78	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	+0,27
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\bar{e} \rightarrow$ $\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,69	$\text{AgCl} + \bar{e} \rightarrow \text{Ag} + \text{Cl}^-$	+0,22
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2 +$ $2\text{H}_2\text{O}$	+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
$\text{I}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{I}^-$	+0,53	$\text{K}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{K}^{\circ}$	- 2,92
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightarrow 4\text{OH}^-$	+0,40	$\text{Li}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Li}^0$	- 3,05

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																	
	A I B	A II B	A III B	A IV B	A V B	A VI B	A VII B	A	VIII	B								
1	(H)							H Hydrogenium Водород	He Helium Гелий									
2	Li Lithium Литий	Be Beryllium Бериллий	B Borum Бор	C Carboneum Углерод	N Nitrogenium Азот	O Oxygenium Кислород	F Fluorium Фтор	Ne Neon Неон	Ar Argon Аргон									
3	Na Natrium Натрий	Mg Magnesium Магний	Al Aluminium Алюминий	Si Silicium Кремний	P Phosphorus Фосфор	S Sulfur Сера	Cl Chlorium Хлор	Ar Argon Аргон										
4	K Kalium Калий	Ca Calcium Кальций	Sc Scandium Скандий	Ti Titanium Титан	V Vanadium Ванадий	Cr Chromium Хром	Mn Manganum Марганец	Fe Ferrum Железо	Co Cobaltum Кобальт	Ni Niccolum Никель								
	Cu Cuprum Медь	Zn Zincum Цинк	Ga Galium Галлий	Ge Germanium Германий	As Arsenicum Мышьяк	Se Selenium Селен	Br Bromum Бром	Kr Krypton Криптон										
5	Rb Rubidium Рубидий	Sr Strontium Стронций	Y Yttrium Иттрий	Zr Zirconium Цирконий	Nb Niobium Ниобий	Mo Molybdaenum Молибден	Tc Technetium Технеций	Ru Ruthenium Рутений	Rh Rhodium Родий	Pd Palladium Палладий								
	Ag Argentum Серебро	Cd Cadmium Кадмий	In Indium Индий	Sn Stannum Олово	Sb Stibium Сурьма	Te Tellurium Теллур	I Iodum Иод	Xe Xenon Ксенон										
6	Cs Caesium Цезий	Ba Barium Барий	La* Lanthanum Лантан	Hf Hafnium Гафний	Ta Tantalum Тантал	W Wolframium Вольфрам	Re Rhenium Рений	Os Osmium Осмий	Ir Iridium Иридий	Pt Platinum Платина								
	Au Aurum Золото	Hg Hydrargyrum Ртуть	Tl Thallium Таллий	Pb Plumbum Свинец	Bi Bismuthum Висмут	Po Polonium Полоний	At Astatium Астат	Rn Radon Радон										
7	Fr Francium Франций	Ra Radium Радий	Ac** Actinium Актиний	Rf Rutherfordium Резерфордий	Db Dubnium Дубний	Sg Seaborgium Сиборгий	Bh Bohrium Борий	Hs Hassium Хассий	Mt Meitnerium Мейтнерий									
формулы высших оксидов	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄										
формулы летучих однородных соединений				RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH											
ЛАНТАНОИДЫ*	Ce Cesium Цезий	Pr Praseodymium Прозермий	Nd Neodymium Неодим	Pm Promethium Прометий	Sm Samarium Самарий	Eu Europium Европий	Gd Gadolinium Гадолиний	Tb Terbium Тербий	Dy Dysprosium Диспрозий	Ho Holmium Гольмий	Er Erbium Эрбий	Tm Thulium Туллий	Yb Ytterbium Иттербий	Lu Lutetium Лютеций				
АКТИНОИДЫ**	Th Thorium Торий	Pa Protactinium Протактиний	U Uranium Уран	Np Neptunium Нептуний	Pu Plutonium Плутоний	Am Americium Америций	Cm Curium Курций	Bk Berkelium Беркелий	Cf Californium Калифорний	Es Einsteinium Эйнштейний	Fm Fermium Фермий	Md Mendelevium Менделевий	No Nobelium Нобелий	Lr Lawrencium Лавренций				



Учебное издание

**Холод Валерий Михайлович,
Постраш Ирина Юрьевна**

**ОБЩАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.
ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ
РАБОТЫ СТУДЕНТОВ**

Учебно-методическое пособие

3-е издание, переработанное

Ответственный за выпуск И. Ю. Постраш
Технический редактор О. В. Луговая
Компьютерный набор И. Ю. Постраш
Компьютерная верстка Т. А. Никитенко
Корректор Т. А. Никитенко

Подписано в печать 23.01.2023. Формат 60×84 1/16.
Бумага офсетная. Ризография.
Усл. печ. л. 6,0. Уч.-изд. л. 3,23. Тираж 270 экз. Заказ 2339.

Издатель и полиграфическое исполнение:
учреждение образования «Витебская ордена «Знак Почета»
государственная академия ветеринарной медицины».
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий № 1/ 362 от 13.06.2014.
ЛП №: 02330/470 от 01.10.2014 г.
Ул. 1-я Доватора, 7/11, 210026, г. Витебск.
Тел.: (0212) 48-17-82.
E-mail: rio@vsavm.by
<http://www.vsavm.by>