

X3
C-50

РОССИЙСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ – МСХА имени К.А. ТИМИРЯЗЕВА

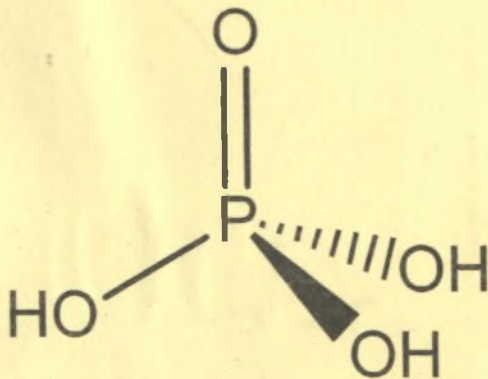
Кафедра неорганической и аналитической химии

С.Н. Смарыгин, Н.Л. Багнавец, И.В. Дайдакова

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебное пособие
для самостоятельной работы студентов

Часть 1
Теоретические основы



Москва 2008

Российский государственный аграрный университет –
Московская сельскохозяйственная академия
имени К.А. Тимирязева

Кафедра неорганической и аналитической химии

С.Н. Смарыгин, Н.Л. Багнавец, И.В. Дайдакова

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебное пособие для самостоятельной работы студентов

Часть 1
Теоретические основы

*Рекомендовано Учебно-методическим объединением вузов
Российской Федерации в качестве учебного пособия
для студентов, обучающихся по направлениям
агрономического образования*

Москва
Издательство
РГАУ – МСХА имени К.А. Тимирязева
2008

УДК 546.0(075.8)
ББК 24.1я7
С50

Рецензенты: зав. кафедрой неорганической и аналитической химии Вологодской государственной молочно-хозяйственной академии им. Н.В. Верещагина, доцент, кандидат химических наук **М.Н. Щеглова**; зав. кафедрой органической химии Российского государственного аграрного университета – МСХА имени К.А. Тимирязева, профессор, доктор химических наук **Н.М. Пржевальский**.

Смарыгин С.Н., Багнавец Н.Л., Дайдакова И.В.

С50 Неорганическая химия. Уч. пособие для самостоят. работы студентов. Ч. 1. Теоретические основы. М.: Изд-во РГАУ – МСХА имени К.А. Тимирязева, 2008. 263 с.

ISBN 978-5-9675-0233-0

Первая часть пособия состоит из девяти глав, каждая из которых включает в себя контрольные вопросы, примеры решения задач и тридцать вариантов индивидуальных заданий по важнейшим разделам неорганической химии, таким как: стехиометрические расчеты, скорость и энергетика химических реакций, химическое равновесие, способы выражения состава растворов, растворы электролитов, водородный показатель, строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева, химическая связь, окислительно-восстановительные реакции, комплексные соединения. Пособие снабжено словарем основных терминов и определений и приложениями, в которых приведены необходимые для решения задач справочные величины.

© Коллектив авторов, 2008
© ФГОУ ВПО РГАУ – МСХА
имени К.А. Тимирязева, 2008
© Издательство РГАУ – МСХА
имени К. А. Тимирязева, 2008

ПРЕДИСЛОВИЕ

Данное учебное пособие предназначено для студентов, обучающихся по направлениям «Агрохимия и агропочвоведение», «Агрономия» и по специальности «Технология производства и переработки сельскохозяйственной продукции». Оно отражает тенденцию к переносу центра тяжести учебной деятельности с аудиторных занятий на самостоятельную внеаудиторную работу студентов. Главными задачами этого пособия являются:

- 1) организация регулярной самостоятельной работы студентов над курсом неорганической химии;
- 2) помощь студентам в овладении этим сложным курсом;
- 3) создание для преподавателей возможности систематического контроля самостоятельной работы студентов.

Данное учебное пособие по объему и содержанию соответствует учебнику Д.А. Князева и С.Н. Смарыгина «Неорганическая химия». Оно состоит из 9 глав, имеющих одинаковую структуру. В начале каждой главы пособия указано, какие главы или разделы учебника следует изучить, прежде чем приступить к решению задач или ответам на вопросы пособия. За ссылками на главы учебника следуют вопросы для подготовки к коллоквиуму, которые позволяют студенту самостоятельно проверить уровень освоения материала учебника и подготовиться к ожидающему его в аудитории контролю знаний в форме контрольной работы, тестов или коллоквиума. Следующим разделом каждой главы являются примеры решений задач. Для удобства работы студентов примеры сгруппированы по типам задач. Там, где это возможно, даются алгоритмы решений. Все главы заканчиваются тридцатью вариантами индивидуальных заданий, каждое из которых состоит из пяти вопросов и задач. Общее число задач и вопросов в индивидуальных заданиях составляет 1350. Каждому студенту при выполнении индивидуального задания придется столкнуться с 45 задачами и вопросами.

При составлении индивидуальных заданий и примеров решений авторы стремились продемонстрировать студентам, готовящимся стать специалистами сельского хозяйства, практическую значимость фактологических знаний и навыков теоретического анализа и расчета химических процессов и систем, которые они приобретают при изучении курса неорганической химии, и тем самым способствовать формированию у студентов положительной мотивации к изучению этого сложного курса. Для достижения этих целей в условиях задач рассмотрены реальные химические системы и процессы, играющие

важную роль в агропромышленном комплексе, в биологии и экологии, в производстве минеральных удобрений.

Методические рекомендации для студентов

Данное учебное пособие дополняет учебник Д.А. Князева и С.Н. Смаригина «Неорганическая химия» (3-е издание увидело свет в издательстве «Дрофа» в 2005 году) и предназначено для организации и контроля самостоятельной внеаудиторной работы студентов. Работая над этим пособием, его авторы старались изложить материал в наиболее доступной для студентов форме. Пособие включает в себя девять глав. Каждая глава начинается с перечня глав и разделов учебника Д.А. Князева и С.Н. Смаригина, которые необходимо изучить или повторить для того, чтобы ответить на вопросы и решить задачи. Затем приводятся вопросы для подготовки к контрольному коллоквиуму, которые позволяют студентам сфокусировать свое внимание на важнейших фактах и закономерностях, приведенных в изучаемых главах. В примерах решения рассмотрены наиболее часто встречающиеся типовые задачи, расположенные в порядке возрастания их сложности. При работе с пособием рекомендуется решать все задачи изучаемого раздела последовательно, одну за другой, и не переходить к последующей задаче, не поняв решения предыдущей. Если же изучать примеры решений выборочно, отыскивая только те из них, которые подобны задачам из домашнего задания, то можно оказаться в сложной ситуации на контрольной работе, которая завершает работу над каждым из разделов данного пособия.

Каждое домашнее задание должно быть выполнено на отдельном листе бумаги, в верхней части которого указывают фамилию студента, номер группы, название факультета и номер варианта домашнего задания. Под фамилией следует начертить пять клеток размером 1×1 см:

--	--	--	--	--

В эти клетки заносят ответы после решения задач. Ниже располагают подробные решения задач обязательно с подстановкой всех чисел в расчетные формулы. Это необходимо для того, чтобы облегчить последующий разбор допущенных ошибок с преподавателем. При решении задач рекомендуется использовать те значения справочных величин, которые приведены в приложениях к данному учебному пособию.

Глава 1. СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ РАСЧЕТЫ

Изучить: главу 2 учебника.

1.1. ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К КОЛЛОКВИУМУ

1. Что изучает стехиометрия?
2. Что такое стехиометрические коэффициенты и стехиометрические индексы?
3. Что такое моль?
4. Как вычислить молярную массу вещества?
5. Как читается закон сохранения массы веществ в химической реакции?
6. Как читаются законы кратных отношений, постоянства состава и простых объемных отношений? Для всех ли веществ справедливы эти законы?
7. Как читается закон эквивалентов?
8. Что такое химический эквивалент?
9. Что такое фактор эквивалентности?
10. Как вычислить молярную массу эквивалента вещества?

1.2. ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Расчеты количеств вещества, масс и объемов реагентов и продуктов реакции, а также расчеты количественного состава вещества называют стехиометрическими расчетами. Такие расчеты основаны на законах стехиометрии. В них оперируют понятиями моль, молярная масса вещества и молярный объем газа.

Если известна масса вещества, то количество вещества $n(\text{В})$ в молях можно вычислить при помощи уравнения

$$n(\text{В}) = \frac{m(\text{В})}{M(\text{В})},$$

где $m(\text{В})$ – масса вещества, г; $M(\text{В})$ – его молярная масса, г/моль. Буквой В в этом и последующих уравнениях обозначена химическая формула любого вещества.

Пример 1.1. Вычислите количество вещества хлорида натрия, содержащегося в одной пачке поваренной соли массой 1 кг. Содержанием примесей пренебречь.

Решение.

$$\left. \begin{array}{l} m(\text{NaCl}) = 1 \text{ кг} \\ n(\text{NaCl}) = ? \end{array} \right| \begin{array}{l} \text{Для расчета количества вещества хлорида натрия} \\ \text{NaCl воспользуемся уравнением} \end{array}$$

$$n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})}.$$

Массу хлорида натрия в это уравнение нужно подставить в граммах: $1 \text{ кг} = 1000 \text{ г}$. Молярную массу вычисляем как сумму молярных масс атомов натрия и хлора, взятых с точностью до десятых долей: $M(\text{NaCl}) = 23,0 + 35,5 = 58,5 \text{ г/моль}$. Подставляем эти числовые значения в уравнение и производим расчет:

$$n(\text{NaCl}) = \frac{1000}{58,5} = 17,1 \text{ моль}.$$

Ответ: в пачке поваренной соли содержится 17,1 моль хлорида натрия.

Если известен объем газа, измеренный при нормальных условиях (н.у.), то количество вещества этого газа $n(\text{В})$ можно вычислить при помощи уравнения

$$n(\text{В}) = \frac{V(\text{В})}{V_M},$$

где $V(\text{В})$ – объем газа, л; V_M – молярный объем газа, равный 22,4 л/моль.

Пример 1.2. В 1 л воды при температуре 0°C и давлении 1 атм растворяется 48,9 мл кислорода. Какое количество вещества этого газа растворяется в 1 л воды при указанных условиях?

Решение.

$$\left. \begin{array}{l} V(\text{O}_2) = 48,9 \text{ мл} \\ V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ л} \\ p = 1 \text{ атм} \\ T = 0^\circ\text{C} \end{array} \right| \begin{array}{l} \text{Приведенные в условиях задачи температура и да-} \\ \text{вление соответствуют нормальным условиям, поэто-} \\ \text{му для расчета количества вещества кислорода } \text{O}_2 \\ \text{можно воспользоваться уравнением} \end{array}$$
$$n(\text{O}_2) = ? \quad n(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_M}.$$

Принимая во внимание, что объем газа в этом уравнении должен быть выражен в литрах и что $1 \text{ мл} = 10^{-3} \text{ л}$, переводим объем раство-

ряющегося кислорода в литры: $48,9 \text{ мл} = 4,89 \cdot 10^{-2} \text{ л}$. Производим расчет:

$$n(\text{O}_2) = \frac{4,89 \cdot 10^{-2}}{22,4} = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ моль.}$$

Ответ: в 1 л воды при н.у. растворяется $2,2 \cdot 10^{-3}$ моль газообразного кислорода.

Задачи на расчеты по уравнениям реакций

Уравнение химической реакции показывает количественные соотношения между реагентами, вступающими в реакцию, и продуктами, образующимися в результате этой реакции. Эти количественные соотношения выражаются стехиометрическими коэффициентами. При помощи химического уравнения можно вычислить:

1) массу, количество вещества или объем реагента, вступающего в реакцию с данной массой, данным количеством вещества или данным объемом другого реагента (см. пример 1.3);

2) массу, количество вещества или объем реагента, которые нужно взять для получения заданной массы, заданного количества вещества или заданного объема продукта реакции (см. пример 1.4);

3) выход продукта реакции (см. пример 1.5).

Пример 1.3. Вычислите объем (н.у.) азота, который вступает в реакцию с 20,82 г металлического лития.

Решение.

$m(\text{Li}) = 20,82 \text{ г}$	Решение задачи начинаем с составления уравнения реакции:	$6 \text{ Li} + \text{N}_2 = 2 \text{ Li}_3\text{N.}$
$V(\text{N}_2) = ?$		

Затем вычислим количество вещества металлического лития:

$$n(\text{Li}) = \frac{m(\text{Li})}{M(\text{Li})},$$
$$n(\text{Li}) = \frac{20,82}{6,94} = 3 \text{ моль.}$$

Из уравнения реакции видно, что 6 моль лития вступают в реакцию с 1 моль азота, т.е. количество вещества вступающего в реакцию азота в шесть раз меньше, чем количество вещества реагирующего с ним азота:

$$n(\text{N}_2) = 1/6 n(\text{Li}),$$

$$n(\text{N}_2) = \frac{3}{6} = 0,5 \text{ моль.}$$

Объем вступающего в реакцию азота можно вычислить с использованием молярного объема газов:

$$V(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) \cdot V_{\text{м}},$$

$$V(\text{N}_2) = 0,5 \cdot 22,4 = 11,2 \text{ л.}$$

Ответ: 11,2 л.

Пример 1.4. Сколько граммов фосфора нужно взять для получения 28,4 г оксида фосфора (V)?

Решение.

$m(\text{P}_4\text{O}_{10}) = 28,4 \text{ г}$ $m(\text{P}) = ?$	Решение задачи начинаем с составления уравнения реакции: $4\text{P} + 5\text{O}_2 = \text{P}_4\text{O}_{10}$
--	---

Затем вычисляем количество вещества оксида фосфора (V):

$$n(\text{P}_4\text{O}_{10}) = \frac{m(\text{P}_4\text{O}_{10})}{M(\text{P}_4\text{O}_{10})},$$

$$n(\text{P}_4\text{O}_{10}) = \frac{28,4}{283,9} = 0,1 \text{ моль.}$$

Из уравнения реакции видно, что из 4 моль фосфора можно получить 1 моль оксида фосфора (V), т.е. количество вещества вступающего в реакцию фосфора в четыре раза больше, чем количество вещества образующегося P_4O_{10} :

$$n(\text{P}) = 4n(\text{P}_4\text{O}_{10}),$$

$$n(\text{P}) = 4 \cdot 0,1 = 0,4 \text{ моль.}$$

Для расчета массы вступающего в реакцию фосфора нужно воспользоваться молярной массой этого вещества:

$$m(\text{P}) = n(\text{P}) \cdot M(\text{P}),$$

$$m(\text{P}) = 0,4 \cdot 31,0 = 12,4 \text{ г.}$$

Ответ: 12,4 г.

Задачи, приведенные в примерах 1.3 и 1.4, решаются по общему алгоритму, который применим ко всем подобным задачам:

- 1) составить уравнение реакции;
- 2) вычислить количество вещества того из реагентов или продуктов, для которого в условиях задачи даны масса или объем;

3) определить, пользуясь стехиометрическими коэффициентами в уравнении реакции, соотношение между вычисленным количеством вещества реагента или продукта и количеством вещества реагента или продукта, массу или объем которого требуется найти по условию задачи;

4) вычислить искомую массу или искомый объем с использованием соответственно молярной массы или молярного объема.

Пример 1.5. Через колонну, заполненную катализатором, при температуре 500°C и давлении 25 МПа пропустили газовую смесь, состоящую из 22,4 м³ азота и 67,2 м³ водорода. В результате реакции образовалось 8,96 л аммиака. Вычислите выход продукта реакции. (Объемы газов измерены при нормальных условиях).

Решение.

$$T = 500^{\circ}\text{C}$$

$$p = 25 \text{ МПа}$$

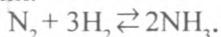
$$V(\text{N}_2) = 22,4 \text{ м}^3$$

$$V(\text{H}_2) = 67,2 \text{ м}^3$$

$$V(\text{NH}_3) = 8,96 \text{ м}^3$$

$$\eta = ?$$

Решение задачи начинаем с составления уравнения реакции:



Затем находим количества вещества реагентов (азота и водорода) и продукта реакции (аммиака), предварительно переведя объемы газов из кубических метров в литры ($1 \text{ м}^3 = 1000 \text{ л}$):

$$n(\text{N}_2) = \frac{V(\text{N}_2)}{V_{\text{м}}},$$

$$n(\text{N}_2) = \frac{22400}{22,4} = 1000 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_{\text{м}}},$$

$$n(\text{H}_2) = \frac{67200}{22,4} = 3000 \text{ моль};$$

$$n_{\text{практ}}(\text{NH}_3) = \frac{V(\text{NH}_3)}{V_{\text{м}}},$$

$$n_{\text{практ}}(\text{NH}_3) = \frac{8960}{22,4} = 400 \text{ моль}.$$

Из уравнения реакции видно, что с 1 моль азота реагируют 3 моль водорода, т.е. количество вещества водорода в три раза больше количества вещества азота:

$$n(\text{H}_2) = 3n(\text{N}_2).$$

Именно такое соотношение количеств вещества водорода и азота имеет место в газовой смеси, о которой идет речь в условиях задачи. Такие смеси, в которых соотношения компонентов совпадают с отношениями стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции, называют стехиометрическими. В стехиометрических смесях ни один из компонентов не содержится в избытке, поэтому расчет можно вести по любому из компонентов, например, по азоту.

В соответствии с уравнением реакции из 1 моль азота можно получить 2 моль аммиака, т.е. количество вещества аммиака, которое теоретически можно получить в результате реакции, в два раза больше количества вещества азота:

$$n_{\text{теор}}(\text{NH}_3) = 2n(\text{N}_2),$$

$$n_{\text{теор}}(\text{NH}_3) = 2 \cdot 1000 = 2000 \text{ моль}.$$

Практический выход аммиака η можно вычислить как отношение количества вещества аммиака, которое получено практически $n_{\text{практ}}(\text{NH}_3)$, к количеству вещества аммиака, которое можно получить теоретически при условии полного превращения реагентов в продукты:

$$\eta = \frac{n_{\text{практ}}(\text{NH}_3)}{n_{\text{теор}}(\text{NH}_3)},$$

$$\eta = \frac{400}{2000} = 0,2 \text{ или } 20\%.$$

Ответ: 20%.

Задачи на расчет массовой доли химического элемента в соединении

Вычислить массовую долю элемента в соединении можно, воспользовавшись уравнением

$$\omega(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{m(\text{соединения})}.$$

Массовая доля – безразмерная величина. Она может быть выражена в долях единицы и в процентах. Приведенное выше уравнение позволя-

ет вычислить массовую долю в долях единицы. Для того чтобы получить массовую долю в процентах, следует воспользоваться уравнением

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(\text{соединения})} 100\%.$$

Пример 1.6. Вычислите массовую долю азота (%) в аммиачной селитре.

Решение.

NH_4NO_3 $\omega(\text{N}) = ?$	Аммиачная селитра – это техническое название азотного удобрения, представляющего собой нитрат аммония NH_4NO_3 .
--	--

Молярная масса нитрата аммония $M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80,0$ г/моль. Из химической формулы нитрата аммония видно, что 1 моль NH_4NO_3 содержит 2 моль атомов азота. Следовательно, массовую долю азота в нитрате аммония можно вычислить по уравнению:

$$\omega(\text{N}) = \frac{2M(\text{N})}{M(\text{NH}_4\text{NO}_3)} 100\%,$$

$$\omega(\text{N}) = \frac{2 \cdot 14,0}{80,0} 100\% = 35\%.$$

Следует отметить, что в данном примере расчет производился при условии, что аммиачная селитра не содержит примесей и состоит только из чистого нитрата аммония. Реальные, выпускаемые промышленностью, удобрения всегда содержат примеси, поэтому содержание в них элементов питания будет меньше, чем найденное путем расчета по химической формуле.

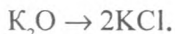
Ответ: 35%.

Пример 1.7. Вычислите массовую долю калия (%) в пересчете на K_2O в хлористом калии.

Решение

KCl $\omega(\text{K}_2\text{O}) = ?$	Хлористый калий – это техническое название калийного удобрения, основным компонентом которого является хлорид калия KCl . Это название сохранилось из отмененной ныне русской номенклатуры химических соединений.
--	--

Выражать массовую долю элемента в пересчете на его оксид принято в агрохимии и минералогии. Для того, чтобы произвести такой пересчет, нужно составить схему превращения оксида калия в хлорид калия и уравнивать при помощи стехиометрических коэффициентов число атомов калия в левой и правой частях этой схемы:



Из этой схемы видно, что одинаковое число атомов калия содержится в 1 моль оксида калия и 2 моль хлорида калия, поэтому расчет следует производить по уравнению:

$$\omega(\text{K}_2\text{O}) = \frac{M(\text{K}_2\text{O})}{2M(\text{KCl})} 100\%,$$

$$\omega(\text{K}_2\text{O}) = \frac{94,2}{2 \cdot 74,6} 100\% = 63,1\%.$$

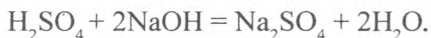
Ответ: 63,1%.

Задачи на определение химического эквивалента

Химический эквивалент одного и того же вещества может быть различным в зависимости от того, в какую реакцию вступает это вещество. Поэтому в условиях задачи, связанной с определением химического эквивалента, фактора эквивалентности и молярной массы эквивалента, обязательно должно быть сказано, о какой реакции идет речь.

Пример 1.8. Какая частица является химическим эквивалентом серной кислоты в реакции ее полной нейтрализации?

Решение. Серная кислота H_2SO_4 – это двухосновная кислота. Ее полная нейтрализация достигается, когда оба катиона водорода из состава ее молекулы взаимодействуют с гидроксид-ионами. Другими словами, полная нейтрализация кислоты происходит, если она взаимодействует с основанием, взятым в избытке. Примером реакции, в результате которой полностью нейтрализуется серная кислота, может служить ее взаимодействие с гидроксидом натрия при условии, что на 1 моль H_2SO_4 приходится не менее 2 моль NaOH :



Данная реакция относится к числу кислотно-основных реакций, в которых эквивалентом вещества является реальная или условная частица, эквивалентная одному катиону водорода. Частица эквивалентна одному катиону водорода, если она реагирует как один катион водорода или вступает в реакцию с одним катионом водорода. В рассматриваемой реакции каждая молекула серной кислоты реагирует так, что в реакцию вступают два катиона водорода из ее состава, следовательно, ее эквивалентом служит условная, не существующая на самом деле, частица $1/2$ молекулы H_2SO_4 .

Ответ: $1/2$ молекулы H_2SO_4 .

Следует отметить, что для одноосновных кислот, например, для азотной HNO_3 , хлороводородной HCl , уксусной CH_3COOH , химическим эквивалентом в любой кислотно-основной реакции будет реальная частица – молекула этой кислоты, так как при диссоциации молекулы одноосновной кислоты может образовываться и вступать в реакцию только один катион водорода.

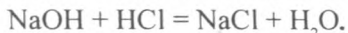
Аналогично обстоит дело и в случае однокислотных оснований, к числу которых относится, например, гидроксид натрия NaOH . Электролитическая диссоциация гидроксида натрия описывается уравнением



Гидроксид-ион в кислотно-основных реакциях эквивалентен катиону водорода H^+ , так как в любой кислотно-основной реакции с одним катионом H^+ реагирует один анион OH^- . Понятно, что химический эквивалент однокислотных оснований не будет меняться в зависимости от того, в какую кислотно-основную реакцию вступает это основание. Однако какая же частица будет эквивалентом гидроксида натрия в любой кислотно-основной реакции? В отличие от рассмотренных выше кислот, которые могут существовать в молекулярной форме, гидроксид натрия и другие сильные основания – кристаллические вещества, в кристаллах которых нет молекул, а есть только чередующиеся в строго определенном порядке катионы металла и гидроксид-ионы. Для кристаллических веществ вводится понятие формульной единицы. Формульная единица содержит в своем составе столько атомов или ионов, сколько их записано в химической формуле вещества. Например, формульная единица гидроксида натрия состоит из одного катиона натрия и одного гидроксид-иона.

Пример 1.9. Какая частица является химическим эквивалентом гидроксида натрия в его реакции с хлороводородной кислотой?

Решение. Гидроксид натрия вступает в реакцию



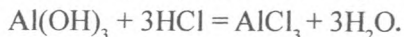
Так как в состав каждой формульной единицы гидроксида натрия входит один анион OH^- , который реагирует с одним катионом водорода, то эквивалентом гидроксида натрия является одна формульная единица NaOH .

Ответ: формульная единица NaOH .

Пример 1.10. Какая частица является химическим эквивалентом гидроксида алюминия в его реакции с избытком хлороводородной кислоты.

Решение. Гидроксид алюминия представляет собой неорганический полимер, в котором нет отдельных молекул $\text{Al}(\text{OH})_3$. Поэтому в этом случае также следует говорить не о молекулах, а о формульных единицах вещества.

При взаимодействии с избытком хлороводородной кислоты происходит полная нейтрализация гидроксида алюминия:



При этом из состава каждой формульной единицы $\text{Al}(\text{OH})_3$ в реакцию вступают три гидроксид-иона OH^- . Каждый гидроксид-ион взаимодействует с одним катионом водорода, поэтому эквивалентом гидроксида алюминия является условная частица $1/3$ формульной единицы $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Ответ: $1/3$ формульной единицы $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Большинство солей представляют собой ионные кристаллы, в которых нет отдельных молекул, поэтому в случае солей также говорят не о молекулах, а о формульных единицах. Каждый катион металла из состава соли эквивалентен в кислотно-основной реакции такому числу катионов водорода, которое равно заряду этого катиона: однозарядный катион металла эквивалентен одному катиону водорода, двухзарядный катион металла эквивалентен двум катионам водорода и т.д. Поэтому для того, чтобы сказать, какая частица будет эквивалентом соли, нужно знать, сколько катионов металла из состава каждой формульной единицы соли вступают в реакцию и каков заряд каждого прореагировавшего катиона.

Пример 1.11. Какая частица является химическим эквивалентом сульфата алюминия в его реакции с гидроксидом аммония, в результате которой образуется гидроксид алюминия?

Решение. Реакция, о которой идет речь в условии задачи, описывается уравнением



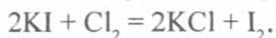
Из состава каждой формульной единицы соли вступают в реакцию два катиона Al^{3+} . Заряд катиона алюминия равен +3, поэтому он эквивалентен трем катионам водорода. Следовательно формульная единица сульфата алюминия эквивалентна шести катионам водорода, а ее химический эквивалент – это условная частица $1/6$ формульной единицы $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Ответ: $1/6$ формульной единицы $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

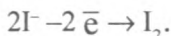
В окислительно-восстановительных реакциях химическим эквивалентом вещества является частица, эквивалентная одному электрону.

Пример 1.12. Какая частица является эквивалентом иодида калия при его окислении хлорной водой?

Решение. При взаимодействии растворенного иодида калия с хлорной водой происходит реакция



В результате этой реакции каждый иодид-ион теряет один электрон:



Каждая формульная единица иодида калия включает в свой состав один иодид-ион. Следовательно, эквивалентом иодида калия в данной окислительно-восстановительной реакции является формульная единица KI.

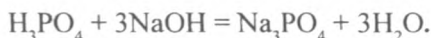
Ответ: формульная единица KI.

Задачи на определение фактора эквивалентности

Из рассмотренных выше примеров ясно, что *фактор эквивалентности для кислот равен единице, деленной на число катионов водорода из состава молекулы кислоты, вступающих в данную кислотно-основную реакцию.*

Пример 1.13. Определите фактор эквивалентности ортофосфорной кислоты в реакции ее полной нейтрализации.

Решение. Полная нейтрализация фосфорной кислоты происходит, например, при ее взаимодействии с избытком гидроксида натрия:



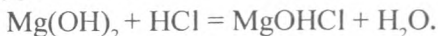
Из уравнения видно, что из состава каждой молекулы ортофосфорной кислоты вступают в реакцию три катиона водорода. Следовательно, эквивалентом ортофосфорной кислоты является условная частица - 1/3 реально существующей молекулы H_3PO_4 , а фактор эквивалентности равен 1/3.

Ответ: 1/3.

В реакциях нейтрализации с одним гидроксид-ионом всегда реагирует один катион водорода. Поэтому для оснований *фактор эквивалентности равен единице, деленной на число гидроксид-ионов из состава формульной единицы основания, вступающих в данную кислотно-основную реакцию.*

Пример 1.14. Определите фактор эквивалентности гидроксида магния в реакции с хлороводородной кислотой, в результате которой образуется основная соль MgOHCl .

Решение. В условии задачи речь идет о реакции, которая описывается уравнением



Из состава каждой формульной единицы гидроксида магния в реакцию вступает только один гидроксид-ион, следовательно, эквивалентом гидроксида магния является формульная единица $\text{Mg}(\text{OH})_2$, а фактор эквивалентности равен $1/1 = 1$.

Ответ: 1.

Для солей фактор эквивалентности равен единице, деленной на произведение числа катионов (или анионов) из состава формульной единицы соли, вступивших в данную реакцию, и модуля заряда прореагировавшего катиона (или аниона).

Пример 1.15. Определите фактор эквивалентности сульфата меди (II) в реакции с гидроксидом натрия, в результате которой образуется гидроксид меди.

Решение. В условии задачи речь идет о реакции, которая описывается уравнением

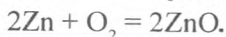


Из состава формульной единицы сульфата меди (II) в реакцию вступает один двухзарядный катион меди, который реагирует с двумя гидроксид-ионами и, следовательно, эквивалентен двум катионам водорода. Таким образом, формульная единица этой соли эквивалентна двум катионам водорода, и химическим эквивалентом соли служит условная частица $1/2$ формульной единицы CuSO_4 . Фактор эквивалентности сульфата меди (II) в данной реакции равен $1/2$.

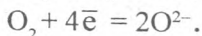
Ответ: $1/2$.

В окислительно-восстановительных реакциях фактор эквивалентности окислителя равен единице, деленной на число принимаемых им электронов, а фактор эквивалентности восстановителя равен единице, деленной на число отдаваемых им электронов.

Пример 1.16. Определите факторы эквивалентности окислителя и восстановителя в реакции

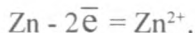


Решение. В этой реакции окислителем служит молекула кислорода, которая присоединяет четыре электрона:



Следовательно, фактор эквивалентности окислителя равен $1/4$.

Восстановителем в этой реакции является атом цинка, который отдает два электрона:



Следовательно, фактор эквивалентности восстановителя равен 1/2.

Ответ: 1/4 и 1/2.

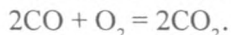
Задачи на расчет молярной массы эквивалента

Чтобы вычислить молярную массу эквивалента нужно знать фактор эквивалентности данного вещества в данной реакции и молярную массу этого вещества. Произведение двух этих величин равно молярной массе эквивалента данного вещества.

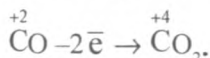
Пример 1.17. Вычислите молярную массу эквивалента монооксида углерода при его окислении до диоксида углерода.

Решение.

Окисление монооксида углерода [оксида углерода (II)] до диоксида углерода [оксида углерода (IV)] описывается уравнением



В этой окислительно-восстановительной реакции степень окисления углерода увеличивается с +2 до +4, т.е. каждая молекула CO отдает два электрона:



Следовательно, эквивалентом монооксида углерода является условная частица 1/2 молекулы CO, а фактор эквивалентности равен 1/2. Для расчета молярной массы эквивалента монооксида углерода воспользуемся уравнением:

$$M(1/2\text{CO}) = f_{\text{экв}}(\text{CO}) M(\text{CO}),$$

$$M(1/2\text{CO}) = 1/2 \cdot 28,0 = 14 \text{ г/моль}.$$

Ответ: 14 г/моль.

1.3. ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Вариант 1

1. Сколько килограммов двойного суперфосфата можно получить из 62 кг ортофосфата кальция.

2. Разберите пример расчета, приведенный в табл. 2.1 учебника, и, пользуясь этим образцом, определите, в каком отношении находятся между собой массы кислорода, приходящиеся на одну и ту же массу серы в диоксиде и триоксиде серы. Какой закон стехиометрии иллюстрирует Ваш расчет?

3. Вычислите массовую долю (%) азота в цианамиде кальция.

4. Какая частица является химическим эквивалентом фтороводородной кислоты, если она вступает в реакцию с избытком гидроксида натрия?

5. Вычислите молярную массу эквивалента гидроксида бария в реакции его полной нейтрализации.

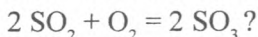
Вариант 2

1. Какой объем (м^3) углекислого газа образуется при прокаливании 125,1 кг известняка, содержащего 80% карбоната кальция? Объем газа вычислить при нормальных условиях.

2. Напишите уравнение реакции горения аммиака. Какими небольшими целыми числами выражается отношение объемов реагирующих между собой газов и газообразных продуктов реакции? Какому закону стехиометрии подчиняется полученное Вами соотношение?

3. Вычислите массовую долю (%) калия в пересчете на K_2O в сульфате калия.

4. Какая частица является эквивалентом диоксида серы в реакции



5. Вычислите молярную массу эквивалента ортофосфорной кислоты, если она вступает в реакцию полной нейтрализации.

Вариант 3

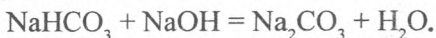
1. Какой объем (н.у.) стехиометрической газовой смеси водорода и кислорода был взорван, если в результате реакции образовалось 18 мл жидкой воды?

2. Разберите пример расчета, приведенный в табл. 2.1 учебника, и, пользуясь этим образцом, определите, в каком отношении находятся между собой массы водорода, приходящиеся на одну и ту же массу азота в аммиаке и гидразине. Какой закон стехиометрии иллюстрирует Ваш расчет?

3. Вычислите массовую долю (%) азота в аммиаке.

4. Какая частица является эквивалентом фосфористой кислоты в реакции ее полной нейтрализации?

5. Вычислите молярную массу эквивалента гидрокарбоната натрия в реакции



Вариант 4

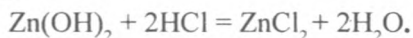
1. Сколько килограммов сульфата аммония можно получить при поглощении серной кислотой 44,8 л аммиака (н.у.), содержащегося в коксовом газе?

2. Рассчитайте число молекул диазота, содержащихся в 1 л этого газа при нормальных условиях. Проведите аналогичный расчет для диоксида азота. Различаются ли между собой полученные Вами числа? Какому закону стехиометрии соответствуют результаты Ваших расчетов?

3. Вычислите массовую долю (%) фосфора в пересчете на P_2O_5 в кормовом фосфате, техническое название которого динатрийфосфат.

4. Какая частица является эквивалентом гидроксида бария в реакции его полной нейтрализации?

5. Вычислите молярную массу эквивалента гидроксида цинка в реакции



Вариант 5

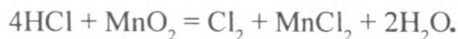
1. Какой объем (л) сероводорода выделится при взаимодействии в воде 150 г сульфида алюминия? Объем газа вычислить при нормальных условиях.

2. Проанализируйте условия задач, приведенных под номерами 2 в Вариантах № 1 и 3. Из каких частиц (молекул или ионов) состоят вещества, о которых говорится в этих задачах? Подчиняются ли эти вещества закону постоянства состава? Можно ли сказать, что эти вещества являются нестехиометрическими соединениями?

3. Вычислите массовую долю (%) фосфора в пересчете на P_2O_5 в кормовом фосфате, техническое название которого диаммонийфосфат.

4. Какая частица является эквивалентом ортомышьяковой кислоты в реакции ее полной нейтрализации?

5. Вычислите молярную массу эквивалента хлороводорода в реакции



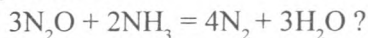
Вариант 6

1. Сколько литров (н.у.) сероводорода образуется при взаимодействии с водой 92,21 г сульфида кремния?

2. Напишите уравнение реакции каталитического окисления аммиака. Какими небольшими целыми числами выражается отношение объемов реагирующих между собой газов и газообразных продуктов реакции? Какому закону стехиометрии подчиняется полученное Вами соотношение?

3. Вычислите массовую долю (%) фосфора в пересчете на P_2O_5 в простом суперфосфате.

4. Какая частица является химическим эквивалентом оксида азота в реакции



5. Вычислите молярную массу эквивалента ортофосфорной кислоты, если она вступает в реакцию с гидроксидом натрия, в результате которой образуется дигидроортофосфат натрия.

Вариант 7

1. Сколько граммов хлорида аммония можно получить из 11,2 л (н.у.) аммиака?

2. Разберите пример расчета, приведенный в табл. 2.1 учебника, и, пользуясь этим образцом, определите, в каком отношении находятся между собой массы кислорода, приходящиеся на одну и ту же массу фосфора в гексаоксиде тетрафосфора и декаоксиде тетрафосфора. Какой закон стехиометрии иллюстрирует Ваш расчет?

3. Вычислите массовую долю (%) фосфора (в пересчете на P_2O_5) и азота в диаммофосе.

4. Какая частица является эквивалентом селеноводородной кислоты в реакции ее полной нейтрализации?

5. Вычислите молярную массу эквивалента сульфита натрия в реакции



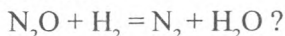
Вариант 8

1. В лабораторных условиях азот можно получить при разложении дихромата аммония. Сколько литров (н.у.) азота можно получить из 126 г этой соли?

2. Вычислите плотности газообразных монооксида и диоксида углерода при нормальных условиях. Найдите их отношение. Найдите отношение молярных масс этих газов. Сравните полученные Вами отношения. Различаются ли они между собой? Следствием какого закона стехиометрии является полученное Вами соотношение?

3. Вычислите массовую долю (%) фосфора в пересчете на P_2O_5 в диаммофосе.

4. Какая частица является химическим эквивалентом оксида азота в реакции



5. Вычислите молярную массу эквивалента ортофосфорной кислоты, если она вступает в реакцию с гидроксидом натрия, в результате которой образуется гидроортофосфат натрия.

Вариант 9

1. Сколько граммов карборунда можно получить из 30,04 г диоксида кремния, если выход составляет 75%?

2. Разберите пример расчета, приведенный в табл. 2.1 учебника, и, пользуясь этим образцом, определите, в каком отношении находятся между собой массы кислорода, приходящиеся на одну и ту же массу хлора в монооксиде дихлора и диоксиде хлора. Какой закон стехиометрии иллюстрирует Ваш расчет?

3. Вычислите массовую долю (%) азота в сульфате аммония.

4. Какая частица является эквивалентом селенистой кислоты в реакции ее полной нейтрализации?

5. Вычислите молярную массу эквивалента бромоводородной кислоты в реакции



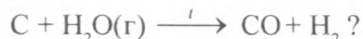
Вариант 10

1. Сколько граммов диоксида кремния можно получить из 44,8 л (н.у.) моносилана?

2. Напишите уравнение реакции горения сероводорода. Какими небольшими целыми числами выражается отношение объемов реагирующих между собой газов и газообразных продуктов реакции? Какому закону стехиометрии подчиняется полученное Вами соотношение?

3. Вычислите массовую долю (%) азота в диаммофосе.

4. Какая частица является химическим эквивалентом углерода в реакции



5. Вычислите молярную массу эквивалента фосфорноватистой кислоты, если она вступает в реакцию с гидроксидом натрия, в результате которой образуется гипофосфит натрия.

Вариант 11

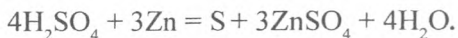
1. Сколько граммов карбоната аммония можно получить при пропускании 112 л (н.у.) углекислого газа через раствор аммиака в воде?

2. Проанализируйте условия задач, приведенных под номерами 2 в Вариантах № 7 и 9. Из каких частиц (молекул или ионов) состоят вещества, о которых говорится в этих задачах? Подчиняются ли эти вещества закону постоянства состава? Можно ли сказать, что эти вещества являются нестехиометрическими соединениями?

3. Вычислите массовую долю (%) кристаллизационной воды, содержащейся в преципитате.

4. Какая частица является эквивалентом селеновой кислоты в реакции ее полной нейтрализации?

5. Вычислите молярную массу эквивалента серной кислоты в реакции



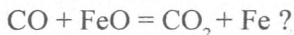
Вариант 12

1. Сколько граммов метгидроксида алюминия можно получить из 2 моль гидроксида алюминия?

2. Вычислите плотности газообразных аммиака и монофосфина при нормальных условиях. Найдите их отношение. Найдите отношение молярных масс этих газов. Сравните полученные Вами отношения. Различаются ли они между собой? Следствием какого закона стехиометрии является полученное Вами соотношение?

3. Вычислите массовую долю (%) фосфора в пересчете на P_2O_5 в двойном суперфосфате.

4. Какая частица является химическим эквивалентом монооксида углерода в реакции



5. Вычислите молярную массу эквивалента фосфористой кислоты, если она вступает в реакцию с гидроксидом натрия, в результате которой образуется гидрофосфит натрия.

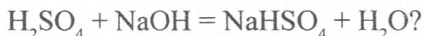
Вариант 13

1. Сколько граммов оксида алюминия можно получить из 2 моль метгидроксида алюминия?

2. Разберите пример расчета, приведенный в табл. 2.1 учебника, и, пользуясь этим образцом, определите, в каком отношении находятся между собой массы хлора, приходящиеся на одну и ту же массу кислорода в монооксиде дихлора и диоксиде хлора. Какой закон стехиометрии иллюстрирует Ваш расчет?

3. Вычислите массовую долю (%) кристаллизационной воды, содержащейся в двойном суперфосфате.

4. Какая частица является эквивалентом серной кислоты в реакции



5. Вычислите молярную массу эквивалента серной кислоты в реакции



Вариант 14

1. Сколько литров фосфина (н.у.) можно получить при взаимодействии 89 г фосфида алюминия с хлороводородной кислотой?

2. Напишите уравнение реакции каталитического окисления оксида азота (II) до оксида азота (IV). Какими небольшими целыми числами выражается отношение объемов реагирующих между собой газов и газообразных продуктов реакции? Какому закону стехиометрии подчиняется полученное Вами соотношение?

3. Вычислите массовую долю (%) кристаллизационной воды, содержащейся в простом суперфосфате.

4. Какая частица является химическим эквивалентом монооксида углерода в реакции



5. Вычислите молярную массу эквивалента фосфористой кислоты, если она вступает в реакцию с гидроксидом натрия, в результате которой образуется фосфит натрия.

Вариант 15

1. Сколько литров водорода (н.у.) можно получить при растворении 26,98 г алюминия в избытке хлороводородной кислоты?

2. Разберите пример расчета, приведенный в табл. 2.1 учебника, и, пользуясь этим образцом, определите, в каком отношении находятся между собой массы водорода, приходящиеся на одну и ту же массу фосфора в монофосфине и дифосфине. Какой закон стехиометрии иллюстрирует Ваш расчет?

3. Вычислите массовую долю (%) азота в мочеvine.

4. Какая частица является эквивалентом теллуrowодородной кислоты в реакции ее полной нейтрализации?

5. Вычислите молярную массу эквивалента диоксида серы в реакции



Вариант 16

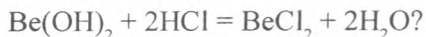
1. Сколько граммов алюминия прореагировало с раствором гидроксида натрия, взятым в избытке, если в результате реакции образовалось 33,6 л водорода, объем которого измерен при нормальных условиях?

2. Вычислите плотности газообразных фтороводорода и хлороводорода при нормальных условиях. Найдите их отношение. Найдите отношение молярных масс этих газов. Сравните полученные Вами

отношения. Различаются ли они между собой? Следствием какого закона стехиометрии является полученное Вами соотношение?

3. Вычислите массовую долю (%) фосфора в пересчете на P_2O_5 в фосфоритной муке.

4. Какая частица является эквивалентом гидроксида бериллия в реакции



5. Вычислите молярную массу эквивалента уксусной кислоты, если она вступает в реакцию с гидроксидом натрия, в результате которой образуется ацетат натрия.

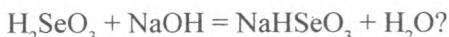
Вариант 17

1. Сколько литров метана (н.у.) можно получить при взаимодействии в воде 72 г карбида алюминия?

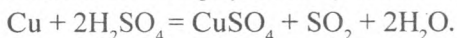
2. Проанализируйте условия задач, приведенных под номерами 2 в Вариантах № 13 и 15. Из каких частиц (молекул или ионов) состоят вещества, о которых говорится в этих задачах? Подчиняются ли эти вещества закону постоянства состава? Можно ли сказать, что эти вещества являются нестехиометрическими соединениями?

3. Вычислите массовую долю (%) фосфора в пересчете на P_2O_5 в диаммофосе.

4. Какая частица является эквивалентом селенистой кислоты в реакции



5. Вычислите молярную массу эквивалента меди в реакции



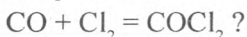
Вариант 18

1. Сколько граммов метаборной кислоты можно получить из 2 моль ортоборной кислоты?

2. Напишите уравнение реакции взаимодействия монооксида азота с водородом. Какими небольшими целыми числами выражается отношение между объемами реагирующих между собой газов и газообразных продуктов реакции? Какому закону стехиометрии подчиняется полученное Вами соотношение?

3. Вычислите массовую долю (%) фосфора в пересчете на P_2O_5 в обесфторенном фосфате.

4. Какая частица является химическим эквивалентом монооксида углерода в реакции



5. Вычислите молярную массу эквивалента серной кислоты, если она вступает в реакцию с гидроксидом натрия, в результате которой образуется гидросульфат натрия.

Вариант 19

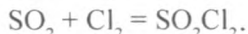
1. Сколько граммов оксида бора можно получить из 21,9 г метаборной кислоты?

2. Разберите пример расчета, приведенный в табл. 2.1 учебника, и, пользуясь этим образцом, определите, в каком отношении находятся между собой массы водорода, приходящиеся на одну и ту же массу кислорода в воде и пероксиде водорода. Какой закон стехиометрии иллюстрирует Ваш расчет?

3. Вычислите массовую долю (%) калия в пересчете на K_2O в калимагнезии.

4. Какая частица является эквивалентом иодной кислоты в реакции ее полной нейтрализации?

5. Вычислите молярную массу эквивалента диоксида серы в реакции



Вариант 20

1. Сколько литров метана (н.у.) можно получить из 48 г графита?

2. Вычислите плотности газообразных оксида диазота и монооксида азота при нормальных условиях. Найдите их отношение. Найдите отношение молярных масс этих газов. Сравните полученные Вами отношения. Различаются ли они между собой? Следствием какого закона стехиометрии является полученное Вами соотношение?

3. Вычислите массовую долю (%) калия в пересчете на K_2O в сильвините.

4. Какая частица является химическим эквивалентом гидроксида кальция в реакции его полной нейтрализации?

5. Вычислите молярную массу эквивалента карбоната натрия в реакции



Вариант 21

1. Сколько литров (н.у.) кислорода вступит в реакцию с 107,92 г алюминия при сгорании этого металла?

2. Разберите пример расчета, приведенный в табл. 2.1 учебника, и, пользуясь этим образцом, определите, в каком отношении находятся между собой массы кислорода, приходящиеся на одну и ту же

массу хлора в гексаоксиде дихлора и гептаоксиде дихлора. Какой закон стехиометрии иллюстрирует Ваш расчет?

3. Вычислите массовую долю (%) азота в натриевой селитре.

4. Какая частица является эквивалентом азотноватистой кислоты в реакции ее полной нейтрализации?

5. Вычислите молярную массу эквивалента гидроксида кальция в реакции его полной нейтрализации.

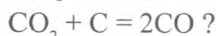
Вариант 22

1. Сколько граммов ортоборной кислоты можно получить из 0,5 моль метаборной кислоты?

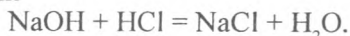
2. Напишите уравнение реакции взаимодействия оксида азота (II) с аммиаком. Какими небольшими целыми числами выражается отношение объемов реагирующих между собой газов и газообразных продуктов реакции? Какому закону стехиометрии подчиняется полученное Вами соотношение?

3. Вычислите массовую долю (%) калия в пересчете на K_2O в калийной селитре.

4. Какая частица является химическим эквивалентом диоксида углерода в реакции



5. Вычислите молярную массу эквивалента гидроксида натрия в реакции



Вариант 23

1. Сколько литров хлора (н.у.) потребуется для получения 77 г тетрахлорида углерода?

2. Проанализируйте условия задач, приведенных под номерами 2 в Вариантах № 19 и 21. Из каких частиц (молекул или ионов) состоят вещества, о которых говорится в этих задачах? Подчиняются ли эти вещества закону постоянства состава? Можно ли сказать, что эти вещества являются нестехиометрическими соединениями?

3. Вычислите массовую долю (%) калия в пересчете на K_2O в шените.

4. Какая частица является химическим эквивалентом фосфорноватистой кислоты, если она вступает в реакцию с избытком гидроксида натрия?

5. Вычислите молярную массу эквивалента карбоната натрия в реакции



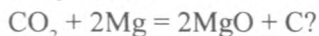
Вариант 24

1. Сколько граммов тетрабората натрия можно получить из 24,73 г ортоборной кислоты?

2. Вычислите плотности газообразных монооксида дихлора и диоксида хлора при нормальных условиях. Найдите их отношение. Найдите отношение молярных масс этих газов. Сравните полученные Вами отношения. Различаются ли они между собой? Следствием какого закона стехиометрии является полученное Вами соотношение?

3. Вычислите массовую долю (%) фосфора в пересчете на P_2O_5 в преципитате.

4. Какая частица является химическим эквивалентом диоксида углерода в реакции



5. Вычислите молярную массу эквивалента гидроксида магния в реакции его полной нейтрализации.

Вариант 25

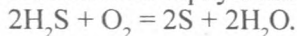
1. Сколько молей ортоборной кислоты и гидроксида натрия потребуется для получения 6,58 г метабората натрия?

2. Разберите пример расчета, приведенный в табл. 2.1 учебника, и, пользуясь этим образцом, определите, в каком отношении находятся между собой массы серы, приходящиеся на одну и ту же массу фосфора в трисульфиде тетрафосфора и декасульфиде тетрафосфора. Какой закон стехиометрии иллюстрирует Ваш расчет?

3. Вычислите массовую долю (%) калия в пересчете на K_2O в каините.

4. Какая частица является химическим эквивалентом хлороводородной кислоты, если она вступает в реакцию с избытком гидроксида натрия?

5. Вычислите молярную массу эквивалента сероводорода в реакции



Вариант 26

1. Сколько литров монооксида углерода (н.у.) можно получить из 92 г муравьиной кислоты?

2. Напишите уравнение реакции взаимодействия оксида диазота с водородом. Какими небольшими целыми числами выражается отношение объемов реагирующих между собой газов и газообразных продуктов реакции? Какому закону стехиометрии подчиняется полученное Вами соотношение?

3. Вычислите массовую долю (%) калия в пересчете на K_2O в лангбейните.

4. Какая частица является химическим эквивалентом алюминия в реакции его взаимодействия с раствором гидроксида натрия?

5. Вычислите молярную массу эквивалента трихлорида фосфора в реакции



Вариант 27

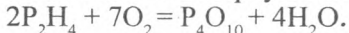
1. Сколько литров водорода (н.у.) выделяется при взаимодействии с водой 0,5 моль диборана?

2. Разберите пример расчета, приведенный в табл. 2.1 учебника, и, пользуясь этим образцом, определите, в каком отношении находятся между собой массы водорода, приходящиеся на одну и ту же массу кремния в моносилане и дисилане. Какой закон стехиометрии иллюстрирует Ваш расчет?

3. Вычислите массовую долю (%) калия в пересчете на K_2O в карналлите.

4. Какая частица является химическим эквивалентом азотистой кислоты, если она вступает в реакцию с избытком гидроксида натрия?

5. Вычислите молярную массу эквивалента дифосфина в реакции



Вариант 28

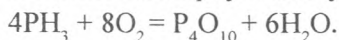
1. Сколько литров диборана (н.у.) сгорело, если в результате реакции образовалось 34,81 г оксида бора?

2. Вычислите плотности газообразных фтора и хлора при нормальных условиях. Найдите их отношение. Найдите отношение молярных масс этих газов. Сравните полученные Вами отношения. Различаются ли они между собой? Следствием какого закона стехиометрии является полученное Вами соотношение?

3. Вычислите массовую долю (%) калия в пересчете на K_2O в сильвине.

4. Какая частица является химическим эквивалентом алюминия в реакции его взаимодействия с хлороводородной кислотой?

5. Вычислите молярную массу эквивалента фосфина в реакции



Вариант 29

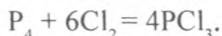
1. Сколько граммов аморфного бора можно получить при восстановлении 69,62 г оксида бора металлическим магнием при температуре $700^\circ C$?

2. Проанализируйте условия задач, приведенных под номерами 2 в Вариантах № 25 и 27. Из каких частиц (молекул или ионов) состоят вещества, о которых говорится в этих задачах? Подчиняются ли эти вещества закону постоянства состава? Можно ли сказать, что эти вещества являются нестехиометрическими соединениями?

3. Вычислите массовую долю (%) азота в кальциевой селитре.

4. Какая частица является химическим эквивалентом бромоводородной кислоты, если она вступает в реакцию с избытком гидроксида натрия?

5. Вычислите молярную массу эквивалента фосфора в реакции



Вариант 30

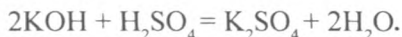
1. Сколько литров монооксида углерода (н.у.) требуется для получения 120 г мочевины?

2. Напишите уравнение реакции синтеза хлороводорода из простых веществ. Какими небольшими целыми числами выражается отношение объемов реагирующих между собой газов и газообразных продуктов реакции? Какому закону стехиометрии подчиняется полученное Вами соотношение?

3. Вычислите массовую долю (%) фосфора в пересчете на P_2O_5 в аммофосе.

4. Какая частица является химическим эквивалентом цинка в реакции его взаимодействия с хлороводородной кислотой?

5. Вычислите молярную массу эквивалента гидроксида калия в реакции



Глава 2. СКОРОСТЬ И ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Изучить: главы 3,4 и 5 учебника.

2.1. ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К КОЛЛОКВИУМУ

Вопросы по теме «Скорость химической реакции»

1. Что такое скорость химической реакции?
2. От чего зависит скорость химической реакции?
3. Как читается закон действующих масс для скорости элементарной стадии химической реакции?
4. Каков физический смысл константы скорости химической реакции?
5. Как читается правило Вант-Гоффа?
6. Что такое энергия активации?
7. Что такое катализатор?

Вопросы по теме «Химическое равновесие»

1. Что такое химическое равновесие?
2. Каковы признаки истинного химического равновесия?
3. Как читается закон действующих масс для химического равновесия?
4. Что такое константа равновесия?
5. Что гласит принцип Ле Шателье?
6. В каком направлении смещается химическое равновесие: а) при увеличении концентрации реагентов; б) при повышении температуры?
7. В каком случае равновесие в реакции с участием газообразных веществ не смещается при изменении давления?

Вопросы по теме «Энергетика химических реакций»

1. Что такое внутренняя энергия?
2. Какой общенаучный закон называют первым началом термодинамики?
3. На что расходуется теплота, подводимая к системе?
4. Что такое тепловой эффект процесса?
5. Чем термохимическое уравнение отличается от обычного химического уравнения?
6. Как выбирают стандартное состояние вещества?
7. Как читается закон Гесса?
8. Какая функция состояния характеризует меру вероятности того или иного состояния этого вещества?

9. Какая функция состояния вещества не может убывать при самопроизвольных процессах в замкнутых системах?

10. Каким образом изменяется энергия Гиббса в самопроизвольных реакциях, происходящих при постоянных давлении и температуре?

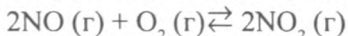
2.2. ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

В этом разделе объединены весьма разнообразные задачи по темам «Скорость химических реакций», «Энергетика химических реакций» и «Химическое равновесие». В темах «Скорость химических реакций» и «Химическое равновесие» ключевую роль играет *закон действующих масс*. В химической кинетике он выражает зависимость скорости элементарной стадии реакции от концентраций реагирующих веществ. В учении о химическом равновесии этот закон связывает равновесные концентрации реагентов и продуктов обратимой реакции. Представлены также задачи по энергетике химических реакций.

Задачи на расчет скорости химических реакций

В данном учебном пособии приведены задачи, в которых демонстрируется зависимость скорости химической реакции от концентраций реагирующих веществ и от температуры.

Пример 2.1. Вычислите среднюю скорость реакции



по NO, если исходная концентрация этого вещества составляла 1 моль/л, а через 10 секунд она стала равной 0,2 моль/л.

Решение.

$$\begin{array}{l} c_1(\text{NO}) = 1 \text{ моль/л} \\ c_2(\text{NO}) = 0,2 \text{ моль/л} \\ \Delta t = 10 \text{ с} \\ \hline \bar{v}(\text{NO}) = ? \end{array}$$

Оксид азота (II) является в данной реакции одним из реагентов. Чтобы найти среднюю скорость реакции по реагенту, нужно изменение концентрации этого вещества $\Delta c = c_2 - c_1$ разделить на Δt – величину промежутка времени, за который произошло это изменение:

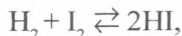
$$\bar{v}(\text{NO}) = - \frac{\Delta c}{\Delta t} = - \frac{c_2 - c_1}{\Delta t}.$$

(Знак минус перед дробью записывают для того, чтобы получить положительное значение скорости реакции)

$$\bar{v}(\text{NO}) = - \frac{0,2 - 1}{10} = 0,08 \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}.$$

Ответ: $0,08 \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}$.

Пример 2.2. Экспериментально установлено, что для реакции синтеза иодоводорода из простых веществ



несмотря на ее сложный механизм, рассмотренный в учебнике, зависимость скорости реакции от концентраций газообразного водорода и паров иода описывается уравнением

$$v = kc(\text{H}_2)c(\text{I}_2).$$

Определите, во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если концентрации обоих реагентов увеличить в два раза.

Решение.

$$c_2(\text{H}_2) = 2c_1(\text{H}_2)$$

$$c_2(\text{I}_2) = 2c_1(\text{I}_2)$$

$$v_2/v_1 = ?$$

В соответствии с приведенным в условиях задачи уравнением скорость реакции до увеличения концентраций равна

$$v_1 = kc_1(\text{H}_2)c_1(\text{I}_2).$$

После увеличения концентраций обоих реагентов в два раза она становится равной

$$v_2 = kc_2(\text{H}_2)c_2(\text{I}_2).$$

Для того чтобы определить, во сколько раз увеличилась скорость реакции, нужно v_2 разделить на v_1 :

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{kc_2(\text{H}_2)c_2(\text{I}_2)}{kc_1(\text{H}_2)c_1(\text{I}_2)}.$$

Учитывая, что концентрации обоих реагентов возросли в два раза, получаем

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k2c_1(\text{H}_2)2c_1(\text{I}_2)}{kc_1(\text{H}_2)c_1(\text{I}_2)}.$$

Числовое значение константы скорости химической реакции k не зависит от концентраций реагирующих веществ, поэтому можно сократить числитель и знаменатель дроби на эту величину. Также можно сократить их на имеющие одинаковые числовые значения концентраций $c_1(\text{H}_2)$ и $c_1(\text{I}_2)$. После сокращения получим

$$\frac{v_2}{v_1} = 4.$$

Ответ: скорость реакции увеличится в четыре раза.

Пример 2.3. Во сколько раз увеличится скорость реакции разложения озона



для которой справедливо уравнение

$$v = kc^2(\text{O}_3)$$

при увеличении давления в сосуде, в котором она протекает, в шесть раз?

Решение.

$$p_2 = 6p_1$$

$$v_2/v_1 = ?$$

Увеличить давление в сосуде можно, например, уменьшив объем реакционной смеси путем перемещения поршня, как это показано на рис. 2.1.

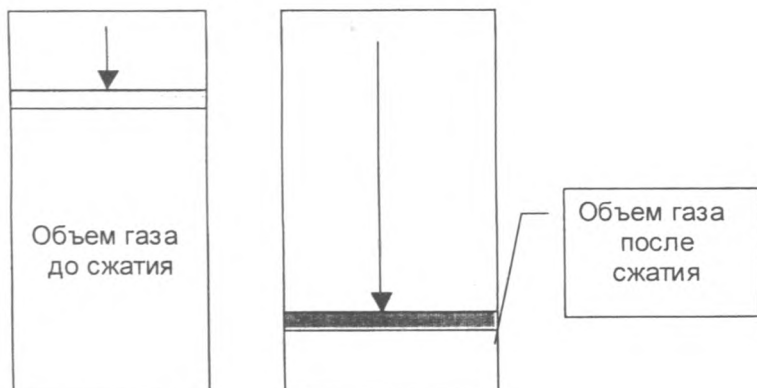


Рис. 2.1. Уменьшение объема газа при перемещении поршня в реакционном сосуде

Согласно закону Бойля-Мариотта для увеличения давления в шесть раз нужно сжать газ так, чтобы его объем уменьшился в шесть раз. При сжатии происходит возрастание числа молекул газа в единице объема, то есть увеличение концентрации. Следовательно, при увеличении давления в реакционном сосуде в шесть раз, во столько же раз возрастет и концентрация газа, находящегося в этом сосуде, т.е. $c_2(\text{O}_3) = 6c_1(\text{O}_3)$.

Для того чтобы определить, во сколько раз возрастет скорость данной реакции при увеличении давления в 6 раз, разделим большую скорость на меньшую:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{kc_2^2(O_3)}{kc_1^2(O_3)}.$$

Заменив в этом уравнении $c_2(O_3)$ на $6c_1(O_3)$, получим

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k[6c_1(O_3)]^2}{kc_1^2(O_3)}.$$

Следует обратить внимание на то, что в числителе дроби во вторую степень возводится не только $c_1(O_3)$, но и стоящий перед ней числовой множитель 6.

Раскрыв квадратные скобки, получаем

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k6^2c_1^2(O_3)}{kc_1^2(O_3)}.$$

После сокращения числителя и знаменателя на k и $c_1(O_3)$ находим, что отношение скоростей реакции разложения озона после увеличения давления и до него равно

$$\frac{v_2}{v_1} = 36.$$

Ответ: в 36 раз.

Задачи на правило Вант-Гоффа

Для решения задач, в которых рассматривается зависимость скорости химической реакции от температуры, можно воспользоваться математическим выражением правила Вант-Гоффа:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}},$$

где v_2 – скорость реакции при повышенной температуре T_2 , v_1 – скорость реакции при исходной температуре T_1 , ΔT – разность температур $T_2 - T_1$, γ – температурный коэффициент скорости реакции.

Пример 2.4. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры с 20°C до 40°C , если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

Решение.

$$\begin{array}{l} T_1 = 20^\circ\text{C} \\ T_2 = 40^\circ\text{C} \\ \gamma = 3 \end{array}$$

$$v_2/v_1 = ?$$

Подставив в математическое выражение правила Вант-Гоффа данные в условиях задачи числовые значения температур и температурного коэффициента скорости реакции, получаем

$$\frac{v_2}{v_1} = 3^{\frac{40-20}{10}} = 3^2 = 9.$$

Ответ: в 9 раз.

Пример 2.5. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 8 раз, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2?

Решение.

$\frac{v_2}{v_1} = 8$ $\gamma = 2$ $\Delta T = ?$	Подставив в математическое выражение правила Вант-Гоффа данные в условиях задачи числовые значения отношения скоростей и температурного коэффициента скорости реакции, получаем
	$8 = 2^{\frac{\Delta T}{10}}.$

Для того чтобы найти числовое значение разности температур ΔT , нужно прологарифмировать полученное уравнение:

$$\lg 8 = \frac{\Delta T}{10} \lg 2.$$

Десятичные логарифмы чисел 8 и 2 можно найти при помощи калькулятора, компьютера (воспользовавшись программой «Калькулятор») или таблиц мантисс десятичных логарифмов. Подставив в уравнение округленные значения логарифмов, получаем

$$0,903 = \frac{\Delta T}{10} 0,301.$$

Решаем это уравнение относительно ΔT :

$$\Delta T = \frac{0,903}{0,301} 10 = 30.$$

Ответ: на 30°.

Пример 2.6. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 60° скорость реакции возросла в 4000 раз.

Решение.

$\frac{v_2}{v_1} = 4000$ $\Delta T = 60^\circ$ $\gamma = ?$	Подставив в математическое выражение правила Вант-Гоффа данные в условиях задачи числовые значения отношения скоростей и разности температур, получаем
	$4000 = \gamma^{\frac{60}{10}} = \gamma^6.$

Решаем это уравнение относительно температурного коэффициента скорости реакции:

$$\gamma = \sqrt[6]{4000}.$$

Для того чтобы осуществить вычисления, нужно прологарифмировать это уравнение:

$$\lg \gamma = \frac{1}{6} \lg 4000 = \frac{1}{6} 3,60 = 0,60.$$

Так как десятичный логарифм числа – это показатель степени, в которую нужно возвести 10, чтобы получить данное число, для вычисления γ возводим 10 в степень 0,60:

$$\gamma = 10^{0,60} = 3,98.$$

Ответ: 3,98.

Задачи по расчету равновесных концентраций и констант равновесия

Для решения задач этого типа необходимо хорошо усвоить закон действующих масс для химического равновесия.

В условиях таких задач, как правило, содержится много числовых значений концентраций реагентов и продуктов реакции. При этом следует различать исходные $c_{\text{исх}}$ и равновесные $c_{\text{равн}}$ концентрации. Исходные или начальные концентрации – это концентрации, которые имели место в реакционной смеси до начала протекания прямой реакции в момент смешения реагентов. Для каждого из реагентов начальная концентрация имеет самое большое числовое значение, так как в результате протекания прямой реакции концентрации реагентов убывают (рис. 2.2).



Рис. 2.2. Изменение концентрации реагента в ходе реакции

Следует подчеркнуть, что в данном пособии приведены только такие задачи, в которых исходные концентрации продуктов реакции равны нулю, т.е. реакционные смеси в начальный момент всегда состоят только из реагентов, формулы которых записаны в левой части уравнения реакции.

Равновесные концентрации – это концентрации веществ в системе, в которой установилось химическое равновесие. При постоянных температуре и давлении равновесные концентрации не изменяются сколь угодно долго.

Учитывая большое число значений концентраций, условия задачи и ход ее решения удобно представлять в виде таблицы, в столбцах которой указаны концентрации каждого из реагентов и продуктов реакции, а в строках – типы концентраций. При этом в одной из строк таблицы целесообразно записывать разность исходной и равновесной концентраций, т.е. количество вещества, израсходованное в единице объема, например, в 1 литре: $c_{\text{исх}} - c_{\text{равн}} = c_{\text{изр}}$.

Пример 2.7. При температуре 1000 К равновесие в реакции



установилось при следующих концентрациях: диоксида серы 6,8 ммоль/л, кислорода 1,2 ммоль/л, триоксида серы 4,0 ммоль/л. Вычислите исходные концентрации диоксида серы и кислорода. Триоксида серы в исходной газовой смеси не было.

Решение. Запишем условия задачи в виде таблицы:

Концентрации	Вещества		
	SO ₂	O ₂	SO ₃
Исходные, $c_{\text{исх}}$	?	?	0
Израсходовано в единице объема, $c_{\text{изр}}$			0
Равновесные, $c_{\text{равн}}$	6,8	1,2	4,0

Найти исходную концентрацию каждого из реагентов можно, если сложить равновесную концентрацию $c_{\text{равн}}$ и количество вещества, израсходованное в единице объема $c_{\text{изр}}$. Для того, чтобы найти $c_{\text{изр}}$, нужно воспользоваться уравнением реакции, из которого видно, что 2 моль SO₃ образуется из 2 моль SO₂. Следовательно, количество вещества (моль) образующегося триоксида серы равно количеству вещества (моль) вступившего в реакцию диоксида серы. Так как в состоянии равновесия в каждом литре газовой смеси содержится 4 ммоль SO₃, то на их образование израсходовано 4 ммоль/л SO₂. Таким образом, в исходной смеси содержалось 6,8 + 4 = 10,8 ммоль/л диоксида серы.

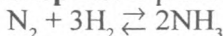
Производим аналогичный расчет для кислорода. Из уравнения реакции видно, что на образование 2 моль SO_3 расходуется 1 моль O_2 . Следовательно, количество вещества (моль) образующегося триоксида серы в два раза больше количества вещества (моль) вступившего в реакцию кислорода. Поэтому на образование 4 ммоль SO_3 требуется 2 ммоль O_2 . Отсюда исходная концентрация кислорода, равная сумме равновесной концентрации и количества вещества, израсходованного в единице объема, составляет $1,2 + 2 = 3,2$ ммоль/л.

Представим решение задачи в виде таблицы:

Концентрации	Вещества		
	SO_2	O_2	SO_3
Исходные, $c_{\text{исх}}$	10,8	3,2	0
Израсходовано в единице объема, $c_{\text{изр}}$	4,0	2,0	0
Равновесные, $c_{\text{равн}}$	6,8	1,2	4,0

Ответ: исходные концентрации составляли: SO_2 10,8 ммоль/л, O_2 3,2 ммоль/л.

Пример 2.8. В реакции синтеза аммиака



исходная концентрация азота составляла 10 моль/л, исходная концентрация водорода равнялась 30 моль/л. Равновесие установилось при концентрации аммиака, равной 18 моль/л. Вычислите равновесные концентрации азота и водорода, найдите числовое значение константы равновесия.

Решение. Представим условия задачи в виде таблицы:

Концентрации	Вещества		
	N_2	H_2	NH_3
Исходные, $c_{\text{исх}}$	10	30	0
Израсходовано в единице объема, $c_{\text{изр}}$			0
Равновесные, $c_{\text{равн}}$	?	?	18

Равновесные концентрации реагентов можно найти как разности исходных концентраций и количеств вещества, израсходованных в единице объема. Израсходованные количества веществ можно рассчитать по уравнению реакции, исходя из равновесной концентрации аммиака. Из уравнения реакции видно, что на образование 2 моль аммиака расходуется 1 моль азота, т.е. количество вещества (моль) вступающего в реакцию азота в два раза меньше количества вещества (моль) образующегося аммиака. Поэтому на образование 18 моль

NH_3 израсходовано 9 моль/л азота. Равновесная концентрация азота равна $c_{\text{исх}}(\text{N}_2) - c_{\text{изр}}(\text{N}_2)$, т.е. $10 - 9 = 1$ моль/л.

Аналогично находим равновесную концентрацию водорода. Из уравнения реакции видно, что на образование 2 моль аммиака расходуется 3 моль водорода, т.е. количество вещества (моль) израсходованного водорода в $3/2$ раза больше количества вещества образовавшегося аммиака. Так как по условию задачи равновесная концентрация аммиака составляет 18 моль/л, количество вещества водорода, израсходованного в единице объема, $c_{\text{изр}}(\text{H}_2)$ равно $3/2 \cdot 18 = 27$ моль/л. Отсюда равновесная концентрация водорода, равная разности $c_{\text{исх}}(\text{H}_2) - c_{\text{изр}}(\text{H}_2)$, составляет $30 - 27 = 3$ моль/л. Представим теперь решение задачи в виде таблицы:

Концентрации	Вещества		
	N_2	H_2	NH_3
Исходные, $c_{\text{исх}}$	10	30	0
Израсходовано в единице объема, $c_{\text{изр}}$	9	27	0
Равновесные, $c_{\text{равн}}$	1	3	18

Теперь, зная равновесные концентрации реагентов и продукта реакции, можно найти числовое значение константы равновесия. Для этого, прежде всего, необходимо записать для реакции синтеза аммиака математическое выражение константы равновесия в соответствии с законом действующих масс:

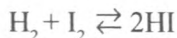
$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}.$$

Подставляя в это уравнение числовые значения равновесных концентраций, получаем

$$K = \frac{18^2}{1 \cdot 3^3} = 12.$$

Ответ: равновесные концентрации равны $[\text{N}_2] = 1$ моль/л, $[\text{H}_2] = 3$ моль/л, константа равновесия равна 12.

Пример 2.9. В герметично закрытый реакционный сосуд вместимостью 1 л поместили 1 ммоль водорода и 1 ммоль иода, сосуд нагрели до 448°C . Чему будут равняться равновесные концентрации всех веществ в этом сосуде, если константа равновесия для реакции



при указанной температуре равна 50,53?

Решение. Представим условия задачи в виде таблицы:

Концентрации	Вещества		
	H ₂	I ₂	HI
Исходные, $c_{\text{исх}}$	1	1	0
Израсходовано в единице объема, $c_{\text{изр}}$			0
Равновесные, $c_{\text{равн}}$	?	?	?

Сколько молей водорода и иода вступило в реакцию нам неизвестно. Эти неизвестные количества вещества, израсходованные в единице объема, обозначим x ммоль/л. Тогда равновесные концентрации водорода и иода можно обозначить $(1-x)$ ммоль/л. Из уравнения реакции следует, что из 1 моль иода и 1 моль водорода образуется 2 моль иодоводорода, т.е. количество вещества образующегося иодоводорода в два раза больше, чем количество вещества вступившего в реакцию иода или водорода. Поэтому, если в реакцию вступает x ммоль H₂ или I₂, то образуется $2x$ ммоль HI. В виде таблицы результаты этих рассуждений выглядят следующим образом:

Концентрации, ммоль/л	Вещества		
	H ₂	I ₂	HI
Исходные, $c_{\text{исх}}$	1	1	0
Израсходовано в единице объема, $c_{\text{изр}}$	x	x	0
Равновесные, $c_{\text{равн}}$	$1-x$	$1-x$	$2x$

Найти числовое значение x можно, используя уравнение для константы равновесия, полученное в соответствии с законом действующих масс:

$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}.$$

Подставив в это уравнение выражения равновесных концентраций через x , получаем

$$K = \frac{(2x)^2}{(1-x)(1-x)}.$$

После преобразований это уравнение принимает вид

$$(4 - K)x^2 + 2Kx - K = 0.$$

Подставляем в него числовое значение константы равновесия:

$$-46,53x^2 + 101,06x - 50,53 = 0.$$

Это квадратное уравнение, которое в общем виде записывается так:

$$ax^2 + bx + c = 0.$$

Оно имеет два корня:

$$x_{1,2} = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}.$$

Находим корни квадратного уравнения, полученного из выражения для константы равновесия:

$$x_{1,2} = \frac{-101,06 \pm \sqrt{101,06^2 - 4 \cdot 46,53 \cdot 50,53}}{2 \cdot (-46,53)},$$

$$x_1 = 0,78 \text{ и } x_2 = 1,39.$$

Корень x_2 противоречит условиям задачи и должен быть отброшен, так как в реакцию не может вступить большее количество вещества, чем то, которое имелось вначале, а $1,39 > 1$.

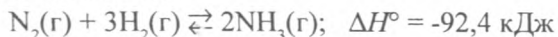
Таким образом, равновесная концентрация иодоводорода $2x = 1,56$ ммоль/л, а равновесные концентрации иода и водорода, равные $1 - x$, составляют $1 - 0,78 = 0,22$ ммоль/л.

Ответ: $[HI] = 1,56$ ммоль/л, $[H_2] = 0,22$ ммоль/л, $[I_2] = 0,22$ ммоль/л.

Задачи на принцип Ле Шателье

Как правило, задачи на принцип Ле Шателье не вызывают затруднений, если хорошо усвоена соответствующая теория. Следует только обратить внимание на знак теплового эффекта реакции. Если $\Delta H_{\text{реакции}}$ меньше нуля, то реакция идет с выделением теплоты, т.е. является экзотермической. Если $\Delta H_{\text{реакции}}$ больше нуля, то реакция сопровождается поглощением теплоты, т.е. является эндотермической.

Пример 2.10. В каком направлении сместится равновесие реакции синтеза аммиака



при повышении температуры?

Решение. Отрицательное значение теплового эффекта реакции свидетельствует о том, что прямая реакция – экзотермическая, то есть сопровождается выделением теплоты. Отвечая на поставленный в задаче вопрос теплоту удобно рассматривать как один из продуктов реакции. В соответствии с принципом Ле Шателье равновесие смещается в направлении той из взаимно противоположных реакций, которая ослабляет последствия внешнего воздействия. Если внеш-

нее воздействие состоит в повышении температуры, т.е. увеличении количества теплоты в системе, то для ослабления этого воздействия равновесие должно сместиться в сторону той реакции, которая сопровождается поглощением теплоты, т.е. эндотермической реакции. В данном случае эндотермической является обратная реакция – реакция разложения аммиака. Поэтому при повышении температуры равновесие сместится влево, в сторону обратной реакции.

Ответ: равновесие сместится влево.

Одна из важнейших целей изучения обратимых реакций – это выбор условий, при которых равновесие в исследуемой системе смещается в желательном направлении. В химической технологии стремятся достичь наиболее полного превращения реагентов в продукты, то есть максимального выхода целевого продукта. Для достижения этой цели необходимо выбрать такие условия протекания обратимой реакции, в которых в состоянии равновесия количество вещества или концентрация продукта реакции будут наибольшими, а количество вещества или концентрации реагентов будут наименьшими. Осуществить выбор таких условий на качественном уровне помогает принцип Ле Шателье.

Пример 2.11. Увеличится ли выход продукта реакции



если понизить температуру и повысить давление?

Решение. Прямая реакция является экзотермической ($\Delta H < 0$), поэтому понижение температуры вызовет смещение равновесия в сторону продукта реакции. Вследствие повышения давления равновесие также сместится в этом направлении, так как прямая реакция приводит к уменьшению числа молекул (сумма стехиометрических коэффициентов в левой части уравнения реакции $1 + 3 = 4$, а в правой части уравнения стехиометрический коэффициент равен 2, следовательно, и суммарное число молекул азота и водорода, вступивших в реакцию, больше, чем число молекул аммиака, образовавшихся в результате реакции). Таким образом, и понижение температуры, и повышение давления вызывают увеличение равновесной концентрации продукта реакции – аммиака, то есть увеличение его выхода.

Ответ: да.

Задачи по энергетике химических реакций

В данном пособии приведены задачи двух типов. Задачи первого типа призваны сформировать навыки расчетов тепловых эффектов реакций, изменения энтропии и энергии Гиббса в результате реакции. В этих задач используют однотипные уравнения:

$$1) \Delta H^{\circ}_{\text{реакции}} = \Sigma[\Delta H^{\circ}_{f,298}(\text{продукты})] - \Sigma[\Delta H^{\circ}_{f,298}(\text{реагенты})],$$

где $\Sigma[\Delta H^{\circ}_{f,298}(\text{продукты})]$ – сумма стандартных молярных энтальпий образования продуктов реакции, $\Sigma[\Delta H^{\circ}_{f,298}(\text{реагенты})]$ – сумма стандартных молярных энтальпий образования реагентов;

$$2) \Delta S^{\circ}_{\text{реакции}} = \Sigma[S^{\circ}(\text{продукты})] - \Sigma[S^{\circ}(\text{реагенты})],$$

где $\Sigma[S^{\circ}(\text{продукты})]$ – сумма энтропий продуктов реакции, $\Sigma[S^{\circ}(\text{реагенты})]$ – сумма энтропий реагентов;

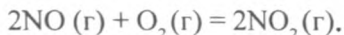
$$3) \Delta G^{\circ}_{\text{реакции}} = \Sigma[\Delta G^{\circ}_{f,298}(\text{продукты})] - \Sigma[\Delta G^{\circ}_{f,298}(\text{реагенты})],$$

где $\Sigma[\Delta G^{\circ}_{f,298}(\text{продукты})]$ – сумма энергий Гиббса образования продуктов реакции, $\Sigma[\Delta G^{\circ}_{f,298}(\text{реагенты})]$ – сумма энергий Гиббса образования реагентов.

При суммировании следует учитывать стехиометрические коэффициенты перед формулами реагентов и продуктов.

Рассчитав тепловой эффект реакции, можно сказать, является ли данная реакция экзотермической ($\Delta H^{\circ}_{\text{реакции}} < 0$) или эндотермической ($\Delta H^{\circ}_{\text{реакции}} > 0$).

Пример 2.12. Вычислите тепловой эффект реакции:



Является ли данная реакция экзотермической или эндотермической?

Решение. Тепловой эффект этой реакции можно рассчитать при помощи уравнения

$$\Delta H^{\circ}_{\text{реакции}} = 2\Delta H^{\circ}_{f,298}(\text{NO}_2) - [2\Delta H^{\circ}_{f,298}(\text{NO}) + \Delta H^{\circ}_{f,298}(\text{O}_2)],$$

в котором стандартные энтальпии веществ, участвующих в реакции, умножены на стехиометрические коэффициенты, стоящие в уравнении реакции перед химическими формулами этих веществ.

Необходимые для расчета значения стандартных молярных энтальпий образования оксидов азота можно найти в приложении 1. Для монооксида азота $\Delta H^{\circ}_{f,298}(\text{NO}) = 90,25$ кДж/моль, для диоксида азота $\Delta H^{\circ}_{f,298}(\text{NO}_2) = 33,0$ кДж/моль. Для простого вещества – кислорода $\Delta H^{\circ}_{f,298}(\text{O}_2) = 0$ кДж/моль. Подставляя эти значения в расчетное уравнение, получаем

$$\Delta H^{\circ}_{\text{реакции}} = 2 \cdot 33,0 - [2 \cdot 90,25 - 0] = -114,5 \text{ кДж}.$$

Реакция является экзотермической, т.е. идет с выделением теплоты, о чем свидетельствует отрицательное значение $\Delta H^\circ_{\text{реакции}}$.

Ответ: -114,5 кДж, реакция экзотермическая.

Вычислив изменение энтропии в результате реакции, можно в соответствии со вторым началом термодинамики сказать, может ли данная реакция протекать самопроизвольно в изолированной системе. В изолированных системах, т.е. системах, которые не могут обмениваться с окружающей средой ни веществом, ни энергией, самопроизвольно могут протекать только те реакции, в ходе которых энтропия возрастает.

Пример 2.13. Вычислите изменение энтропии в результате реакции $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{HCl}(\text{г})$.

Будет ли эта реакция протекать самопроизвольно в изолированной системе при давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К?

Решение. Изменение энтропии в результате этой реакции можно рассчитать при помощи уравнения

$$\Delta S^\circ_{\text{реакции}} = 2S^\circ(\text{HCl}) - [S^\circ(\text{H}_2) + S^\circ(\text{Cl}_2)],$$

в котором стандартные энтропии веществ умножены на стехиометрические коэффициенты, стоящие в уравнении реакции перед химическими формулами этих веществ.

Необходимые для расчета значения стандартных энтропий можно найти в приложении 1. Для хлороводорода $S^\circ(\text{HCl}) = 186,8$ Дж/(моль · К); для водорода $S^\circ(\text{H}_2) = 130,5$ Дж/(моль · К); для хлора $S^\circ(\text{Cl}_2) = 222,9$ Дж/(моль · К). Подставляя эти значения в расчетное уравнение, получаем

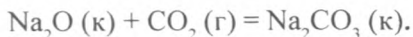
$$\Delta S^\circ_{\text{реакции}} = 2 \cdot 186,8 - [130,5 + 222,9] = 20,2 \text{ Дж/К}.$$

В изолированной системе данная реакция при стандартных условиях может протекать самопроизвольно, т.к. $\Delta S^\circ_{\text{реакции}} > 0$.

Ответ: 20,2 Дж/К, да.

Расчет изменения энергии Гиббса в результате реакции позволяет сказать может ли самопроизвольно протекать данная реакция при постоянных давлении и температуре. Если $\Delta G^\circ_{\text{реакции}} < 0$, то такая реакция при постоянных давлении и температуре может протекать самопроизвольно. Однако при проведении термодинамических расчетов всегда следует помнить, что полученные результаты говорят только о принципиальной возможности протекания реакций, но ничего не говорят об их скорости.

Пример 2.14. При давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К вычислите изменение энергии Гиббса в реакции



Может ли эта реакция протекать самопроизвольно в неизолированной системе при указанных условиях?

Решение. Изменение энергии Гиббса в результате этой реакции можно рассчитать при помощи уравнения

$$\Delta G^\circ_{\text{реакции}} = \Delta G^\circ_{f,298}(\text{Na}_2\text{CO}_3) - [\Delta G^\circ_{f,298}(\text{Na}_2\text{O}) + \Delta G^\circ_{f,298}(\text{CO}_2)].$$

Стехиометрические коэффициенты в уравнении химической реакции равны единице, поэтому в расчетном уравнении отсутствуют множители перед обозначениями стандартных молярных энергий Гиббса образования реагентов и продукта реакции.

Необходимые для расчета значения стандартных молярных энергий Гиббса можно найти в приложении 1. Для оксида натрия $\Delta G^\circ_{f,298}(\text{Na}_2\text{O}) = -377,1$ кДж/моль, для диоксида углерода $\Delta G^\circ_{f,298}(\text{CO}_2) = -394,4$ кДж/моль, для карбоната натрия $\Delta G^\circ_{f,298}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = -1047,5$ кДж/моль. Подставляя эти значения в расчетное уравнение, получаем

$$\Delta G^\circ_{\text{реакции}} = -1047,5 - [-377,1 + (-394,4)] = -276,0 \text{ кДж}.$$

Эта реакция может протекать самопроизвольно, т.к. $\Delta G^\circ_{\text{реакции}} < 0$.

Ответ: -276,0 кДж, да.

Задачи второго типа посвящены расчетам изменения энергии Гиббса в результате реакции $\Delta G^\circ_{\text{реакции}}$, исходя из известных значений теплового эффекта реакции $\Delta H^\circ_{\text{реакции}}$ и изменения энтропии $\Delta S^\circ_{\text{реакции}}$. В этом случае для расчета используют уравнение

$$\Delta G^\circ_{\text{реакции}} = \Delta H^\circ_{\text{реакции}} - T \Delta S^\circ_{\text{реакции}}.$$

Это же уравнение позволяет оценить влияние температуры на $\Delta G^\circ_{\text{реакции}}$ (в таких случаях, как правило, пренебрегают небольшим изменением $\Delta H^\circ_{\text{реакции}}$ и $\Delta S^\circ_{\text{реакции}}$ в зависимости от температуры), а также влияние энтальпийного $\Delta H^\circ_{\text{реакции}}$ и энтропийного $-T \Delta S^\circ_{\text{реакции}}$ вкладов в числовое значение изменения энергии Гиббса.

Пример 2.15. При давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К вычислите изменение энергии Гиббса в результате реакции



если $\Delta H^\circ_{\text{реакции}} = -36,2$ кДж и $\Delta S^\circ_{\text{реакции}} = 446$ Дж/К.

Может ли эта реакция протекать самопроизвольно при указанных выше условиях в неизолированной системе?

Решение. Для расчета воспользуемся уравнением

$$\Delta G^{\circ}_{\text{реакции}} = \Delta H^{\circ}_{\text{реакции}} - T\Delta S^{\circ}_{\text{реакции}}$$

Переведем $\Delta S^{\circ}_{\text{реакции}}$ из джоулей на кельвин в килоджоули на кельвин: $446 \text{ Дж/К} = 0,446 \text{ кДж/К}$ и подставим в это уравнение данные в условиях задачи числовые значения:

$$\Delta G^{\circ}_{\text{реакции}} = -36,2 - 298,15 \cdot 0,446 = -169,2 \text{ кДж.}$$

Реакция может протекать самопроизвольно, т.к. $\Delta G^{\circ}_{\text{реакции}} < 0$, но, тем не менее, нитрат аммония существует при обычных условиях. Эта соль наряду со многими другими соединениями азота неустойчива термодинамически, но устойчива кинетически.

Ответ: $-169,2 \text{ кДж}$, да.

Пример 2.16. Вычислите изменение энергии Гиббса в результате реакции



при давлении $101,3 \text{ кПа}$ и двух температурах: а) 25°C ($298,15 \text{ К}$) и б) 800°C ($1098,15 \text{ К}$). При какой из этих температур реакция может протекать самопроизвольно? Для этой реакции $\Delta H^{\circ}_{\text{реакции}} = 550,5 \text{ кДж}$, $\Delta S^{\circ}_{\text{реакции}} = 542 \text{ Дж/К}$.

Решение. Для расчета воспользуемся уравнением

$$\Delta G^{\circ}_{\text{реакции}} = \Delta H^{\circ}_{\text{реакции}} - T\Delta S^{\circ}_{\text{реакции}}$$

Переведем $\Delta S^{\circ}_{\text{реакции}}$ из джоулей на кельвин в килоджоули на кельвин: $542 \text{ Дж/К} = 0,542 \text{ кДж/К}$ и вычислим сначала энтропийный вклад в изменение энергии Гиббса при температуре 25°C ($298,15 \text{ К}$):

$$-T\Delta S^{\circ}_{\text{реакции}} = -298,15 \cdot 0,542 = -161,6 \text{ кДж.}$$

Очевидно, что при этой температуре энтропийный вклад по абсолютной величине меньше, чем энтальпийный вклад, и поэтому $\Delta G^{\circ}_{\text{реакции}}$ имеет положительный знак:

$$\Delta G^{\circ}_{\text{реакции}} = 550,5 - 161,6 = 388,9 \text{ кДж.}$$

Итак, при температуре 25°C реакция не может протекать самопроизвольно, т.к. $\Delta G^{\circ}_{\text{реакции}} > 0$.

Теперь вычислим изменение энергии Гиббса в результате рассматриваемой реакции восстановления оксида железа (III) коксом при температуре 800°C ($1098,15 \text{ К}$), пренебрегая зависимостью $\Delta H^{\circ}_{\text{реакции}}$ и $\Delta S^{\circ}_{\text{реакции}}$ от температуры:

$$\Delta G^{\circ}_{\text{реакции}} = 550,5 - 1098,15 \cdot 0,542 = -44,7 \text{ кДж}.$$

При этой температуре энтропийный вклад $-T\Delta S^{\circ}_{\text{реакции}} = -1098,15 \cdot 0,542 = -595,2 \text{ кДж}$ по абсолютной величине больше, чем энтальпийный вклад, и поэтому изменение энергии Гиббса в реакции имеет отрицательное значение, что свидетельствует о возможности самопроизвольного протекания реакции при этой температуре.

Ответ: а) при 25°C $\Delta G^{\circ}_{\text{реакции}} = 388,9 \text{ кДж}$, реакция самопроизвольно протекать не может; б) при 800°C $\Delta G^{\circ}_{\text{реакции}} = -44,7 \text{ кДж}$, реакция может протекать самопроизвольно.

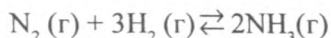
2.3. ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Вариант 1

1. До начала брожения в 1 л виноградного сусла содержалось 4 мг растворенного кислорода, спустя 72 часа после начала брожения содержание кислорода уменьшилось до 0,9 мг в том же объеме сусла. Вычислите среднюю скорость реакции потребления растворенного кислорода в процессе брожения в ммоль/(л · час).

2. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 40° , если температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5?

3. Равновесие в системе



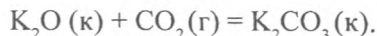
установилось при следующих концентрациях: $[\text{N}_2] = 6 \text{ моль/л}$, $[\text{H}_2] = 18 \text{ моль/л}$, $[\text{NH}_3] = 8 \text{ моль/л}$. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации азота и водорода. Аммиака в исходной газовой смеси не было.

4. В каком направлении сместится равновесие реакции



а) при повышении температуры; б) при увеличении объема?

5. Вычислите тепловой эффект реакции:



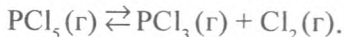
Является ли данная реакция экзотермической или эндотермической?

Вариант 2

1. Фосфорная кислота, получаемая экстракционным методом, содержит много примесей. К числу наиболее вредных из них и подлежащих удалению относятся фторид-ионы. Вычислите среднюю скорость процесса дефторирования экстракционной фосфорной кислоты в моль/(л · ч), если начальная концентрация фторидов составляла 0,22 моль/л, а через 40 минут она уменьшилась до 0,12 моль/л.

2. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

3. В герметично закрытый сосуд вместимостью 1 л поместили 0,1 моль пентахлорида фосфора. При нагревании до некоторой температуры 50% исходного количества пентахлорида фосфора разложилось и установилось равновесие:



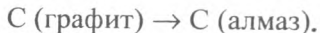
Вычислите равновесные концентрации пентахлорида фосфора и продуктов реакции, а также константу равновесия.

4. В каком направлении сместится равновесие реакции



а) при повышении температуры; б) при увеличении давления?

5. Вычислите изменение энтропии для следующего процесса:



Может ли он протекать самопроизвольно в изолированной системе при давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К?

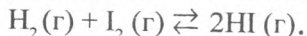
Вариант 3

1. Начальная скорость реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$ составила 0,03 моль/(л · с). Затем реакционный объем уменьшили в 2 раза. Определите новое значение скорости реакции, если экспериментально установлено, что зависимость скорости реакции от концентраций реагентов описывается уравнением

$$v = kc^2(\text{NO})c(\text{O}_2).$$

2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 40°C ее скорость возрастает в 16 раз.

3. В герметично закрытом сосуде при температуре 448°C происходит реакция синтеза иодоводорода



Сколько молей водорода приходилось в исходной реакционной смеси на 1 моль иода, если равновесие установилось, когда 90% иода превратилось в иодоводород? Константа равновесия равна 50. Иодоводорода в исходной смеси не было.

4. В каком направлении сместится равновесие в системе



а) при повышении давления, б) при понижении температуры?

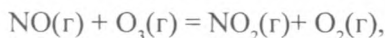
5. При давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К вычислите изменение энергии Гиббса в результате реакции



Может ли эта реакция протекать самопроизвольно в неизолированной системе при указанных условиях?

Вариант 4

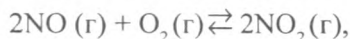
1. Во сколько раз увеличится скорость реакции



для которой справедливо уравнение $v = kc(\text{NO})c(\text{O}_3)$, если увеличить давление в сосуде, в котором она протекает, в 3 раза?

2. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если температура повышается с 200 до 250°C, а температурный коэффициент скорости реакции равен 2?

3. В герметично закрытом сосуде происходит обратимая реакция



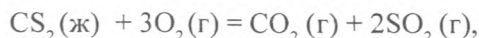
константа равновесия для которой равна 2. Вычислите исходную концентрацию кислорода, если равновесные концентрации равны $[\text{NO}] = 0,01$ моль/л, $[\text{NO}_2] = 0,02$ моль/л.

4. В каком направлении сместится равновесие в системе



а) при увеличении давления; б) при повышении температуры?

5. При давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К вычислите изменение энергии Гиббса в результате реакции



если $\Delta H^\circ_{\text{реакции}} = -1076,01 \text{ кДж}$ и $\Delta S^\circ_{\text{реакции}} = -56,26 \text{ Дж/К}$.

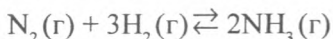
Может ли эта реакция протекать самопроизвольно при указанных выше условиях в неизолированной системе?

Вариант 5

1. В технологическом процессе получения шампанского в момент добавления сахара и дрожжей в 100 мл вина содержится 0,40 мг растворенного кислорода, через сутки его содержание уменьшается до 0,22 мг в том же объеме вина. Вычислите среднюю скорость ассимиляции растворенного кислорода в ммоль/(л · час).

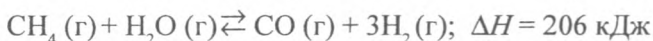
2. При температуре 120°C скорость реакции составляла 2 ммоль/(л · мин). При какой температуре скорость реакции станет равной 18 ммоль/(л · мин), если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

3. Равновесие в системе



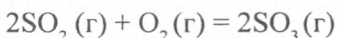
установилось при следующих концентрациях: $[\text{N}_2] = 3 \cdot 10^{-3}$ моль/л, $[\text{H}_2] = 2 \cdot 10^{-3}$ моль/л, $[\text{NH}_3] = 0,1$ моль/л. Вычислите константу равновесия. В каких единицах она измеряется?

4. В каком направлении сместится равновесие реакции



а) при повышении давления; б) при повышении температуры?

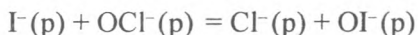
5. Вычислите тепловой эффект реакции:



Является ли данная реакция экзотермической или эндотермической?

Вариант 6

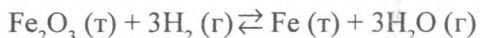
1. Для протекающего в растворе взаимодействия иодид- и гипохлорит-ионов:



справедливо уравнение $v = kc(\text{I}^-)c(\text{OCl}^-)$. Во сколько раз уменьшится скорость этой реакции, если разбавить раствор водой в два раза?

2. При повышении температуры с 78°C до 92°C скорость реакции увеличилась в 8 раз. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции.

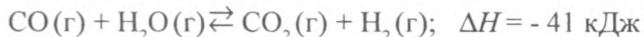
3. Константа равновесия реакции



при температуре 340°C равна 0,064. Вычислите равновесную концентрацию воды и исходную концентрацию водорода, если равновесная

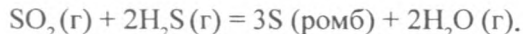
концентрация водорода составляет 0,02 моль/л. Паров воды в начале реакции не было.

4. В каком направлении сместится равновесие реакции



а) при повышении температуры; б) при понижении давления?

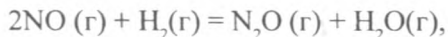
5. Вычислите изменение энтропии в результате реакции



Будет ли эта реакция протекать самопроизвольно в изолированной системе при давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К?

Вариант 7

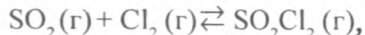
1. Скорость реакции



для которой справедливо уравнение $v = kc^2(\text{NO})c(\text{H}_2)$, равна 1,2 ммоль/(л · с). Вычислите константу скорости этой реакции, если концентрация монооксида азота равна 1,2 ммоль/л, а концентрация водорода составляет 0,37 ммоль/л.

2. Во сколько раз скорость реакции при 20°C меньше, чем при 80°C, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

3. Вычислите равновесные концентрации реагентов в реакции образования дихлорид-диоксида серы



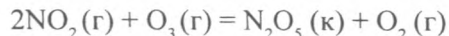
если их исходные концентрации были равны между собой и равнялись 2,5 моль/л, а равновесная концентрация SO_2Cl_2 составляет 1,5 моль/л.

4. В каком направлении сместится равновесие реакции



а) при понижении температуры; б) при повышении давления?

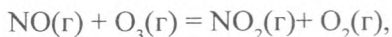
5. При давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К вычислите изменение энергии Гиббса в результате реакции



Может ли эта реакция протекать самопроизвольно в неизоллированной системе при указанных условиях?

Вариант 8

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции



для которой справедливо уравнение $v = kc(\text{NO})c(\text{O}_3)$, если концентрацию монооксида азота увеличить в 2 раза, а концентрацию озона – в 3 раза?

1. При температуре 238°C скорость реакции составляла 5 ммоль/(л · мин). При какой температуре скорость этой реакции будет равной 31,25 ммоль/(л · мин), если температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5?

2. В герметично закрытый сосуд вместимостью 1 л поместили 0,02 моль иодоводорода и нагрели до температуры 448°C, при этом часть иодоводорода разложилась и установилось равновесие:



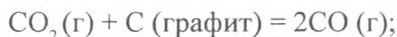
Вычислите равновесные концентрации иодоводорода, иода и водорода, если константа равновесия в этих условиях равна 50,53.

3. В каком направлении сместится равновесие реакции разложения дихлорид-оксида углерода (фосгена)



а) при повышении давления; б) при удалении хлора из сферы реакции?

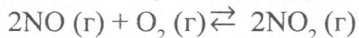
5. Вычислите изменение энергии Гиббса в результате реакции



при давлении 101,3 кПа и двух температурах: а) 200°C (473,15 К) и б) 1200°C (1473,15 К). При какой из этих температур реакция может протекать самопроизвольно? Для этой реакции $\Delta H^\circ_{\text{реакции}} = 172,47 \text{ кДж}$, $\Delta S^\circ_{\text{реакции}} = 175,66 \text{ Дж/К}$.

Вариант 9

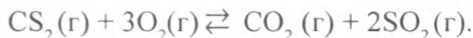
1. Вычислите среднюю скорость реакции



по NO_2 , если в исходной газовой смеси этого вещества не было, а через 20 секунд после начала реакции его концентрация составила 0,8 моль/л.

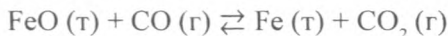
2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при температуре 35°C скорость реакции составляет 0,2 моль/(л · с), а при температуре 70°C она равна 25,6 моль/(л · с).

3. При некоторой температуре в герметично закрытом сосуде установилось химическое равновесие



Вычислите константу равновесия и исходные концентрации реагентов, если равновесные концентрации равны: $[\text{CS}_2] = 0,2$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,1$ моль/л, $[\text{CO}_2] = 0,35$ моль/л, $[\text{SO}_2] = 0,7$ моль/л.

4. В каком направлении сместится равновесие реакции



а) при удалении диоксида углерода из сферы реакции; б) при повышении давления?

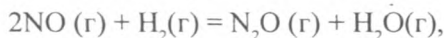
5. Вычислите тепловой эффект реакции:



Является ли данная реакция экзотермической или эндотермической?

Вариант 10

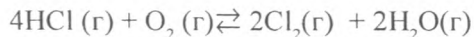
1. Во сколько раз увеличится скорость реакции



для которой справедливо уравнение $v = kc^2(\text{NO})c(\text{H}_2)$, если увеличить давление в реакторе в 3 раза?

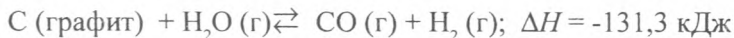
2. Скорость реакции при температуре 25°C равна $0,5$ моль/(л · с). Вычислите скорость этой реакции при температуре 45°C , если температурный коэффициент скорости реакции равен $3,5$.

3. В герметично закрытый сосуд вместимостью 1 л поместили $0,3$ моль хлороводорода и $0,15$ моль кислорода. В результате протекания обратимой реакции



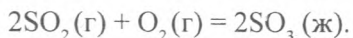
установилось химическое равновесие. Вычислите константу равновесия, если $[\text{Cl}_2] = 0,06$ моль/л.

4. Увеличится ли выход продуктов реакции



при одновременном повышении температуры и давления?

5. Вычислите изменение энтропии в результате реакции



Может ли эта реакция протекать самопроизвольно в изолированной системе при давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К?

Вариант 11

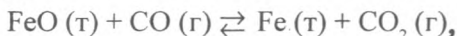
1. Вычислите скорость реакции разложения пентаоксида диазота, растворенного в тетрахлориде углерода, если константа скорости реакции



равна $6,2 \cdot 10^{-4} \text{ с}^{-1}$, концентрация N_2O_5 составляет 0,5 моль/л и для этой реакции справедливо уравнение $v = kc(\text{N}_2\text{O}_5)$.

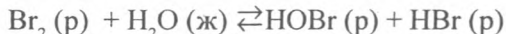
2. При некоторой температуре скорость реакции составляет 122,5 ммоль/(л · мин). На сколько градусов нужно понизить температуру, чтобы скорость этой реакции снизилась до 10 ммоль/(л · мин), если температурный коэффициент скорости реакции равен 3,5?

3. Вычислите равновесные концентрации газообразных веществ в системе



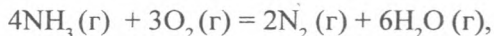
если исходная концентрация монооксида углерода составляла 0,1 моль/л, диоксида углерода в начале реакции не было, а константа равновесия K_c равна 0,5.

4. В каком направлении сместится равновесие, устанавливающееся в водном растворе брома



а) при уменьшении концентрации брома; б) при добавлении в раствор щелочи?

5. При давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К вычислите изменение энергии Гиббса в результате реакции

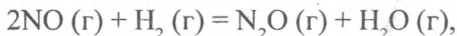


если $\Delta H^\circ_{\text{реакции}} = -1266,16 \text{ кДж}$ и $\Delta S^\circ_{\text{реакции}} = 146,6 \text{ Дж/К}$.

Может ли эта реакция протекать самопроизвольно при указанных выше условиях в неизолированной системе?

Вариант 12

1. Начальная скорость реакции

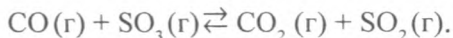


для которой справедливо уравнение $v = kc^2(\text{NO})c(\text{H}_2)$, равна 24 ммоль/(л · с). Вычислите константу скорости этой реакции, если

исходная концентрация монооксида азота составляла 1,2 моль/л, а исходная концентрация водорода 0,74 моль/л.

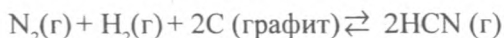
2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при температуре 25°C скорость реакции составляет 0,1 моль/(л · с), а при температуре 50°C она равна 3,2 моль/(л · с).

3. При некоторой температуре в герметично закрытом сосуде установилось химическое равновесие



Вычислите константу равновесия и исходные концентрации реагентов, если равновесные концентрации равны: $[\text{CO}] = 0,4$ моль/л, $[\text{SO}_3] = 0,3$ моль/л, $[\text{CO}_2] = 0,5$ моль/л, $[\text{SO}_2] = 0,5$ моль/л.

4. В каком направлении сместится равновесие в системе



а) при повышении давления; б) при поглощении циановодорода из реакционной смеси?

5. При давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К вычислите изменение энергии Гиббса в результате реакции



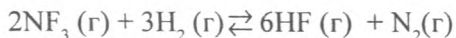
Может ли эта реакция протекать самопроизвольно в закрытой системе при указанных условиях?

Вариант 13

1. При шампанизации вина резервуарным методом до брожения в 1 л вина содержалось 8,2 мг растворенного кислорода, через 10 суток после начала процесса шампанизации содержание кислорода в том же объеме виноматериалов снизилось до 4 мг. Вычислите среднюю скорость ассимиляции кислорода в ммоль/(л · час).

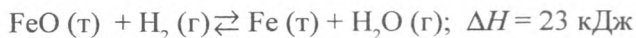
2. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 40°, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3,5?

3. В герметично закрытый сосуд вместимостью 1 л поместили 0,6 моль трифторида азота и 0,4 моль водорода. В результате протекания обратимой реакции



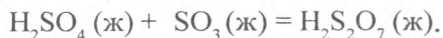
установилось химическое равновесие. Вычислите константу равновесия, если $[\text{N}_2] = 0,06$ моль/л.

4. В каком направлении сместится равновесие в системе



а) при повышении температуры; б) при понижении давления?

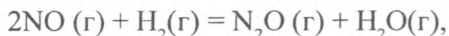
5. Вычислите тепловой эффект реакции образования пироксерной кислоты:



Является ли данная реакция экзотермической или эндотермической?

Вариант 14

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции



для которой справедливо уравнение $v = kc^2(\text{NO})c(\text{H}_2)$, если концентрацию монооксида азота увеличить в три раза, а концентрацию водорода – в два раза?

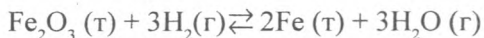
2. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 64 раз, если температурный коэффициент скорости реакции равен 4?

3. В герметично закрытый сосуд вместимостью 1 л поместили 0,045 моль триоксида диазота. В результате протекания обратимой реакции при некоторой температуре установилось химическое равновесие



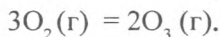
Вычислите константу равновесия, если $[\text{N}_2\text{O}_3] = 2 \text{ ммоль/л}$.

4. В каком направлении сместится равновесие в системе



а) при общем повышении давления в системе; б) при повышении парциального давления водорода?

5. Вычислите изменение энтропии в результате реакции



Может ли эта реакция протекать самопроизвольно в изолированной системе при давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К?

Вариант 15

1. Начальная скорость реакции разложения пентаоксида диазота, растворенного в тетрахлориде углерода:



равна $12,4 \text{ ммоль/(л} \cdot \text{с)}$. Вычислите концентрацию растворенного вещества в исходном растворе, если константа скорости этой реакции равна $6,2 \cdot 10^{-3} \text{ с}^{-1}$ и для нее справедливо уравнение $v = kc(\text{N}_2\text{O}_5)$.

2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 50°C ее скорость возрастает в 1000 раз.

3. При некоторой температуре в герметично закрытом сосуде установилось химическое равновесие



Вычислите константу равновесия и исходные концентрации реагентов, если равновесные концентрации равны: $[\text{SO}_2] = 0,5 \text{ моль/л}$, $[\text{CO}_2] = 0,1 \text{ моль/л}$, $[\text{SO}_3] = 0,4 \text{ моль/л}$, $[\text{CO}] = 0,4 \text{ моль/л}$.

4. Увеличится ли выход пентахлорида фосфора по обратимой реакции



а) при увеличении давления; б) при повышении температуры?

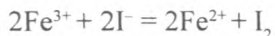
5. При давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К вычислите изменение энергии Гиббса в результате реакции разложения перхлората калия:



Может ли эта реакция протекать самопроизвольно в неизолированной системе при указанных условиях? Почему перхлорат калия при обычных условиях не разлагается?

Вариант 16

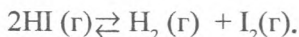
1. Для протекающей в растворе реакции окисления иодид-ионов:



справедливо уравнение $v = kc(\text{Fe}^{3+})c^2(\text{I}^-)$. Изменится ли скорость реакции, если концентрацию иодид-ионов увеличить в 3 раза, а концентрацию катионов Fe^{3+} уменьшить в девять раз?

2. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если температура повышается со 175 до 195°C , а температурный коэффициент скорости реакции равен 2,8?

3. В герметично закрытый сосуд вместимостью 1 л поместили 15 ммоль иодоводорода. В результате протекания обратимой реакции при некоторой температуре установилось химическое равновесие



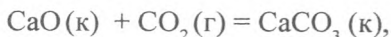
Вычислите константу равновесия, если $[\text{HI}] = 1$ ммоль/л.

4. Увеличится ли выход продуктов реакции



а) при повышении температуры; б) при повышении давления?

5. При давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К вычислите изменение энергии Гиббса в результате реакции



если $\Delta H_{\text{реакции}}^\circ = -177,99 \text{ кДж}$ и $\Delta S_{\text{реакции}}^\circ = -164,68 \text{ Дж/К}$.

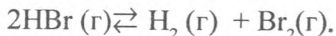
Может ли эта реакция протекать самопроизвольно при указанных выше условиях в неизолированной системе?

Вариант 17

1. Скорость реакции взаимодействия металлического магния с разбавленным раствором хлороводородной кислоты составляет 4 ммоль/(л · с). Вычислите константу скорости этой реакции, если концентрация HCl равна 0,5 моль/л, а экспериментально установленная зависимость скорости этой реакции от концентрации кислоты описывается уравнением: $v = kc^2(\text{HCl})$.

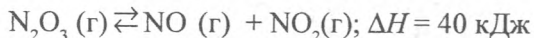
2. При температуре 443,15 К скорость реакции составляла 24,5 ммоль/(л · с). При какой температуре скорость реакции станет равной 7 ммоль/(л · с), если температурный коэффициент скорости реакции равен 3,5?

3. В герметично закрытый сосуд вместимостью 1 л поместили 0,8 моль бромоводорода. В результате протекания обратимой реакции при некоторой температуре установилось химическое равновесие



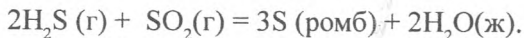
Вычислите равновесные концентрации исходного вещества и продуктов реакции, если константа равновесия $K_c = 0,4$.

4. В какую сторону сместится равновесие реакции



а) при понижении температуры; б) при повышении давления?

5. Вычислите тепловой эффект реакции:



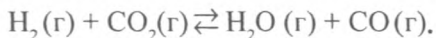
Является ли данная реакция экзотермической или эндотермической?

Вариант 18

1. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$, если повысить давление в реакторе в 4 раза? Экспериментально установлено, что зависимость скорости реакции от концентраций реагентов описывается уравнением $v = kc^2(\text{NO})c(\text{O}_2)$.

2. При повышении температуры с 20°C до 55°C скорость реакции увеличилась в 128 раз. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции.

3. При некоторой температуре в герметично закрытом сосуде установилось химическое равновесие



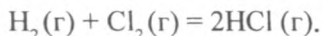
Вычислите константу равновесия и исходные концентрации реагентов, если равновесные концентрации равны: $[\text{H}_2] = 0,6$ моль/л, $[\text{CO}_2] = 0,4$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}] = 0,8$ моль/л, $[\text{CO}] = 0,8$ моль/л.

4. В каком направлении сместится равновесие в системе



а) при повышении давления; б) при повышении температуры?

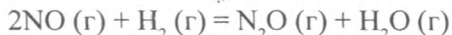
5. Вычислите изменение энтропии в результате реакции



Может ли эта реакция протекать самопроизвольно в изолированной системе при давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К?

Вариант 19

1. В реакторе смешали равные объемы водорода и монооксида азота. Начальная скорость реакции между этими веществами



равна 2,25 ммоль/(л · с). Вычислите исходные концентрации обоих газов (моль/л), если константа скорости реакции равна $22,5 \text{ с}^{-1}$.

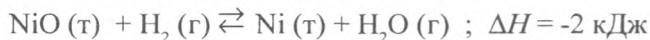
2. Во сколько раз скорость реакции при 480°C меньше, чем при 515°C , если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

3. В герметично закрытый сосуд вместимостью 1 л поместили 0,05 моль дихлорид-диоксида серы. В результате протекания обратной реакции при некоторой температуре установилось химическое равновесие



Вычислите константу равновесия, если $[\text{SO}_2] = 0,01$ моль/л.

4. Увеличится ли выход продуктов реакции



- а) при повышении температуры; б) при повышении давления?

5. При давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К вычислите изменение энергии Гиббса в результате реакции разложения нитрата натрия:



Может ли эта реакция протекать самопроизвольно в закрытой системе при указанных условиях?

Вариант 20

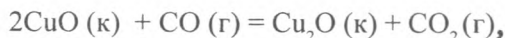
1. Во сколько раз увеличится скорость реакции



при увеличении давления в два раза, если экспериментально установлено, что зависимость скорости реакции от концентрации реагента описывается уравнением $v = kc^2(\text{N}_2\text{O})$?

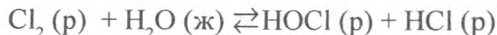
2. При температуре 4443,15 К скорость реакции составляла 24,2 ммоль/(л · мин). При какой температуре скорость этой реакции будет равной 5 ммоль/(л · мин), если температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5?

3. Вычислите равновесные концентрации газообразных веществ в системе



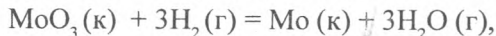
если исходная концентрация монооксида углерода равна 3 моль/л, диоксида углерода в начале реакции не было, а константа равновесия $K_c = 15$.

4. В каком направлении сместится равновесие, устанавливающееся в водном растворе хлора



а) при уменьшении концентрации хлора; б) при связывании HCl оксидом ртути HgO?

5. При давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К вычислите изменение энергии Гиббса в результате реакции, используемой в промышленности для получения металлического молибдена:

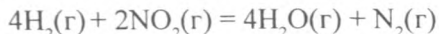


если $\Delta H^\circ_{\text{реакции}} = 19,74 \text{ кДж}$ и $\Delta S^\circ_{\text{реакции}} = 125,46 \text{ Дж/К}$.

Может ли эта реакция протекать самопроизвольно при указанных выше условиях в неизолированной системе?

Вариант 21

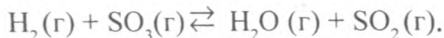
1. Во сколько раз увеличится скорость реакции



при увеличении давления в три раза, если экспериментально установлено, что зависимость скорости реакции от концентрации реагентов описывается уравнением $v = kc^2(\text{NO}_2)c(\text{H}_2)$?

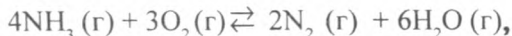
2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при температуре 298,15K скорость реакции составляет 0,1 моль/(л · с), а при температуре 313,15K она равна 0,8 моль/(л · с).

3. При некоторой температуре в герметично закрытом сосуде установилось химическое равновесие



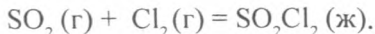
Вычислите константу равновесия и исходные концентрации реагентов, если равновесные концентрации равны: $[\text{H}_2] = 0,25$ моль/л, $[\text{SO}_3] = 0,15$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}] = 0,3$ моль/л, $[\text{SO}_2] = 0,3$ моль/л.

4. Реакция горения аммиака до некоторой степени обратима. В каком направлении смещено равновесие в системе



если константа равновесия $K_c = 10^{229}$? В каком направлении сместится равновесие в этой системе при повышении давления?

5. Вычислите тепловой эффект реакции образования дихлорида диоксида серы (старое название хлористый сульфурил):



Является ли данная реакция экзотермической или эндотермической?

Вариант 22

1. Экспериментально установлено, что зависимость скорости разложения газообразного пентаоксида диазота



от концентрации этого вещества описывается уравнением $v = kc(\text{N}_2\text{O}_5)$. Во сколько раз уменьшится скорость этой реакции при уменьшении концентрации N_2O_5 от 40 до 10 ммоль/л?

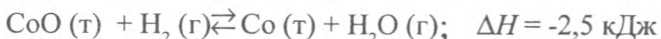
2. Скорость реакции при температуре 250°C равна $0,2 \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{с})$. Вычислите скорость этой реакции при температуре 200°C , если температурный коэффициент скорости реакции равен 2.

3. В герметично закрытый сосуд вместимостью 1 л поместили $3,5 \text{ ммоль}$ дихлорид-оксида углерода. В результате протекания обратимой реакции при некоторой температуре установилось химическое равновесие



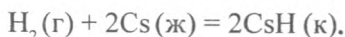
Вычислите константу равновесия, если $[\text{COCl}_2] = 2 \text{ ммоль}/\text{л}$.

4. Увеличится ли выход продуктов реакции



а) при повышении температуры; б) при повышении давления?

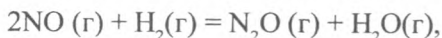
5. Вычислите изменение энтропии в результате реакции



Будет ли эта реакция протекать самопроизвольно в изолированной системе при давлении $101,3 \text{ кПа}$ и температуре $298,15 \text{ К}$?

Вариант 23

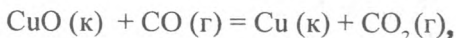
1. Изменится ли скорость реакции



для которой справедливо уравнение $v = kc^2(\text{NO})c(\text{H}_2)$, если концентрацию монооксида азота увеличить в два раза, а концентрацию водорода уменьшить в четыре раза?

2. При некоторой температуре скорость реакции составляет $563 \text{ ммоль}/(\text{л} \cdot \text{мин})$. На сколько градусов нужно понизить температуру, чтобы скорость этой реакции снизилась до $20 \text{ ммоль}/(\text{л} \cdot \text{мин})$, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3,8?

3. Вычислите равновесные концентрации газообразных веществ в системе



если исходная концентрация монооксида углерода равна $4 \text{ моль}/\text{л}$, диоксида углерода в начале реакции не было, а константа равновесия $K_c = 12$.

4. В каком направлении сместится равновесие в системе



а) при повышении температуры; б) при повышении давления?

5. При давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К вычислите изменение энергии Гиббса в результате реакции горения моносилана:



Может ли эта реакция протекать самопроизвольно в закрытой системе при указанных условиях?

Вариант 24

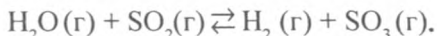
1. Во сколько раз увеличится скорость реакции



при увеличении давления в три раза, если экспериментально установлено, что зависимость скорости реакции от концентрации реагента описывается уравнением $v = kc(\text{N}_2\text{O}_5)$?

2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при температуре 533,15 К скорость реакции составляет 5,4 ммоль/(л · с), а при температуре 583,15 К она равна 594 ммоль/(л · с).

3. При некоторой температуре в герметично закрытом сосуде установилось химическое равновесие



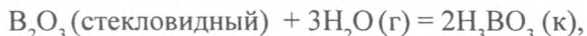
Вычислите константу равновесия и исходные концентрации реагентов, если равновесные концентрации равны: $[\text{H}_2\text{O}] = 0,5$ моль/л, $[\text{SO}_2] = 0,2$ моль/л, $[\text{H}_2] = 0,4$ моль/л, $[\text{SO}_3] = 0,4$ моль/л.

4. Реакция каталитического окисления аммиака до некоторой степени обратима. В каком направлении смещено равновесие в системе



если константа равновесия $K_c = 10^{168}$? В каком направлении сместится равновесие в этой системе при повышении давления?

5. При давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К вычислите изменение энергии Гиббса в результате реакции

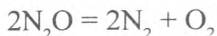


если $\Delta H^\circ_{\text{реакции}} = -208,54$ кДж и $\Delta S^\circ_{\text{реакции}} = -24,82$ Дж/К.

Может ли эта реакция протекать самопроизвольно при указанных выше условиях в неизолированной системе?

Вариант 25

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции



при увеличении давления в 10 раз, если экспериментально установлено, что зависимость скорости реакции от концентрации реагента описывается уравнением $v = kc^2(\text{N}_2\text{O})$?

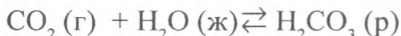
2. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 40° , если температурный коэффициент скорости реакции равен 3,2?

3. В герметично закрытый сосуд вместимостью 1 л поместили 5,3 ммоль пентахлорида фосфора. В результате протекания обратной реакции при некоторой температуре установилось химическое равновесие



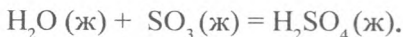
Вычислите константу равновесия, если $[\text{PCl}_5] = 2$ ммоль/л.

4. В каком направлении сместится равновесие в системе



при повышении давления?

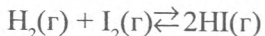
5. Вычислите тепловой эффект реакции образования серной кислоты:



Является ли данная реакция экзотермической или эндотермической?

Вариант 26

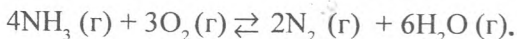
1. Вычислите среднюю скорость реакции



по водороду, если его первоначальная концентрация составляла 0,3 моль/л, а через 15 минут после начала реакции она уменьшилась в два раза.

2. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 81 раз, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

3. В результате протекания до некоторой степени обратимой реакции горения аммиака установилось химическое равновесие



Во сколько раз константа скорости обратной реакции меньше константы скорости прямой реакции, если константа равновесия K_c равна 10^{229} ?

3. Увеличится ли выход фосгена в обратимой реакции



а) при увеличении давления; б) при повышении температуры?

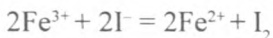
5. Вычислите изменение энтропии в результате реакции



Может ли эта реакция протекать самопроизвольно в изолированной системе при давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К?

Вариант 27

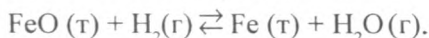
1. Для протекающей в растворе реакции окисления иодид-ионов:



справедливо уравнение $v = kc(\text{Fe}^{3+})c^2(\text{I}^-)$. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если концентрацию иодид-ионов увеличить в 3 раза, а концентрацию катионов Fe^{3+} - на 50%?

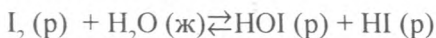
2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 60 градусов ее скорость возросла в 4000 раз.

3. При некоторой температуре в герметично закрытом сосуде установилось химическое равновесие



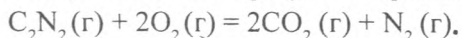
Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию водорода, если равновесные концентрации равны: $[\text{H}_2] = 0,25$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}] = 0,04$ моль/л.

4. В каком направлении сместится равновесие, устанавливающееся в водном растворе иода



а) при уменьшении концентрации иода; б) при добавлении в раствор щелочи?

5. При давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К вычислите изменение энергии Гиббса в результате реакции горения дициана:



Может ли эта реакция протекать самопроизвольно в закрытой системе при указанных условиях?

Вариант 28

1. При шампанизации вина резервуарным методом до брожения в 1 л вина содержалось 8,2 мг растворенного кислорода, через 10 суток после начала процесса шампанизации содержание кислорода в том же объеме виноматериалов снизилось до 4 мг. Вычислите среднюю скорость ассимиляции кислорода в ммоль/(л · час).

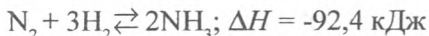
2. Во сколько раз уменьшится скорость реакции, если температура понижается с 200 до 175°C, а температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

3. В герметично закрытый сосуд вместимостью 1 л поместили 0,045 моль триоксида диазота. В результате протекания обратимой реакции при некоторой температуре установилось химическое равновесие



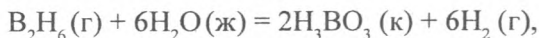
Вычислите равновесные концентрации исходного вещества и продуктов реакции, если $K_c = 1$.

4. Увеличится ли выход аммиака в реакции



при одновременном понижении температуры и повышении давления.

5. При давлении 101,3 кПа и температуре 298,15 К вычислите изменение энергии Гиббса в результате реакции

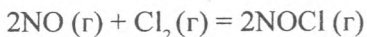


если $\Delta H^\circ_{\text{реакции}} = -511,52 \text{ кДж}$ и $\Delta S^\circ_{\text{реакции}} = 308,12 \text{ Дж/К}$.

Может ли эта реакция протекать самопроизвольно при указанных выше условиях в неизолированной системе?

Вариант 29

1. Вычислите среднюю скорость реакции



по NO, если его исходная концентрация составляла 0,5 моль/л, а через 20 с она стала равной 0,1 моль/л.

2. При температуре 215°C скорость реакции составляла 25 ммоль/(л · с). При какой температуре скорость реакции станет равной 4 ммоль/(л · с), если температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5?

3. В герметично закрытый сосуд вместимостью 1 л поместили 3,7 ммоль бромоводорода. В результате протекания обратимой реак-

ции при некоторой температуре установилось химическое равновесие



Вычислите константу равновесия, если $[\text{H}_2] = 0,85$ ммоль/л.

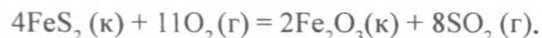
4. При осуществлении в замкнутом пространстве реакция



становится обратимой. В какую сторону сместится равновесие:

а) при повышении давления; б) при повышении температуры?

5. Вычислите тепловой эффект реакции:



Является ли данная реакция экзотермической или эндотермической?

Вариант 30

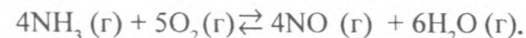
1. Экспериментально установлено, что зависимость скорости разложения газообразного пентаоксида диазота



от концентрации этого вещества описывается уравнением $v = kc(\text{N}_2\text{O}_5)$. Вычислите скорость этой реакции, если концентрация N_2O_5 составляет 20 ммоль/л, а константа скорости равна $1,6 \text{ ч}^{-1}$.

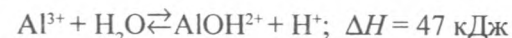
2. При повышении температуры со 125°C до 150°C скорость реакции увеличилась в 32 раза. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции.

3. В результате протекания до некоторой степени обратимой реакции каталитического окисления аммиака установилось химическое равновесие



Во сколько раз константа скорости обратной реакции меньше константы скорости прямой реакции, если константа равновесия K_c равна 10^{168} ?

4. В каком направлении сместится равновесие реакции



а) при повышении температуры; б) при добавлении щелочи?

5. Вычислите изменение энтропии в результате реакции



Может ли эта реакция протекать самопроизвольно в изолированной системе при давлении 101,3 кПа и температуре $298,15 \text{ K}$?

Глава 3. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ

Изучить: главу 6.

Повторить: главу 2, раздел 2.2 «Законы стехиометрии» учебника.

3.1. ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К КОЛЛОКВИУМУ

1. Что такое раствор?
2. Какой знак имеет ΔG процессов растворения? Как может изменяться энтропия, если процесс растворения является экзотермическим? Какой знак имеет ΔS для эндотермических процессов растворения?
3. Назовите все типы взаимодействия между частицами растворенного вещества и растворителя, приводящие к образованию растворов.
4. В чем заключается главное отличие сил Ван-дер-Ваальса от химических сил, вызывающих образование растворов?
5. Назовите основные способы выражения состава растворов.

3.2. ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Для решения любого типа задач, связанных с вычислениями состава растворов, нужно выучить приведенные в учебнике уравнения 6.1–6.7 для расчета молярной концентрации, молярной концентрации эквивалента, титра и массовой доли.

Задачи на расчет концентраций и массовых долей растворенных веществ

Это наиболее простой тип задач. Для их решения нужно подставить данные в условиях задачи числовые значения масс растворенных веществ, масс или объемов растворов в соответствующее уравнение и произвести вычисления. При этом следует иметь в виду, что все уравнения 6.1–6.7 справедливы при условии, что объем раствора выражен в миллилитрах, поэтому во избежание ошибок нужно быть внимательными при пересчете объемов из одних единиц измерения в другие. Следует помнить, что $1 \text{ л} = 1000 \text{ мл}$.

Единицы измерения объема литр (л) и миллилитр (мл) не входят в систему единиц СИ. В строгом соответствии с СИ объем следует измерять в кубических метрах (м^3) и дольных от него единицах: кубических дециметрах (дм^3) и кубических сантиметрах (см^3). Однако в лабораторной практике редко приходится иметь дело с больши-

ми объемами растворов, которые целесообразно измерять в кубических метрах. Кроме того, запись единиц объемов с использованием показателей степени кажется громоздкой, поэтому вместо кубических дециметров химики чаще пользуются равной ему единицей – литром ($1 \text{ л} = 1 \text{ дм}^3$), а вместо кубического сантиметра – миллилитром ($1 \text{ мл} = 1 \text{ см}^3$).

Пример 3.1. Вычислите молярную концентрацию хлорида натрия, если в 100 мл раствора содержится 5,84 г этого вещества.

Решение.

$$\begin{array}{l} V = 100 \text{ мл} \\ m(\text{NaCl}) = 5,84 \text{ г} \\ \hline c(\text{NaCl}) = ? \end{array}$$

Для расчета воспользуемся уравнением 6.1. Растворенным веществом в этой задаче является хлорид натрия, поэтому вместо обобщенного обозначения растворенного вещества В в уравнение подставляем формулу хлорида натрия NaCl:

$$c(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})V} 1000;$$

подставим в него числовые значения массы хлорида натрия и объема раствора и вычислим молярную концентрацию:

$$c(\text{NaCl}) = \frac{5,84}{58,5 \cdot 100} 1000 = 1 \text{ моль/л.}$$

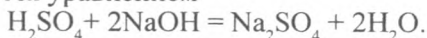
Ответ: 1 моль/л.

Пример 3.2. В 500 мл раствора содержится 19,6 г серной кислоты. Вычислите молярную концентрацию эквивалента серной кислоты в этом растворе при условии полной нейтрализации.

Решение.

$$\begin{array}{l} V = 500 \text{ мл} \\ m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 19,6 \text{ г} \\ \hline c(\text{H}_2\text{SO}_4) = ? \end{array}$$

Полная нейтрализация серной кислоты описывается уравнением



Из каждой молекулы кислоты в реакцию вступают два катиона водорода, поэтому одному катиону водорода в этой кислотно-основной реакции эквивалентна условная частица $1/2$ молекулы H_2SO_4 . Следовательно, фактор эквивалентности $f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$.

Для расчета молярной концентрации эквивалента в уравнение

$$c(1/2 \text{ H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4)M(\text{H}_2\text{SO}_4)V} 1000,$$

полученное из уравнения 6.2, подставим числовые значения массы, фактора эквивалентности, молярной массы серной кислоты и произведем вычисления:

$$c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{19,6}{\frac{1}{2} \cdot 98,0 \cdot 500} \cdot 1000 = 0,8 \text{ моль/л.}$$

Ответ: 0,8 моль/л.

При решении задач, в которых речь идет о массовой доле растворенного вещества, наиболее сложный этап – это выбор одного из трех уравнений: 6.3, 6.4 или 6.5. Если в условии задачи приведена масса раствора, то нужно взять уравнение 6.3. Если в условии даны массы растворителя и одного или нескольких растворенных веществ, то следует воспользоваться уравнением 6.4. Однако чаще всего встречаются задачи, в которых фигурирует объем раствора. Это объясняется тем, что на практике растворы редко взвешивают, обычно проще измерить их объем. Примером раствора, для которого обычно указывают массу, является растительное масло. Для других растворов, с которыми приходится иметь дело в лаборатории или в быту (растворы кислот, оснований и солей в воде, аптечный спиртовой раствор иода, столовый уксус, вино, водка) указывают их объем.

Пример 3.3. Вычислите массовую долю (в долях единицы) нитрата калия в растворе, если в 450 г его содержится 90 г KNO_3 .

Решение.

$\begin{array}{l} m(p) = 450 \text{ г} \\ m(\text{KNO}_3) = 90 \text{ г} \\ \hline \omega(\text{KNO}_3) = ? \end{array}$		В условии задачи приведена масса раствора, поэтому для решения воспользуемся уравнением 6.3, заменив в нем В на KNO_3: $\omega(\text{KNO}_3) = \frac{m(\text{KNO}_3)}{m(p)}.$
--	--	--

После подстановки числовых значений масс растворенного вещества и раствора получим

$$\omega(\text{KNO}_3) = \frac{90}{450} = 0,2.$$

Ответ: 0,2.

Пример 3.4. Маринад для маринования огурцов готовят из 10 л воды, 500 г хлорида натрия, 300 г сахара и 60 г уксусной кислоты. Вычислите массовую долю (%) каждого из ингредиентов маринада.

Решение.

$$\begin{aligned}m(\text{NaCl}) &= 500 \text{ г} \\m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) &= 300 \text{ г} \\m(\text{CH}_3\text{COOH}) &= 60 \text{ г} \\V(\text{H}_2\text{O}) &= 10 \text{ л}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\omega(\text{NaCl}) &= ? \\ \omega(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) &= ? \\ \omega(\text{CH}_3\text{COOH}) &= ?\end{aligned}$$

В условии задачи приведены массы растворенных веществ и объем растворителя – воды. Плотность воды равна 1 г/мл, поэтому масса 10 л (т.е. 10000 мл воды) в соответствии с уравнением

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \rho(\text{H}_2\text{O})V(\text{H}_2\text{O})$$

составляет 10000 граммов:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 10000 = 10000 \text{ г.}$$

Итак, нам известны массы растворенных веществ и растворителя, следовательно, для расчета нужно использовать уравнение 6.4.

Раствор, о котором идет речь в условиях задачи, состоит из четырех компонентов: хлорида натрия NaCl , сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, уксусной кислоты CH_3COOH и воды. Масса раствора складывается из масс этих веществ, поэтому в знаменателе дроби в каждом из расчетных уравнений находится сумма масс всех четырех веществ.

Массовая доля хлорида натрия в маринаде равна

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{NaCl}) + m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) + m(\text{CH}_3\text{COOH}) + m(\text{H}_2\text{O})} 100\%,$$

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{500}{500 + 300 + 60 + 10000} 100\% = 4,6\%.$$

Массовая доля сахара в маринаде составляет

$$\omega(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = \frac{m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})}{m(\text{NaCl}) + m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) + m(\text{CH}_3\text{COOH}) + m(\text{H}_2\text{O})} 100\%,$$

$$\omega(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = \frac{300}{500 + 300 + 60 + 10000} 100\% = 2,8\%.$$

Наконец, массовая доля уксусной кислоты равна

$$\omega(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{m(\text{CH}_3\text{COOH})}{m(\text{NaCl}) + m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) + m(\text{CH}_3\text{COOH}) + m(\text{H}_2\text{O})} 100\%,$$

$$\omega(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{60}{500 + 300 + 60 + 10000} 100\% = 0,6\%.$$

Ответ: маринад содержит 4,6% хлорида натрия, 2,8% сахара и 0,6% уксусной кислоты.

Пример 3.5. Вычислите массовую долю (%) азотной кислоты в растворе, если в 1 л его содержится 629,5 г HNO_3 , а плотность равна 1,30 г/мл.

Решение.

$$\begin{aligned} V &= 1 \text{ л} \\ m(\text{HNO}_3) &= 629,5 \text{ г} \\ \rho &= 1,30 \text{ г/мл} \end{aligned}$$

$$\omega(\text{HNO}_3) = ?$$

Если известны объем и плотность раствора, то массовую долю растворенного вещества можно рассчитать при помощи уравнения 6.5:

$$\omega(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{\rho V} 100\%.$$

Подставляя данные в условиях задачи числовые значения величин, входящих в это уравнение, и производя вычисления, получаем

$$\omega = \frac{629,5}{1,30 \cdot 1000} 100\% = 48,42 \%$$

Ответ: 48,42%.

Пример 3.6. Вычислите титр раствора, в 2 л которого содержится 3 г хлорида цинка.

Решение.

$$\begin{aligned} m(\text{ZnCl}_2) &= 3 \text{ г} \\ V(\text{р}) &= 2 \text{ л} \end{aligned}$$

$$T(\text{ZnCl}_2) = ?$$

Титр раствора можно вычислить, используя уравнение 6.7:

$$T(\text{ZnCl}_2) = \frac{m(\text{ZnCl}_2)}{V(\text{р})}.$$

Подставляя числовые значения массы хлорида цинка, объема раствора и производя расчет, получаем

$$T(\text{ZnCl}_2) = \frac{3}{2000} = 0,0015 \text{ г/мл}.$$

Ответ: 0,0015 г/мл.

Задачи на вычисление масс компонентов, необходимых для приготовления растворов заданного состава

Приготовление растворов – очень распространенная операция не только в химических лабораториях, но и в практической деятельности работников сельского хозяйства и в быту. Проанализировав условия задачи и установив, о каком способе выражения состава раство-

ра идет речь в этой задаче, следует выбрать из уравнений 6.1-6.7, приведенных в учебнике, нужное уравнение, записать его и решить относительно массы растворенного вещества.

Пример 3.7. Сколько граммов гидроксида натрия надо взять для приготовления 2 л 0,1 М раствора?

Решение.

$V = 2 \text{ л}$	В задаче речь идет о молярной концентрации раствора. (Буква М – условное обозначение единицы измерения концентрации моль/л. Читать запись «0,1 М раствор» нужно так: «децимолярный раствор»).
$c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ моль/л}$	
$m(\text{NaOH}) = ?$	

Решая уравнение 6.1 для расчета молярной концентрации

$$c(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})V} 1000$$

относительно массы растворенного вещества, получаем

$$m(\text{NaOH}) = \frac{c(\text{NaOH})M(\text{NaOH})V}{1000},$$

$$m(\text{NaOH}) = \frac{0,1 \cdot 40,0 \cdot 2000}{1000} = 8 \text{ г.}$$

Ответ: 8 г.

Пример 3.8. Для засола крупных огурцов рекомендуют 8%-й рассол. Вычислите, сколько граммов хлорида натрия и воды нужно взять для приготовления 10 л 8%-го рассола с плотностью 1,056 г/мл.

Решение.

$V = 10 \text{ л}$	Для расчета массы хлорида натрия воспользуемся уравнением 6.5, так как в условии задачи приведены объем и плотность раствора:
$\omega(\text{NaCl}) = 8\%$	
$\rho = 1,056 \text{ г/мл}$	
$m(\text{NaCl}) = ?$	$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{V\rho} 100\%.$
$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$	

Решая его относительно массы хлорида натрия, получаем

$$m(\text{NaCl}) = \frac{\omega(\text{NaCl})V\rho}{100}.$$

После подстановки числовых значений и расчета находим:

$$m(\text{NaCl}) = \frac{8 \cdot 10000 \cdot 1,056}{100} = 844,8 \text{ г.}$$

Учитывая, что рассол готовят только из двух компонентов: хлорида натрия и воды, находим массовую долю воды:

$$\omega(\text{H}_2\text{O}) = 100 - \omega(\text{NaCl}),$$

$$\omega(\text{H}_2\text{O}) = 100 - 8 = 92\%.$$

Для расчета массы воды воспользуемся уравнением, аналогичным тому, которое применяли для определения массы хлорида натрия:

$$\omega(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{V\rho} 100\%.$$

Решая его относительно массы воды, находим:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{\omega(\text{H}_2\text{O})V\rho}{100},$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{92 \cdot 10000 \cdot 1,056}{100} = 9715,2 \text{ г.}$$

Ответ: 844,8 г хлорида натрия и 9715,2 г воды.

Пример 3.9. Сколько граммов медного купороса нужно взять для приготовления 50 л 1%-го раствора сульфата меди, который используют для опрыскивания садов в период покоя растений. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Решение.

$V = 50 \text{ л}$ $\omega(\text{CuSO}_4) = 1\%$ $\rho = 1 \text{ г/мл}$ $m(\text{CuSO}_4) = ?$		Медный купорос – тривиальное название кристаллогидрата, состав которого описывается формулой $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Так как растворяемое вещество содержит кристаллизационную воду, расчет его массы, необходимой для приготовления раствора, имеет особенности, которые станут понятными в ходе решения этой задачи. Сначала вычислим массу безводного сульфата меди, нужного для приготовления 50 л 1%-го раствора этой соли:
--	--	--

$$m(\text{CuSO}_4) = \frac{\omega(\text{CuSO}_4)V\rho}{100},$$

$$m(\text{CuSO}_4) = \frac{1 \cdot 50000 \cdot 1}{100} = 500 \text{ г.}$$

Найдем количество вещества сульфата меди в 500 г этой соли:

$$n(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)},$$

$$n(\text{CuSO}_4) = \frac{500}{159,6} = 3,1 \text{ моль.}$$

Так как в 1 моль медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ содержится 1 моль безводного сульфата меди CuSO_4 , то для получения 3,1 моль сульфата меди нужно взять 3,1 моль медного купороса. Вычислим массу 3,1 моль медного купороса:

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}),$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 249,7 \cdot 3,1 = 774,1 \text{ г.}$$

Ответ: 774,1 г.

Задачи на расчет массы растворенного вещества, содержащегося в растворе

Задачи этого типа решаются точно так же, как и задачи на расчет масс компонентов, необходимых для приготовления растворов.

Пример 3.10. Средняя соленость океанической воды равна примерно 35 ‰. Вычислите массу солей (г), содержащихся в 1 кг такой воды.

Решение.

$\omega(\text{солей}) = 35 \text{ ‰}$ $m(\text{р}) = 1000 \text{ г}$ $m(\text{солей}) = ?$	Записываем уравнение для расчета массовой доли, выраженной в промилле (промилле – тысячная доля): $\omega(\text{солей}) = \frac{m(\text{солей})}{m(\text{р})} 1000.$
--	---

Решаем это уравнение относительно массы солей:

$$m(\text{солей}) = \frac{\omega(\text{солей})m(\text{р})}{1000}.$$

Подставляем числовые значения, производим расчеты и получаем

$$m(\text{солей}) = \frac{35 \cdot 1000}{1000} = 35 \text{ г.}$$

Ответ: в 1 кг океанической воды содержится 35 г солей.

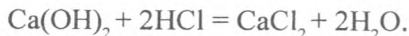
Пример 3.11. Сколько граммов гидроксида кальция содержится в 100 мл 0,04 н. раствора этого основания, если он вступает в реакцию полной нейтрализации.

Решение.

$$\begin{array}{l} V = 100 \text{ мл} \\ c[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 0,04 \text{ моль/л} \\ m[\text{Ca}(\text{OH})_2] = ? \end{array}$$

В задаче речь идет о молярной концентрации эквивалента. Буква н. с точкой – условное обозначение единицы измерения молярной концентрации эквивалента моль/л.

Полная нейтрализация гидроксида кальция достигается, например, при его взаимодействии с избытком хлороводородной кислоты:



В этой реакции оба гидроксид-иона $\text{Ca}(\text{OH})_2$ взаимодействуют с катионами водорода. Следовательно, фактор эквивалентности равен $f_{\text{экв}}[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 1/2$.

Из расчетного уравнения для молярной концентрации эквивалента

$$c[\text{Ca}(\text{OH})_2] = \frac{m[\text{Ca}(\text{OH})_2]}{f_{\text{экв}}[\text{Ca}(\text{OH})_2] M[\text{Ca}(\text{OH})_2] V} 1000$$

выражаем массу гидроксида кальция:

$$m[\text{Ca}(\text{OH})_2] = \frac{c[\text{Ca}(\text{OH})_2] f_{\text{экв}}[\text{Ca}(\text{OH})_2] M[\text{Ca}(\text{OH})_2] V}{1000}.$$

Подставляя числовые значения и производя расчеты, получаем

$$m[\text{Ca}(\text{OH})_2] = \frac{0,04 \cdot 0,5 \cdot 74,08 \cdot 100}{1000} = 0,15 \text{ г.}$$

Ответ: масса гидроксида кальция составляет 0,15 г.

Задачи на переход от одного способа выражения состава раствора к другому

Потребность в таких расчетах часто возникает при сравнении экспериментальных данных, полученных авторами, которые пользовались разными способами выражения состава растворов. Для успешного решения задач этого типа нужно помнить, что *при переходе от одного способа выражения состава раствора к другому масса растворенного вещества не изменяется.*

Алгоритм решения таких задач следующий:

- 1) записываем уравнения для обоих способов выражения состава растворов, о которых идет речь в условиях задачи;
- 2) решаем оба уравнения относительно массы растворенного вещества $m(\text{В})$;

- 3) приравниваем правые части уравнений;
- 4) решаем полученное уравнение относительно искомой величины;
- 5) подставляем числовые значения и производим вычисления.

Пример 3.12. Вычислить молярную концентрацию 16%-го раствора хлорной кислоты плотностью 1,1 г/мл.

Решение.

$\begin{array}{l} \omega(\text{HClO}_4) = 16\% \\ \rho = 1,1 \text{ г/мл} \\ c(\text{HClO}_4) = ? \end{array}$	$\left \begin{array}{l} \text{В условиях задачи речь идет о молярной концен-} \\ \text{трации и массовой доле. Для обоих способов} \\ \text{выражения состава раствора запишем расчетные} \\ \text{уравнения:} \end{array} \right.$
--	--

$$c(\text{HClO}_4) = \frac{m(\text{HClO}_4)}{M(\text{HClO}_4)V} 1000; \quad \omega(\text{HClO}_4) = \frac{m(\text{HClO}_4)}{V\rho} 100\%.$$

Решим эти уравнения относительно массы растворенного вещества:

$$m(\text{HClO}_4) = \frac{c(\text{HClO}_4)M(\text{HClO}_4)V}{1000};$$

$$m(\text{HClO}_4) = \frac{\omega(\text{HClO}_4)V\rho}{100}.$$

Так как масса растворенного вещества при переходе от одного способа выражения состава раствора к другому не изменяется, то левые части этих уравнений тождественно равны. Значит равны и правые части уравнений:

$$\frac{c(\text{HClO}_4)M(\text{HClO}_4)V}{1000} = \frac{\omega(\text{HClO}_4)V\rho}{100}.$$

Сокращаем обе дроби на V и на 100 и решаем уравнение относительно искомой молярной концентрации:

$$c(\text{HClO}_4) = \frac{10\omega(\text{HClO}_4)\rho}{M(\text{HClO}_4)};$$

подставляя числовые значения и производя вычисления, получаем

$$c(\text{HClO}_4) = \frac{10 \cdot 16 \cdot 1,1}{100,5} = 1,75 \text{ моль/л.}$$

Ответ: 1,75 моль/л.

Обратите внимание на то, что при переходе от молярных концентраций и титра, т. е. способов выражения состава раствора, характеризующих содержание вещества в единице объема, к массовой доле,

которая характеризует содержание вещества в единице массы раствора, обязательно нужно знать плотность раствора.

Пример 3.13. Вычислите молярную концентрацию эквивалента хлорида алюминия в 1 М растворе этой соли. Раствор используют для получения гидроксида алюминия.

Решение.

$$\frac{c(\text{AlCl}_3) = 1 \text{ моль/л}}{c(\frac{1}{3}\text{AlCl}_3) = ?} \quad \left| \begin{array}{l} \text{Для получения гидроксида алюминия из хлорида этого металла можно использовать обменную реакцию:} \end{array} \right.$$



В результате этой реакции все три хлорид-иона соли замещаются на гидроксид-ионы. В соответствии с уравнением



число вступающих в реакцию гидроксид-ионов равно числу катионов водорода. Таким образом, три замещенных хлорид-иона эквивалентны трем катионам водорода. Следовательно, эквивалент хлорида алюминия – условная частица $1/3$ молекулы AlCl_3 , а фактор эквивалентности хлорида алюминия в данной реакции равен $1/3$. Можно рассуждать и по-другому: катион алюминия реагирует с тремя гидроксид-ионами, каждый из которых эквивалентен катиону водорода, следовательно катион алюминия в данной реакции эквивалентен трем катионам водорода и эквивалент хлорида алюминия – условная частица $1/3$ молекулы AlCl_3 , а фактор эквивалентности этой соли равен $1/3$. В рассматриваемом примере фактор эквивалентности можно рассчитать, исходя из числа вступивших в реакцию катионов:

$$f_{\text{экв}}(\text{AlCl}_3) = \frac{1}{n(\text{Al}^{3+})z(\text{Al}^{3+})},$$

где $n(\text{Al}^{3+})$ – число катионов алюминия, $z(\text{Al}^{3+})$ – заряд катиона алюминия;

$$f_{\text{экв}}(\text{AlCl}_3) = \frac{1}{1 \cdot 3} = \frac{1}{3}.$$

Точно такой же результат получим, рассчитывая фактор эквивалентности с использованием числа замещенных гидроксид-ионами анионов:

$$f_{\text{экв}}(\text{AlCl}_3) = \frac{1}{n(\text{Cl}^-) | z(\text{Cl}^-) |},$$

где $n(\text{Cl}^-)$ – число хлорид-ионов, $|z(\text{Cl}^-)|$ – заряд хлорид-иона, взятый по модулю для того, чтобы фактор эквивалентности имел положительное значение.

$$f_{\text{экв}}(\text{AlCl}_3) = \frac{1}{3 \cdot 1} = \frac{1}{3}.$$

В условии задачи речь идет о молярной концентрации хлорида алюминия и молярной концентрации эквивалента этой соли. Для обоих способов выражения состава раствора записываем расчетные уравнения:

$$c(\text{AlCl}_3) = \frac{m(\text{AlCl}_3)}{M(\text{AlCl}_3)V} 1000;$$

$$c(\frac{1}{3}\text{AlCl}_3) = \frac{m(\text{AlCl}_3)}{f_{\text{экв}}(\text{AlCl}_3)M(\text{AlCl}_3)V} 1000.$$

Решаем оба уравнения относительно массы хлорида алюминия:

$$m(\text{AlCl}_3) = \frac{c(\text{AlCl}_3)M(\text{AlCl}_3)V}{1000};$$

$$m(\text{AlCl}_3) = \frac{c(\frac{1}{3}\text{AlCl}_3)f_{\text{экв}}(\text{AlCl}_3)M(\text{AlCl}_3)V}{1000}.$$

Так как масса растворенного вещества при переходе от одного способа выражения состава раствора к другому не изменяется, левые части обоих уравнений тождественно равны, следовательно, равны и их правые части:

$$\frac{c(\text{AlCl}_3)M(\text{AlCl}_3)V}{1000} = \frac{c(\frac{1}{3}\text{AlCl}_3)f_{\text{экв}}(\text{AlCl}_3)M(\text{AlCl}_3)V}{1000}.$$

Сокращая левую и правую части уравнения на V , $M(\text{AlCl}_3)$ и на 1000 и решая уравнение относительно искомой молярной концентрации эквивалента хлорида алюминия, получаем:

$$c(\frac{1}{3}\text{AlCl}_3) = \frac{c(\text{AlCl}_3)}{f_{\text{экв}}(\text{AlCl}_3)};$$

$$c(\frac{1}{3}\text{AlCl}_3) = \frac{1}{1/3} = 3 \text{ моль/л.}$$

Ответ: 3 моль/л.

Задачи на разбавление и концентрирование растворов

Для приготовления растворов с заданным составом из твердых негигроскопичных веществ достаточно точно взвесить рассчитанное количество вещества (химики называют эту операцию взятием навески) и растворить его в нужном объеме воды. Сложнее обстоит дело в том случае, если растворяемое вещество неустойчиво на воздухе или представляет собой газ. Например, гидроксид натрия активно реагирует с содержащимися в воздухе парами воды и углекислым газом, а хлороводород при обычных условиях находится в газообразном состоянии. Точную навеску таких веществ взять невозможно. Поэтому их растворы с заданным составом готовят путем разбавления. Для этого сначала готовят концентрированный раствор, определяют в нем содержание растворенного вещества, а затем добавляют рассчитанный объем воды. В химическом анализе часто возникает необходимость в концентрировании растворов. Простейший способ концентрирования – выпаривание, т.е. длительное кипячение, в результате которого часть содержавшейся в растворе воды превращается в пар, объем раствора уменьшается, а концентрация или массовая доля растворенного вещества возрастает. Решая задачи этого типа нужно помнить, что *при разбавлении и концентрировании растворов масса растворенного вещества не изменяется*.

Пример 3.14. Сколько миллилитров 40%-го раствора хлороводородной кислоты плотностью 1,198 г/мл нужно взять для приготовления 5 л 10%-го раствора плотностью 1,047 г/мл.

Решение.

$$\begin{aligned}\omega_1(\text{HCl}) &= 40\% \\ \rho_1 &= 1,198 \text{ г/мл} \\ V_2 &= 5 \text{ л} \\ \omega_2(\text{HCl}) &= 10\% \\ \rho_2 &= 1,047 \text{ г/мл} \\ \hline V_1 &= ?\end{aligned}$$

В условиях задач имеются данные, относящиеся к двум растворам. Для предотвращения ошибок все данные, относящиеся к раствору с большей концентрацией, обозначены индексом «1», а данные, относящиеся ко второму раствору, приведены с индексом «2». Содержание хлороводорода в обоих растворах охарактеризовано массовыми долями этого вещества, поэтому нам придется

дважды написать уравнения для расчета массовой доли:

$$\omega_1(\text{HCl}) = \frac{m_1(\text{HCl})}{V_1 \rho_1} 100\%; \quad \omega_2(\text{HCl}) = \frac{m_2(\text{HCl})}{V_2 \rho_2} 100\%.$$

Решаем эти уравнения относительно массы растворенного вещества:

$$m_1(\text{HCl}) = \frac{\omega_1(\text{HCl}) V_1 \rho_1}{100}; \quad m_2(\text{HCl}) = \frac{\omega_2(\text{HCl}) V_2 \rho_2}{100}.$$

Так как при разбавлении раствора масса растворенного вещества не изменяется, левые части обоих уравнений равны:

$$m_1(\text{HCl}) = m_2(\text{HCl}),$$

следовательно, равны и правые их части:

$$\frac{\omega_1(\text{HCl})V_1\rho_1}{100} = \frac{\omega_2(\text{HCl})V_2\rho_2}{100}.$$

Решая новое уравнение относительно искомого объема раствора с большей концентрацией и сокращая числитель и знаменатель на 100, находим:

$$V_1 = \frac{\omega_2(\text{HCl})V_2\rho_2}{\omega_1(\text{HCl})\rho_1}.$$

После подстановки числовых значений получаем

$$V_1 = \frac{10 \cdot 5000 \cdot 1,047}{40 \cdot 1,198} = 1092,5 \text{ мл.}$$

Ответ: надо взять 1092,5 мл раствора.

Пример 3.15. Какой объем воды (мл) нужно прилить к 1 л 6 н. раствора хлороводородной кислоты, чтобы получить 10%-й раствор плотностью 1,047 г/мл?

Решение.

$$\begin{array}{l} V_1 = 1 \text{ л} \\ c(\text{HCl}) = 6 \text{ моль/л} \\ \omega(\text{HCl}) = 10\% \\ \rho = 1,047 \text{ г/мл} \\ \hline V(\text{H}_2\text{O}) = ? \end{array}$$

По условиям задачи из раствора с большим содержанием хлороводородной кислоты, которое выражено молярной концентрацией эквивалента, нужно приготовить раствор с меньшим содержанием этого вещества, которое охарактеризовано массовой долей. Для любой одноосновной кислоты, в том числе и для хлороводородной, фактор эквивалентности равен 1, а молярная концентрация эквивалента равна молярной концентрации.

Для обоих способов выражения состава раствора запишем расчетные уравнения:

$$c(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl}) \cdot V_1} \cdot 1000; \quad \omega(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{V_2 \cdot \rho} \cdot 100.$$

Решим оба уравнения относительно массы растворенного вещества:

$$m(\text{HCl}) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) \cdot V_1}{1000}, \quad m(\text{HCl}) = \frac{\omega(\text{HCl}) \cdot V_2 \cdot \rho}{100}.$$

Так как при разбавлении раствора масса растворенного вещества не изменяется, то левые части этих уравнений равны и мы можем приравнять их правые части:

$$\frac{c(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) \cdot V_1}{1000} = \frac{\omega(\text{HCl}) \cdot V_2 \cdot \rho}{100}.$$

После сокращения знаменателей обеих дробей на 100 решим новое уравнение относительно объема второго раствора:

$$V_2 = \frac{c(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) \cdot V_1}{10\omega(\text{HCl}) \cdot \rho}.$$

Подставим числовые значения и произведем расчеты:

$$V_2 = \frac{6 \cdot 36,5 \cdot 1000}{10 \cdot 10 \cdot 1,047} = 2092 \text{ мл.}$$

Объем воды, которую надо прибавить, равен разности объемов разбавленного и концентрированного растворов:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = V_2 - V_1,$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 2092 - 1000 = 1092 \text{ мл.}$$

Ответ: нужно прилить 1092 мл воды.

Пример 3.16. В результате выпаривания из 500 г 1%-ного раствора хлорида натрия получен 26%-й раствор. Какой объем воды (мл) выпарен?

Решение.

$$\begin{aligned} m_1(\text{p}) &= 500 \text{ г} \\ \omega_1(\text{NaCl}) &= 1\% \\ \omega_2(\text{NaCl}) &= 26\% \end{aligned}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Содержание хлорида натрия в обоих растворах выражено массовой долей этой соли. Запишем математические выражения массовой доли хлорида натрия для обоих растворов:

$$\omega_1(\text{NaCl}) = \frac{m_1(\text{NaCl})}{m_1(\text{p})} 100\%; \quad \omega_2(\text{NaCl}) = \frac{m_2(\text{NaCl})}{m_2(\text{p})} 100\%.$$

Решим оба уравнения относительно массы хлорида натрия:

$$m_1(\text{NaCl}) = \frac{\omega_1(\text{NaCl}) \cdot m_1(\text{p})}{100}; \quad m_2(\text{NaCl}) = \frac{\omega_2(\text{NaCl}) \cdot m_2(\text{p})}{100}.$$

Так как при выпаривании раствора масса растворенного вещества не изменяется, левые части этих уравнений равны и мы можем приравнять их правые части:

$$\frac{\omega_1(\text{NaCl}) \cdot m_1(\text{p})}{100} = \frac{\omega_2(\text{NaCl}) \cdot m_2(\text{p})}{100}.$$

Сокращаем обе дроби на 100 и решаем новое уравнение относительно массы 26%-ного раствора:

$$m_2(\text{p}) = \frac{\omega_1(\text{NaCl}) \cdot m_1(\text{p})}{\omega_2(\text{NaCl})}.$$

Подставляем числовые значения и производим расчеты:

$$m_2(\text{p}) = \frac{1 \cdot 500}{26} = 19,2 \text{ г.}$$

Масса испарившейся воды равна разности масс исходного и полученного в результате выпаривания растворов:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_1(\text{p}) - m_2(\text{p}),$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 500 - 19,2 = 480,8 \text{ г.}$$

Плотность воды равна 1 г/мл, поэтому объем воды численно равен ее массе. Масса выпаренной воды равна 480,8 г, ее объем составляет 480,8 мл.

Ответ: 480,8 мл.

3.3. ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Вариант 1

1. В приложении 2 приведены составы растворов, используемых для гидропонного выращивания растений в условиях защищенного грунта. Пользуясь этими данными, вычислите молярную концентрацию каждой из солей азотной кислоты, входящих в состав питательного раствора Кнопа. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

2. В 240 мл воды растворили 10 г хлорида калия. Вычислите массовую долю этой соли в приготовленном растворе.

3. Какова молярная концентрация 2 н. раствора фосфорной кислоты, если продуктом реакции нейтрализации является гидрофосфат натрия?

4. Сколько граммов 25%-го раствора гидроксида калия нужно прилить к 400 мл воды, чтобы приготовить 15%-й раствор?

5. Сколько миллилитров 2 н. раствора серной кислоты нужно взять для приготовления 3 л 0,06 н. раствора?

Вариант 2

1. В 100 мл виноградного сусла, полученного после дробления винограда, содержится 0,5 мг кислорода. Вычислите молярную концентрацию эквивалента кислорода в таком сусле, если он восстанавливается до степени окисления -2.

2. Для опрыскивания садов ранней весной в период покоя растений используют 0,5%-й раствор сульфата меди. Сколько граммов медного купороса нужно взять для приготовления 50 л такого раствора? Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

3. Вычислите молярную концентрацию 20%-го раствора хлорида цинка (плотность 1,186 г/мл).

4. Какой станет массовая доля азотной кислоты в растворе, если к 30 мл 20%-го раствора (плотность 1,10 г/мл) добавить 70 мл воды.

5. Какой объём воды нужно добавить к 60 мл 0,8 М сульфата натрия, чтобы приготовить раствор, титр которого равен 0,025 г/мл?

Вариант 3

1. Сколько граммов нитрата серебра нужно для приготовления 125 г 6%-го раствора?

2. В приложении 2 приведен состав питательного раствора Гельригеля для гидропонного выращивания растений в защищенном грунте. Вычислите молярную концентрацию (ммоль/л) сульфата магния в этом растворе. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

3. Какова молярная концентрация 62%-го раствора серной кислоты (плотность 1,520 г/мл)?

4. Какой объём 10%-го раствора карбоната натрия (плотность 1,105 г/мл) необходим, чтобы приготовить 1 л 2%-го раствора (плотность 1,020 г/мл)?

5. Заключительной стадией производства очищенной фосфорной кислоты, используемой в производстве кормовых фосфатов, является концентрирование путем выпаривания воды. Сколько литров воды нужно выпарить из 50 л 5,14 М раствора фосфорной кислоты плотностью 1,26 г/мл, чтобы получить товарный продукт, содержащий 74,5% кислоты, если его плотность равна 1,57 г/мл?

Вариант 4

1. Сколько граммов гидроксида калия нужно взять для приготовления 200 мл 0,5 М раствора?

2. Какова молярная концентрация эквивалента сульфата кобальта в растворе, если в 500 мл его содержится 15,5 г этой соли? Раствор используют для получения гидроксида кобальта (II).

3. Вычислите массовую долю хлорида цинка в 1,75 М растворе с плотностью 1,19 г/мл.

4. В пищевой промышленности находит применение гидрофосфат натрия (техническое название динатрийфосфат). В производстве этой соли используют 45%-й раствор ортофосфорной кислоты плотностью 1,29 г/мл. Сколько литров концентрированного 76%-го раствора этой кислоты плотностью 1,59 г/мл нужно взять для приготовления 10 л 45%-го раствора?

5. Какой станет массовая доля (в %) карбоната натрия, если к 100 г его 30%-го раствора прилить 50 г воды?

Вариант 5

1. Какова массовая доля хлорида натрия в растворе, если в 300 г воды растворено 45 г этой соли?

2. Сколько граммов хлорида бария содержится в 25 мл 0,5 н. раствора?

3. Вычислите молярную концентрацию эквивалента сульфата алюминия в 2 М растворе этой соли при условии, что он используется для получения гидроксида алюминия.

4. К 345 мл 17,1%-го раствора азотной кислоты (плотность 1,1 г/мл) прилили 500 мл воды. Определите молярную концентрацию полученного раствора (плотность 1,039 г/мл).

5. Какой объём 12%-го раствора хлорида натрия с плотностью 1,085 г/мл необходим для приготовления 300 мл 0,5 н. раствора?

Вариант 6

1. В приложении 2 приведен состав питательного раствора Прянишникова для гидропонного выращивания растений в защищенном грунте. Вычислите молярную концентрацию (ммоль/л) гидрофосфата кальция в этом растворе. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

2. Какова молярная концентрация эквивалента сульфата железа (II) в 20%-ном растворе этой соли, плотность которого 1,21 г/мл? Раствор используют для получения гидроксида железа (II).

3. Какой объём воды следует испарить, чтобы из 250 мл 0,5 н. раствора хлорида натрия получить 10,3%-й раствор с плотностью 1,075 г/мл?

4. Сколько мл 15,2%-го раствора карбоната натрия (плотность 1,16 г/мл) нужно для приготовления 50 мл 0,2 М раствора?

Вариант 7

1. Вычислите массовую долю хлорида натрия в растворе, полученном при растворении 50 г этой соли в 1,5 литрах воды?
2. В каком объёме 0,5 н. раствора содержится 4,2 г ортомышьяковистой кислоты? Кислота вступает в реакцию полной нейтрализации.
3. Какова молярная концентрация 20%-го раствора гидроксида натрия (плотность 1,22 г/мл)?
4. Сколько мл 10,22%-го хлорида натрия с плотностью 1,105 г/мл нужно для приготовления 100 мл 0,2 М раствора?
5. До какого объёма следует упарить 240 мл 3%-го раствора хлорида калия (плотность 1,05 г/мл), чтобы получить 2 М раствор?

Вариант 8

1. Для протравливания клубней картофеля перед посадкой используют 0,02%-й раствор сульфата меди. Сколько граммов медного купороса нужно взять для приготовления 100 л такого раствора? Плотность раствора принять равной 1 г/мл.
2. Вычислите массовую долю хлорида магния в 1,5 М растворе с плотностью 1,12 г/мл.
3. Определите молярную концентрацию эквивалента нитрата серебра в растворе, титр которого равен 0,0017.
4. Какой объём воды следует добавить к 25 мл 1 М раствора гидрокарбоната натрия, чтобы получить 0,5 н. раствор?
5. Сколько мл 30%-го раствора гидроксида калия плотностью 1,29 г/мл нужно для приготовления 3 л 0,5 М раствора?

Вариант 9

1. В приложении 2 приведены составы растворов, используемых для гидропонного выращивания растений в условиях защищенного грунта. Пользуясь этими данными, вычислите молярную концентрацию каждой из солей азотной кислоты, входящих в состав питательного раствора Хоглянда и Арнона. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.
2. Для производства кормового фосфата, техническое название которого динарийфосфат, используют 45%-й раствор ортофосфорной кислоты плотностью 1,29 г/мл. Вычислите молярную концентрацию эквивалента фосфорной кислоты в этом растворе, учитывая, что химическое название динарийфосфата – гидрофосфат натрия.
3. Сколько мл 5%-го раствора сульфата железа (II) (плотность 1,1 г/мл) можно приготовить из 15 мл 5 М раствора?

4. До какого объёма нужно разбавить 0,5 л 30,55%-го раствора хлороводородной кислоты (плотность 1,155 г/мл), чтобы приготовить 12,18%-й раствор (плотность 1,06 г/мл)?

Вариант 10

1. Бордоскую жидкость, содержащую 5% гидроксида-сульфата меди, используют для проведения ранней весной опрыскивания плодовых растений в начале распускания почек. Сколько граммов медного купороса нужно взять для приготовления 100 л 5%-ой бордоской жидкости (плотность 1,05 г/мл), если при получении ее действующего вещества протекает реакция



2. Вычислите молярную концентрацию эквивалента серной кислоты в 17%-ом растворе с плотностью 1,12 г/мл. Кислота вступает в реакцию полной нейтрализации.

3. Определите молярную концентрацию 6 н. раствора фосфорной кислоты. Кислота вступает в реакцию полной нейтрализации.

4. Сколько граммов 50%-го раствора гидроксида натрия нужно прилить к 250 мл воды, чтобы приготовить 12%-й раствор?

5. Какой объём 15,2%-го раствора карбоната натрия (плотность 1,16 г/мл) необходим для приготовления 250 мл 0,2 н. раствора этой соли. Полученный раствор будет взаимодействовать с избытком хлороводородной кислоты.

Вариант 11

1. В каком объёме 0,2 М раствора содержится 5,1 г нитрата натрия?

2. Сколько граммов сульфата меди (II) содержится в 2 л 0,5 н. раствора, предназначенного для получения гидроксида меди (II)?

3. Определите массовую долю (в %) серной кислоты в 6 н. растворе с плотностью 1,18 г/мл. Кислота вступает в реакцию полной нейтрализации.

4. До какого объёма следует разбавить 1,5 л 20%-го раствора хлорида натрия с плотностью 1,5 г/мл, чтобы приготовить 0,2 М раствор?

5. Какой станет массовая доля раствора (в %), если к 200 г 50%-го раствора прилить 300 г воды?

Вариант 12

1. В приложении 2 приведены составы растворов, используемых для гидропонного выращивания растений в условиях защищенного грунта. Пользуясь этими данными, вычислите молярную концентра-

цию каждой из солей азотной кислоты, входящих в состав питательного раствора Герике. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

3. Определите молярную концентрацию эквивалента фосфорной кислоты, если в 300 мл раствора содержится 2,94 г, а продуктом реакции нейтрализации является гидрофосфат натрия?

4. Сколько мл 96%-го раствора серной кислоты с плотностью 1,84 г/мл нужно для приготовления 1 л раствора с титром 0,025 г/мл?

5. До какого объёма следует упарить 150 мл 2%-го раствора хлорида натрия плотностью 1,03 г/мл, чтобы получить 2 М раствор?

Вариант 13

1. Какова молярная концентрация раствора, если в 1 мл его содержится 20 мг сульфата меди (II)?

2. Сколько граммов хлорида калия нужно для приготовления 250 мл 0,3 н. раствора?

3. Вычислите молярную концентрацию эквивалента аммиака в 24%-м растворе плотностью 0,910 г/мл.

4. Определите массовую долю (в %) хлорида натрия в растворе, если к 40 г 15%-го раствора прилили 10 г воды.

5. Какой объём 15%-го гидроксида калия (плотность 1,13 г/мл) нужен для приготовления 1,5 л 0,25 н. раствора?

Вариант 14

1. Массовая доля жира в молоке равна 3,8%. Сколько граммов сливочного масла, содержащего 82,5% жира можно получить из 1 л молока плотностью 1,031 г/мл, если добиться полного извлечения жира из молока?

2. Какова молярная концентрация эквивалента раствора нитрата бария, в 1,5 л которого содержится 195,75 г соли?

3. Определите молярную концентрацию 18%-го раствора фосфорной кислоты плотностью 1,1 г/мл.

4. Сколько мл 60%-го раствора серной кислоты (плотность 1,5 г/мл) нужно взять для приготовления 5 л 12%-го раствора (плотность 1,08 г/мл)?

5. Какой объём воды нужно прилить к 50 мл 10,3%-го раствора хлорида натрия плотностью 1,075 г/мл, чтобы приготовить 250 мл 0,5 н. раствора?

Вариант 15

1. В приложении 2 приведены составы растворов, используемых для гидропонного выращивания растений в условиях защищенного грунта. Пользуясь этими данными, вычислите молярную концентра-

цию каждой из солей серной кислоты, входящих в состав питательного раствора Кнопа. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

2. Определите молярную концентрацию карбоната натрия в 13%-м растворе плотностью 1,135 г/мл.

3. Рассчитайте массовую долю (в %) хлороводородной кислоты в 6 н. растворе. Плотность раствора 1,1 г/мл.

4. Какой объём воды следует прилить к 25 мл 1 н. раствора гидрокарбоната натрия, чтобы приготовить 0,5 М раствор?

5. В каких весовых отношениях нужно смешать 62%-й раствор серной кислоты и воды, чтобы приготовить 12%-й раствор?

Вариант 16

1. Сколько граммов хлорида железа (III) содержится в 20 мл 40%-го раствора (плотность 1,133 г/мл)?

2. Определите молярную концентрацию эквивалента хлорида цинка в растворе, в 100 мл которого содержится 1,11 г этой соли. Раствор используют для получения гидроксида цинка.

3. Какова молярная концентрация 20%-го раствора хлороводородной кислоты (плотность 1,1 г/мл)?

4. Какой объём воды нужно прилить к 50 мл 2 М раствора хлорида калия, чтобы приготовить 3%-й раствор с плотностью 1,05 г/мл?

5. Сколько мл 15%-го раствора гидроксида калия (плотность 1,13 г/мл) нужно для приготовления 1,5 л 0,25 н. раствора?

Вариант 17

1. Какова молярная концентрация раствора, если в 200 мл его растворено 18,5 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$?

2. Определите молярную концентрацию эквивалента хлорида меди (II) в 16%-м растворе хлорида меди (II) плотностью 1,18 г/мл. Раствор используют для получения гидроксида меди.

3. Вычислите (в %) массовую долю 1,4 М раствора нитрата серебра (плотность 1,18 г/мл).

4. Какой объём воды необходимо добавить к 1,0 л 38%-го раствора хлороводородной кислоты (плотность 1,189 г/мл), чтобы приготовить 18%-й раствор (плотность 1,089 г/мл)?

5. В каких объёмных соотношениях нужно смешать 1 н. раствор уксусной кислоты и воду, чтобы приготовить 0,05 н. раствор?

Вариант 18

1. В приложении 2 приведены составы растворов, используемых для гидропонного выращивания растений в условиях защищенного грунта. Пользуясь этими данными, вычислите молярную концентра-

цию гидрофосфата кальция (в пересчете на безводную соль) в питательном растворе Прянишникова. Плотность раствора принять равной 1 г/мл. Как называется фосфорное удобрение, используемое для приготовления этого раствора?

2. Вычислите молярную концентрацию эквивалента хлорида натрия в растворе, в 1 мл которого содержится 0,028 г этой соли.

3. Определите молярную концентрацию 5%-го раствора азотной кислоты плотностью 1,1 г/мл.

4. Сколько мл 12 н. раствора серной кислоты нужно взять для приготовления 500 мл 20%-го раствора плотностью 1,14 г/мл?

5. До какого объема нужно упарить 245 мл 0,1 М раствора серной кислоты, чтобы получить 20,9%-й раствор с плотностью 1,1488 г/мл?

Вариант 19

1. В каком объеме 5 М раствора содержится 50 г нитрата калия?

2. Рассчитайте титр 0,2 н. раствора карбоната натрия. Соль вступает в реакцию образования кислой соли.

3. Определите молярную концентрацию 17%-го раствора серной кислоты (плотность 1,12 г/мл).

4. Сколько мл 17,7%-го раствора карбоната натрия (плотность 1,19 г/мл) нужно для приготовления 50 мл 0,5 М раствора?

5. Какой объем воды нужно прилить к 100 мл 24%-го раствора аммиака плотностью 0,91 г/мл, чтобы приготовить 5%-й раствор плотностью 0,97 г/мл.

Вариант 20

1. Сколько граммов гидроксида натрия нужно для приготовления 3 л 10%-го раствора с плотностью 1,115 г/мл?

2. В каком объеме 0,3 н. раствора содержится 3,915 г карбоната калия? Раствор взаимодействует с избытком хлороводородной кислоты.

3. Определите молярную концентрацию эквивалента гидроксида кальция в 0,18 М растворе. Основание вступает в реакцию полной нейтрализации.

4. Сколько мл воды нужно прилить к 1000 мл 1,12 н. раствора серной кислоты, чтобы приготовить 1,00 н. раствор? Серная кислота вступает в реакцию полной нейтрализации.

5. В каких весовых соотношениях нужно смешать 50%-й раствор гидроксида натрия с водой, чтобы получить 30%-й раствор?

Вариант 21

1. В приложении 2 приведены составы растворов, используемых для гидропонного выращивания растений в условиях защищенного грунта. Пользуясь этими данными, вычислите молярную концентрацию сульфата магния (в пересчете на безводную соль) в питательном растворе Хоглянда и Арнона. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

2. Какова молярная концентрация эквивалента карбоната натрия, если в 500 мл раствора содержится 0,075 г этой соли? Раствор взаимодействует с избытком хлороводородной кислоты.

3. Определите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента гидроксида калия в 20%-ом растворе этого основания (плотность 1,17 г/мл).

4. Сколько мл воды нужно прилить к 200 г 20%-го раствора хлороводородной кислоты плотностью 1,098 г/мл, чтобы приготовить 5%-й раствор плотностью 1,032 г/мл?

5. Какой объем 13 н. гидроксида аммония необходим, чтобы после разбавления водой приготовить 3 л 4 н. раствора?

Вариант 22

1. Вычислите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента гидроксида натрия в растворе, 250 мл которого содержат 45 г этого вещества?

2. Рассчитайте титр 5%-го раствора фосфорной кислоты плотностью 1,027 г/мл.

3. Определите массовую долю нитрата никеля (II) (в %) в 1 М растворе этой соли (плотность 1,14 г/мл).

4. Какой будет молярная концентрации раствора гидроксида натрия, если к 600 мл 52%-го раствора этого основания с плотностью 1,560 г/мл прилить 400 мл воды?

5. Сколько мл 30%-го раствора гидроксида калия (плотность 1,29 г/мл) нужно для приготовления 3 л 0,5 М раствора?

Вариант 23

1. В 100 мл воды растворили 22,4 л газообразного хлороводорода (н.у.). Вычислите массовую долю растворенного вещества в полученном растворе.

2. Сколько граммов нитрата натрия нужно для приготовления 500 мл 2,5 н. раствора?

3. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента фосфористой кислоты в 2 М растворе, если она вступает в реакцию полной нейтрализации.

4. Какой объём 10%-го раствора гидроксида калия плотностью 1,1 г/мл необходим для приготовления 300 мл раствора с титром 0,02852 г/мл?

5. До какого объёма нужно разбавить 20 мл 20%-го раствора хлорида меди (II) плотностью 1,2 г/мл, чтобы приготовить 0,5 М раствор?

Вариант 24

1. В приложении 2 приведены составы растворов, используемых для гидропонного выращивания растений в условиях защищенного грунта. Пользуясь этими данными, вычислите молярную концентрацию сульфата кальция (в пересчете на безводную соль) в питательном растворе Прянишникова. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

2. Определите массовую долю хлорида магния в растворе с плотностью 1,02 г/мл, если известно, что в 20 мл этого раствора содержится 3 г соли.

3. Вычислите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента азотной кислоты в 20%-м растворе плотностью 1,22 г/мл.

4. До какого объёма нужно разбавить 10 мл 20,9%-го раствора серной кислоты плотностью 1,15 г/мл, чтобы приготовить 0,1 М раствор?

5. Сколько мл 50,71%-го раствора азотной кислоты плотностью 1,32 г/мл нужно для приготовления 250 мл 0,5 н. раствора?

Вариант 25

1. Для приготовления 100 л бордоской жидкости, обладающей фунгицидным действием, берут 1 кг негашеной извести и 1 кг медного купороса. Негашеную известь предварительно гасят небольшим количеством воды. Затем проводят реакцию:



Вычислите массовую долю гидроксида-сульфата меди в полученной бордоской жидкости, если ее плотность равна 1 г/мл.

2. Определите массовую долю ортофосфорной кислоты в 1,9 н. растворе плотностью 1,031 г/мл, если она вступает в реакцию полной нейтрализации.

3. Какова молярная концентрация раствора, в 1 мл которого содержится 0,028 г иодида калия?

4. В каких объёмных соотношениях нужно смешать 6 н. раствор азотной кислоты и воды, чтобы приготовить 2 н. раствор?

5. Какой объём воды нужно добавить к 1500 мл 13 н. раствора гидроксида аммония, чтобы приготовить 14%-й раствор с плотностью 0,946 г/мл?

Вариант 26

1. Какова молярная концентрация раствора сульфата алюминия, в 0,5 л которого содержится 50 г этой соли?

2. Сколько граммов никелевого купороса нужно взять для приготовления 2 л 0,5 н. раствора сульфата никеля? Раствор используют для получения гидроксида никеля.

3. Какова массовая доля хлорида магния в 1,5 М растворе плотностью 1,12 г/мл?

4. Сколько мл воды нужно прилить к 10,0 мл 12 н. раствора хлороводородной кислоты, чтобы приготовить 0,1 н. раствор?

5. Какой станет массовая доля хлорной кислоты в растворе, если к 10 мл 20%-го раствора (плотность 1,13 г/мл) добавить 40 мл воды?

Вариант 27

1. В приложении 2 приведены составы растворов, используемых для гидропонного выращивания растений в условиях защищенного грунта. Пользуясь этими данными, вычислите молярную концентрацию каждой из солей калия, входящих в состав питательного раствора Кнопа. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

2. В каком объёме 0,06 н. раствора содержится 2,5 г иодида калия?

3. Какова молярная концентрация 20%-го раствора гидроксида натрия плотностью 1,22 г/мл?

4. До какого объёма нужно разбавить 1,5 л 20%-го раствора хлорида аммония плотностью 1,057 г/мл, чтобы приготовить 10%-й раствор плотностью 1,029 г/мл?

5. Сколько мл 39,9%-го раствора гидроксида калия плотностью 1,41 г/мл нужно для приготовления 500 мл 0,1 н. раствора?

Вариант 28

1. В каком объёме 0,5 М раствора содержится 30,3 г нитрата калия?

2. Определите массовую долю аммиака в 15 н. растворе плотностью 0,898 г/мл.

3. Вычислите молярную концентрацию эквивалента сульфата железа (II) в 20%-м растворе плотностью 1,21 г/мл. Соль вступает в реакцию, в результате которой образуется гидроксид железа (II).

4. Во сколько раз следует упарить 3 л 0,5 М раствора гидроксида калия, чтобы получить 8%-й раствор с плотностью 1,05 г/мл?
5. Сколько мл 39,68%-й серной кислоты плотностью 1,3 г/мл нужно для приготовления 2 л раствора, титр которого равен 0,097 г/мл?

Вариант 29

1. Клубни картофеля перед посадкой протравливают раствором сульфата меди. Для приготовления такого раствора 3,125 кг медного купороса растворили в 100 л воды. Вычислите массовую долю сульфата меди в полученном растворе.
2. Какова молярная концентрация 1,9 н. раствора фосфорной кислоты, который вступает в реакцию полной нейтрализации?
3. Вычислите титр 0,5 М раствора серной кислоты.
4. Какой объём воды нужно прилить к 25 мл 1 М раствора гидрокарбоната натрия, чтобы приготовить 0,5 М раствора?
5. Сколько мл 10,22%-го раствора хлорида натрия (плотность 1,105 г/мл) нужно взять для приготовления 100 мл 0,2 М раствора?

Вариант 30

1. В приложении 2 приведены составы растворов, используемых для гидропонного выращивания растений в условиях защищенного грунта. Пользуясь этими данными, вычислите молярную концентрацию каждой из солей азотной кислоты, входящих в состав питательного раствора Герике. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.
2. Какова массовая доля гидроксида натрия в 2 н. растворе с плотностью 1,08 г/мл?
3. Вычислите молярную концентрацию эквивалента фосфорной кислоты в 5%-ом растворе с плотностью 1,027 г/мл при условии полной нейтрализации.
4. Сколько мл 15%-го раствора гидроксида калия плотностью 1,13 г/мл нужно взять для приготовления 1,5 л 0,25 н. раствора?
5. Во сколько раз следует упарить 4 л 0,1%-го раствора гидроксида натрия плотностью 1,0 г/мл, чтобы получить 0,125 н. раствор?

Глава 4. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

Изучить: главы 7 и 8.

Повторить: глава 4, раздел 4.1 «Основные понятия и признаки химического равновесия»; глава 6, раздел 6.2 «Способы выражения состава растворов».

4.1. ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К КОЛЛОКВИУМУ

1. Какие вещества называют электролитами?
2. Чем сильные электролиты отличаются от слабых?
3. Какие кислоты и какие основания являются сильными электролитами?
4. Какими электролитами (сильными или слабыми) является большинство солей?
5. Что такое гидратация?
6. Чем сильная гидратация отличается от слабой?
7. Что такое активность и коэффициент активности?
8. Что такое константа диссоциации?
9. Что такое степень диссоциации?
10. Какие величины связывает между собой закон разведения Оствальда?
11. Что такое водородный показатель?
12. Что такое гидроксильный показатель?
13. Что такое ионное произведение воды?
14. Как меняется ионное произведение воды при повышении температуры?
15. Каково числовое значение ионного произведения воды при 22°C?
16. Как взаимосвязаны водородный и гидроксильный показатели?
17. Что такое буферные растворы?
18. Из чего состоят буферные растворы?
19. Опишите механизм действия буферных растворов.

4.2. ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задачи на закон разведения Оствальда

Этот закон показывает взаимосвязь между константой и степенью диссоциации слабого электролита:

$$K = \frac{\alpha^2 c}{1 - \alpha}.$$

Если степень диссоциации пренебрежимо мала по сравнению с единицей ($\alpha \ll 1$), то можно считать, что разность $1 - \alpha \approx 1$. В этом случае $K \approx \alpha^2 c$. Отсюда можно получить уравнение, позволяющее оценивать числовое значение степени диссоциации слабого электролита для любой концентрации раствора:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{c}}. \quad (4.1)$$

Понятно, что точность расчета степени диссоциации слабого электролита с использованием этого уравнения тем выше, чем меньше α . Константа диссоциации в отличие от степени диссоциации – постоянная величина, не зависящая от концентрации. Числовые значения констант диссоциации важнейших слабых электролитов приведены в приложении 3.

Пример 4.1. Вычислите степень диссоциации (в %) азотистой кислоты в 0,01 М растворе.

Решение.

$c(\text{HNO}_2) = 0,01 \text{ моль/л}$ $\alpha = ?$		В приложении 3 находим числовое значение константы диссоциации азотистой кислоты: $K = 4,3 \cdot 10^{-4}$. Подставляя его и числовое значение концентрации в уравнение (4.1), получаем
---	--	---

$$\alpha = \sqrt{\frac{4,3 \cdot 10^{-4}}{10^{-2}}} 100\% = 21\%.$$

Следует отметить, что результат этого расчета пригоден только для приблизительной оценки степени диссоциации, так как числовое значение α в данном случае вполне сопоставимо с 1 (100%).

Ответ: 21%.

Задачи на определение водородного и гидроксильного показателей по известным значениям концентраций катионов водорода или гидроксид-ионов

Прежде чем приступить к решению задач этого раздела, нужно вспомнить, что такое десятичный логарифм.

Десятичный логарифм числа – это показатель степени, в которую нужно возвести 10, чтобы получить это число.

Для нахождения десятичных логарифмов можно воспользоваться калькулятором или таблицами десятичных логарифмов. Ниже приведена упрощенная таблица, позволяющая определять числовые значения рН и рОН, если известна активность (концентрация) катионов водорода H^+ или гидроксид-ионов OH^- , и, наоборот, находить активность (концентрацию) катионов H^+ и гидроксид-ионов OH^- по данному значению водородного или гидроксильного показателей. Табл. 4.1 отличается от обычных таблиц логарифмов и антилогарифмов. Приемы работы с ней разъяснены в примерах 4.2 и 4.5.

Таблица 4.1. Расчет водородного показателя и активности катионов водорода

Десять доли рН или рОН	Сотые доли рН или рОН									
	,00	,01	,02	,03	,04	,05	,06	,07	,08	,09
	Значения a_{H^+} или a_{OH^-}									
,0	1,000	0,977	0,955	0,933	0,912	0,891	0,871	0,851	0,832	0,813
,1	0,794	0,766	0,759	0,741	0,725	0,708	0,692	0,676	0,661	0,646
,2	0,631	0,617	0,603	0,589	0,575	0,562	0,550	0,537	0,525	0,513
,3	0,501	0,490	0,479	0,468	0,457	0,447	0,437	0,427	0,417	0,407
,4	0,398	0,389	0,380	0,372	0,363	0,355	0,347	0,339	0,331	0,324
,5	0,316	0,309	0,302	0,295	0,288	0,282	0,275	0,269	0,263	0,257
,6	0,251	0,245	0,240	0,234	0,229	0,224	0,219	0,214	0,209	0,204
,7	0,200	0,195	0,191	0,186	0,182	0,178	0,174	0,170	0,166	0,162
,8	0,158	0,155	0,151	0,148	0,145	0,141	0,138	0,135	0,132	0,129
,9	0,126	0,123	0,120	0,117	0,115	0,112	0,110	0,107	0,105	0,102

В условиях задач этого типа ничего не говорится о химической природе веществ, являющихся источниками катионов H^+ или анионов OH^- , а просто даются концентрации одного из выше названных ионов.

Чем меньше концентрации ионов, тем меньше их взаимодействие и, следовательно, тем меньше активности отличаются по своим числовым значениям от концентраций. Поэтому при небольших концентрациях этим отличием можно пренебрегать, рассчитывая рН раствора как отрицательный десятичный логарифм концентрации катионов водорода:

$$pH = - \lg[H^+],$$

а гидроксильный показатель – как отрицательный десятичный логарифм концентрации гидроксид-ионов:

$$pOH = - \lg[OH^-].$$

Однако при значительных концентрациях взаимодействие между ионами становится настолько сильным, что вызванное им отличие активности от концентрации уже нельзя не принимать во внимание. При достаточно высоких концентрациях катионов водорода водород-

ный показатель нужно рассчитывать как отрицательный десятичный логарифм активности этих катионов:

$$pH = -\lg a_{H^+}$$

или

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

где f – коэффициент активности.

Аналогично при достаточно высоких концентрациях гидроксид-ионов гидроксильный показатель нужно также рассчитывать, используя значения коэффициентов активности:

$$pOH = -\lg \{[OH^-]\}.$$

Возникает вопрос: «Где же та граница, которая отделяет концентрации, при которых для расчета pH и pOH нужно брать активности ионов, от концентраций, при которых достаточно корректным будет расчет этих величин без учета коэффициентов активности?» Несложный расчет показывает, что при концентрациях порядка 10^{-3} моль/л числовые значения pH, рассчитанные исходя из активностей и концентраций различаются между собой на десятые доли процента. Таким отличием можно пренебречь. Однако при концентрациях порядка 10^{-1} моль/л указанное отличие уже превышает десять процентов, и им пренебрегать нельзя. Очевидно, что искомая граница приходится на концентрации порядка 10^{-2} моль/л, для которых отличие числовых значений водородного показателя, рассчитанного исходя из активностей и концентраций составляет несколько процентов. При концентрациях выше 0,01 моль/л при расчете pH следует принимать во внимание отличие активности от концентрации. При концентрациях ниже 0,01 моль/л отличием активности от концентрации можно пренебречь. Необходимые для расчета числовые значения коэффициентов активности, как правило, приводятся в условиях задачи.

Пример 4.2. Вычислите pH томатного сока, концентрация катионов водорода в котором составляет $4,79 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Решение.

$$[H^+] = 4,79 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

$$pH = ?$$

Так как в томатном соке концентрация катионов водорода мала, можно пренебречь отличием активности a_{H^+} от концентрации

$[H^+]$ и вычислять водородный показатель по уравнению

$$pH = -\lg [H^+].$$

Подставляем в это уравнение числовое значение концентрации:

$$pH = -\lg (4,79 \cdot 10^{-5}).$$

Для того чтобы воспользоваться таблицей 4.1, преобразуем числовое выражение концентрации следующим образом: $4,79$ умножим на 10^{-1} , а 10^{-5} умножим на 10^1 и получим

$$(4,79 \cdot 10^{-1})(10^{-5} \cdot 10^1) = 0,479 \cdot 10^{-4}.$$

С учетом этого преобразования

$$pH = -\lg(0,479 \cdot 10^{-4}).$$

Логарифм произведения равен сумме логарифмов, поэтому

$$pH = -\lg 0,479 - \lg 10^{-4}.$$

Для того чтобы получить 10^{-4} , десять надо возвести в степень -4 , поэтому

$$-\lg 10^{-4} = 4.$$

Таким образом, целочисленная часть водородного показателя (та часть, что стоит перед запятой) равна 4.

Для определения той части логарифма, которая стоит после запятой, в таблице находим значение a_H^+ , равное 0,479, затем, двигаясь от него влево по строке, находим значение десятых долей 0,3 в столбце «Десятые доли pH». После этого, двигаясь от 0,479 вверх по столбцу, находим в строке значение сотых долей 0,02 в строке «Сотые доли pH»:

Десятые доли pH или рОН	Сотые доли pH или рОН									
	,00	,01	,02	,03	,04	,05	,06	,07	,08	,09
	Значения a_H^+ или a_{OH^-}									
,0	1,000	0,977	0,955	0,933	0,912	0,891	0,871	0,851	0,832	0,813
,1	0,794	0,766	0,759	0,741	0,725	0,708	0,692	0,676	0,661	0,646
,2	0,631	0,617	0,603	0,589	0,575	0,562	0,550	0,537	0,525	0,51?
,3 ←	0,501	0,490	0,479	0,468	0,457	0,447	0,437	0,427	0,417	0,407

Объединяя найденные в таблице значения десятых и сотых долей водородного показателя с его целочисленной частью, находим водородный показатель томатного сока:

$$pH = 4,32.$$

Ответ: pH томатного сока 4,32.

Пример 4.3. Вычислите pH крови человека, если концентрация гидроксид-ионов в ней составляет $2,24 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

Решение.

$$[OH^-] = 2,24 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}$$

$$pH = ?$$

В условии задачи приведена концентрация гидроксид-ионов, а для расчета pH нужно знать активность катионов водорода (в данном случае активность a_H^+ можно принять равной концентрации, так как из дальнейшего расчета будет видно, что концентрация $[H^+]$ очень мала). Концентрации катионов водорода и гидроксид-ионов связаны между собой ионным произведением воды:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}.$$

Из этого уравнения можно найти концентрацию катионов водорода:

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

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{2,24 \cdot 10^{-7}} = 0,446 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Водородный показатель вычисляем по формуле:

$$pH = -\lg [H^+],$$

$$pH = -\lg (0,446 \cdot 10^{-7}) = 7,35.$$

Ответ: pH крови человека 7,35.

Пример 4.4. Вычислите pH раствора, концентрация катионов водорода в котором составляет 0,1 моль/л, коэффициент активности равен 0,796.

Решение.

$$[H^+] = 10^{-1} \text{ моль/л,}$$

$$f = 0,796$$

$$pH = ?$$

Концентрация катионов водорода в данном случае достаточно высока, поэтому при расчете pH следует учитывать отличие активности от концентрации и производить расчет при помощи уравнения

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

Подставляя числовые значения концентрации и коэффициента активности, получаем

$$pH = -\lg (0,796 \cdot 10^{-1}) = 1,10.$$

Ответ: pH 1,10.

Задачи на вычисление концентраций катионов водорода и гидроксид-ионов по данным значениям pH или pOH

Это тип задач, обратный предыдущему. Найти концентрацию или активность катионов водорода по заданному значению pH можно при помощи калькулятора (функция a^x) или при помощи приведенной выше упрощенной таблицы логарифмов. Так как pH – это отрицательный десятичный логарифм, то есть взятый со знаком «минус» показатель степени, в которую нужно возвести 10, чтобы получить число, равное активности катионов водорода, то активность катионов водорода можно вычислить при помощи уравнения:

$$a_{H^+} = 10^{-pH}$$

Если концентрация катионов водорода невелика, то можно воспользоваться уравнением

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

Пример 4.5. Вычислите концентрацию катионов водорода и гидроксид-ионов в воде реки Волга, если ее pH 7,82.

Решение.

$$pH = 7,82$$

$$[H^+] = ? \quad [OH^-] = ?$$

Концентрация катионов водорода в волжской воде, как будет видно из дальнейшего расчета, невелика, поэтому можно воспользоваться уравнением

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

Подставляя в него числовое значение pH, получаем

$$[H^+] = 10^{-7,82}.$$

Затем находим в крайней левой колонке «Десятые доли pH» десятые доли дробной части водородного показателя ,8. Двигаясь по строке, которая начинается с этой цифры, слева направо до пересечения с колонкой, в верхней части которой находятся сотые доли водородного показателя 0,02, находим число 0,151.

Десятые доли pH или pOH	Сотые доли pH или pOH								
	,00	,01	,02	,03	,04	,05	,06	,07	,08
	Значения a_H^+ или a_{OH^-}								
,0	1,000	0,977	0,955	0,933	0,912	0,891	0,871	0,851	0,832
,1	0,794	0,766	0,759	0,741	0,725	0,708	0,692	0,676	0,661
,2	0,631	0,617	0,603	0,589	0,575	0,562	0,550	0,537	0,525
,3	0,501	0,490	0,479	0,468	0,457	0,447	0,437	0,427	0,417
,4	0,398	0,389	0,380	0,372	0,363	0,355	0,347	0,339	0,331
,5	0,316	0,309	0,302	0,295	0,288	0,282	0,275	0,269	0,263
,6	0,251	0,245	0,240	0,234	0,229	0,224	0,219	0,214	0,209
,7	0,200	0,195	0,191	0,186	0,182	0,178	0,174	0,170	0,166
,8	0,158	0,155	0,151	0,148	0,145	0,141	0,138	0,135	0,132

Умножив найденное число на десять в степени, равной целочисленной части водородного показателя, то есть на 10^{-7} , получаем числовое значение концентрации катионов водорода в воде реки Волга:

$$[H^+] = 0,151 \cdot 10^{-7} = 1,51 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л.}$$

Следует запомнить, что концентрация катионов водорода, вычисленная исходя из значения pH, это всегда молярная концентрация.

Осталось вычислить концентрацию гидроксид-ионов. Сумма водородного и гидроксильного показателей

$$pH + pOH = 14.$$

Гидроксильный показатель можно найти как разность:

$$pOH = 14 - pH.$$

Подставляем числовое значение pH:

$$pOH = 14 - 7,82 = 6,18.$$

Гидроксильный показатель – это отрицательный десятичный логарифм, то есть взятый со знаком «минус» показатель степени, в которую надо возвести 10, чтобы получить числовое значение концентрации гидроксид-ионов, то есть

$$[OH^-] = 10^{-pOH}.$$

Подставляем числовое значение pOH:

$$[OH^-] = 10^{-6,18}.$$

При помощи таблицы находим:

$$10^{-6,18} = 0,661 \cdot 10^{-6}.$$

Таким образом, концентрация гидроксид-ионов равна

$$[OH^-] = 0,661 \cdot 10^{-6} = 6,61 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Ответ: $[H^+] = 1,51 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л, } [OH^-] = 6,61 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л.}$

Задачи на расчет pH сильных электролитов

Приступая к решению задач этого типа, необходимо вспомнить, какие вещества относятся к сильным кислотам и сильным основаниям. Сильные кислоты и сильные основания в растворах полностью диссоциируют. Например, сильная хлороводородная кислота полностью диссоциирует на катионы водорода и хлорид-ионы:



Из уравнения видно, что число продиссоциировавших молекул хлороводородной кислоты равно числу образовавшихся катионов водорода, поэтому концентрация катионов водорода в растворе сильной одноосновной кислоты равна концентрации этой кислоты:
 $[H^+] = c_{\text{кисл}}$

Сильное основание гидроксид калия полностью диссоциирует на катионы калия и гидроксид-ионы:



Из уравнения реакции видно, что концентрация гидроксид-ионов в растворе сильного одноосновного основания равна концентрации этого основания: $[OH^-] = c_{\text{осн}}$

При решении задач этого типа необходимо также помнить, что для расчета pH требуется молярная концентрация катионов водорода H^+ , а для расчета pOH – молярная концентрация гидроксид-ионов OH^- .

Пример 4.6. Вычислите pH раствора гидроксида калия, в котором массовая доля этого основания равна $5,6 \cdot 10^{-3} \%$. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Решение.

$$\omega(\text{KOH}) = 5,6 \cdot 10^{-3} \% \\ \rho = 1 \text{ г/мл}$$

$$\text{pH} = ?$$

Начиная решение задачи, следует перейти от выражения состава раствора в массовых долях к выражению его через молярную концентрацию, потому что при расчете водородного и гидроксильного показателей под знаком логарифма могут находиться только молярные концентрации соответствующих ионов.

Такие расчеты подробно разобраны в главе 3 «Способы выражения состава растворов». Сначала запишем уравнения для расчета массовой доли и молярной концентрации:

$$c(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH})V} \cdot 1000; \quad \omega(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{V\rho} \cdot 100.$$

Затем решим их относительно массы гидроксида калия:

$$m(\text{KOH}) = \frac{c(\text{KOH})M(\text{KOH})V}{1000};$$

$$m(\text{KOH}) = \frac{\omega(\text{KOH})V\rho}{100}.$$

Так как масса растворенного вещества при переходе от одного способа выражения состава раствора к другому не изменяется, левые части обоих уравнений равны и можно приравнять их правые части:

$$\frac{c(\text{KOH})M(\text{KOH})V}{1000} = \frac{\omega(\text{KOH})V\rho}{100}.$$

Решаем новое уравнение относительно молярной концентрации гидроксида калия:

$$c(\text{KOH}) = \frac{10\omega(\text{KOH})\rho}{M(\text{KOH})}.$$

Подставляем числовые значения всех величин, входящих в правую часть уравнения, и вычисляем молярную концентрацию гидроксида калия:

$$c(\text{KOH}) = \frac{10 \cdot 5,6 \cdot 10^{-3} \cdot 1}{56} = 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Концентрация гидроксид-ионов в растворе гидроксида калия равна концентрации этого сильного основания:

$$[\text{OH}^-] = c(\text{KOH}),$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Так как концентрация невелика, можно пренебречь ее отличием от активности и рассчитать гидроксильный показатель по уравнению:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-],$$

$$\text{pOH} = -\lg 10^{-3} = 3.$$

Водородный показатель можно найти как разность взятого со знаком «минус» логарифма ионного произведения воды и гидроксильного показателя:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH},$$

$$\text{pH} = 14 - 3 = 11.$$

Ответ: pH 11.

В примере 4.6 при расчете учитывалась исключительно концентрация гидроксид-ионов, образующихся при диссоциации сильного электролита, и не принималось во внимание, что гидроксид-ионы образуются не только при диссоциации KOH, но и при диссоциации воды. Однако, пренебрегать увеличением концентрации гидроксид-ионов в растворе сильного основания и увеличением концентрации катионов водорода в растворе сильной кислоты за счет диссоциации воды можно только в том случае, если концентрация сильного электролита достаточно велика и превышает 10^{-5} моль/л. При расчетах pH и pOH очень разбавленных растворов сильных кислот и оснований следует принимать во внимание диссоциацию воды. Такие расчеты выходят за рамки данного пособия.

Задачи на расчет pH слабых электролитов

Слабые электролиты диссоциируют неполностью, поэтому в растворах слабых кислот концентрация катионов водорода не равна концентрации кислоты: $[\text{H}^+] \neq c_{\text{кисл}}$, а в растворах слабых оснований концентрация гидроксид-иона не равна концентрации основания: $[\text{OH}^-] \neq c_{\text{осн}}$. По этой причине для расчета pH растворов слабых электролитов необходимы константы диссоциации, числовые значения которых можно найти в приложении 3.

Пример 4.7. Вычислите pH 0,1 н. раствора уксусной кислоты.

Решение.

$$\frac{c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1 \text{ моль/л}}{\text{pH} = ?}$$

Слабая уксусная кислота диссоциирует обратимо в соответствии с уравнением



Ее диссоциация подчиняется закону действующих масс и характеризуется константой равновесия:

$$K_{\text{кисл}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}.$$

Из уравнения реакции диссоциации видно, что концентрация катионов водорода равна концентрации ацетат-ионов:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+].$$

Степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1 н. растворе мала:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{кисл}}}{c_{\text{кисл}}}},$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1,75 \cdot 10^{-5}}{10^{-1}}} \cdot 100\% = 1,3\%,$$

поэтому равновесная концентрация непродиссоциировавших молекул уксусной кислоты мало отличается от ее полной концентрации:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] \approx c_{\text{кисл}}.$$

Следовательно, в уравнении для константы диссоциации $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ можно заменить на равную ей $[\text{H}^+]$, а $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ на примерно равную ей $c_{\text{кисл}}$:

$$K_{\text{кисл}} = \frac{[\text{H}^+]^2}{c_{\text{кисл}}}.$$

Решив это уравнение относительно концентрации катионов водорода, получаем

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{кисл}} \cdot c_{\text{кисл}}}.$$

Подставив найденное в приложении числовое значение константы диссоциации уксусной кислоты и данную в условиях задачи концентрацию уксусной кислоты (эта кислота одноосновная, поэтому молярная концентрация эквивалента для ее растворов равна молярной концентрации), производим вычисления:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-1}} = 1,32 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Так как концентрация катионов водорода невелика, можно пренебречь отличием активности от концентрации и найти числовое значение pH:

$$c(\text{NH}_3) = \frac{5,1}{17 \cdot 1002} 1000 = 0,3 \text{ моль/л.}$$

Подставляя числовые значения константы диссоциации и молярной концентрации в уравнение для расчета концентрации гидроксид-ионов, получаем

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 3 \cdot 10^{-1}} = \sqrt{5,25 \cdot 10^{-6}} = 2,29 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Вычисляем гидроксильный, а затем водородный показатели раствора аммиака:

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\lg(2,29 \cdot 10^{-3}) = 2,64, \\ \text{pH} &= 14 - \text{pOH} = 14 - 2,64 = 11,36. \end{aligned}$$

Ответ: 11,36.

Задачи на расчет pH буферных растворов

Буферные растворы, как правило, состоят либо из слабой кислоты и ее соли, либо из слабого основания и его соли. Формулы для расчета водородного и гидроксильного показателей для таких буферных растворов приведены в таблице 8.4 учебника Д.А. Князева, С.Н. Смарыгина «Неорганическая химия». В этой же таблице приведены формулы для расчета концентраций катионов водорода и гидроксид-ионов в буферных растворах.

Пример 4.8. Вычислите pH раствора, в 500 мл которого содержится 3 г уксусной кислоты и 4,1 г ацетата натрия.

Решение..

$$\begin{aligned} m(\text{CH}_3\text{COOH}) &= 3 \text{ г} \\ m(\text{CH}_3\text{COONa}) &= 4,1 \text{ г} \\ V(\text{раствора}) &= 500 \text{ мл} \end{aligned}$$

$$\text{pH} = ?$$

Для расчета pH буферного раствора необходимо знать молярные концентрации входящих в его состав электролитов. Вычислим сначала концентрацию уксусной кислоты, пользуясь уравнением

$$c_{\text{кисл}} = \frac{m(\text{CH}_3\text{COOH})}{M(\text{CH}_3\text{COOH}) V(\text{раствора})} 1000.$$

Подставляя числовые значения и производя расчеты, получаем

$$c_{\text{кисл}} = \frac{3}{60 \cdot 500} 1000 = 0,1 \text{ моль/л.}$$

При помощи уравнения

$$c_{\text{соли}} = \frac{m(\text{CH}_3\text{COONa})}{M(\text{CH}_3\text{COONa}) \cdot V(\text{раствора})} \cdot 1000$$

вычисляем концентрацию соли – ацетата натрия:

$$c_{\text{соли}} = \frac{4,1}{82 \cdot 500} \cdot 1000 = 0,1 \text{ моль/л.}$$

Подставляя полученные концентрации, а также взятое из приложения 3 числовое значение константы диссоциации уксусной кислоты, в уравнение для расчета pH буферного раствора, состоящего из слабой кислоты и ее соли, получаем

$$\text{pH} = -\lg K_{\text{кисл}} - \lg \frac{c_{\text{кисл}}}{c_{\text{соли}}},$$

$$\text{pH} = -\lg (1,75 \cdot 10^{-5}) - \lg \frac{0,1}{0,1} = 4,76.$$

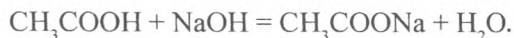
Ответ: pH 4,76.

Пример 4.9. К 236,2 мл 1 н. раствора уксусной кислоты прилили 50 мл 1 н. раствора гидроксида натрия. Вычислите pH полученного буферного раствора.

Решение.

$$\begin{array}{l} V(\text{CH}_3\text{COOH}) = 236,2 \text{ мл} \\ c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1 \text{ моль/л} \\ V(\text{NaOH}) = 50 \text{ мл} \\ c(\text{NaOH}) = 1 \text{ моль/л} \\ \hline \text{pH} = ? \end{array}$$

При смешении растворов уксусной кислоты и гидроксида натрия происходит реакция нейтрализации:



В соответствии с законом эквивалентов массы реагирующих веществ относятся между собой как молярные массы их эквивалентов. Вследствие этого произведения концентраций и объемов кислоты и основания, вступающих в реакцию нейтрализации, равны между собой:

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot V(\text{CH}_3\text{COOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}).$$

Из этого соотношения можно вычислите, какой объем кислоты будет нейтрализован 50 мл 1 н. раствора гидроксида натрия:

$$\begin{aligned} V(\text{CH}_3\text{COOH}) &= \frac{c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{c(\text{CH}_3\text{COOH})}, \\ V(\text{CH}_3\text{COOH}) &= \frac{1 \cdot 50}{1} = 50 \text{ мл.} \end{aligned}$$

Таким образом, для нейтрализации прилитого объема гидроксида натрия требуется 50 мл раствора уксусной кислоты.

В реальных условиях реакция происходит во всем объеме полученного раствора, и объем этого раствора увеличивается в результате прибавления к раствору кислоты раствора основания. Однако для упрощения расчета можно представить себе, что раствор, в котором произошла реакция нейтрализации, не смешивается с раствором непрореагировавшей кислоты, и что общий объем раствора остается неизменным, равным исходному, т.е. 236,2 мл. Пользуясь этой моделью, можно сказать, что объем 1 н. раствора кислоты, вступившей в реакцию с гидроксидом натрия, равен 50 мл и в этом объеме кислота превратилась в соль – ацетат натрия. Концентрация образовавшейся соли будет равна исходной концентрации кислоты, так как согласно уравнению реакции из 1 моль кислоты образуется 1 моль соли. Таким образом, при взаимодействии гидроксида натрия с уксусной кислотой получено 50 мл 1 н. раствора соли. Объем 1 н. уксусной кислоты, не вступившей в реакцию, равен разности исходного объема и объема кислоты, нейтрализованной основанием: $236,2 - 50 = 186,2$ мл. Итак, получен буферный раствор, состоящий из 186,2 мл 1 н. раствора уксусной кислоты и 50 мл 1 н. раствора ацетата натрия. Рассчитать pH такого раствора можно по уравнению

$$\text{pH} = -\lg K_{\text{кисл}} - \lg \frac{c_{\text{кисл}} \cdot V_{\text{кисл}}}{c_{\text{соли}} \cdot V_{\text{соли}}}.$$

Подставляем в это уравнение числовые значения константы диссоциации, концентраций и объемов (для одноосновной уксусной кислоты и для ацетата натрия, у которого фактор эквивалентности равен

$\frac{1}{1 \cdot 1}$, молярные концентрации совпадают по числовому значению с

молярными концентрациями эквивалента):

$$\text{pH} = -\lg (1,75 \cdot 10^{-5}) - \lg \frac{1 \cdot 186,2}{1 \cdot 50} = 4,18.$$

Ответ: pH буферного раствора 4,18.

Пример 4.10. Вычислите концентрацию гидроксид-ионов в буферном растворе, полученном из 0,1 н. раствора аммиака, в результате его нейтрализации на 60% хлороводородной кислотой.

Решение.

$$c(\text{NH}_3)_{\text{исх}} = 0,1 \text{ моль/л}$$

$$c(\text{NH}_3)_{\text{нейтр}} = 60\% c(\text{NH}_3)_{\text{исх}}$$

$$[\text{OH}^-] = ?$$

Водный раствор аммиака, как известно, проявляет свойства слабого основания. Чтобы отразить основные свойства, часто вместо «раствор аммиака» говорят «гидроксид аммония» и записывают его химическую формулу как NH_4OH , хотя

молекулы такого состава не существуют. При добавлении хлороводородной кислоты к раствору аммиака образуется хлорид аммония:



Раствор, содержащий одновременно аммиак и хлорид аммония, проявляет буферные свойства. Для расчета концентрации гидроксид-ионов в таком растворе можно воспользоваться уравнением, приведенным в табл. 8.4 учебника для буферных растворов, состоящих из слабого основания и его соли:

$$[\text{OH}^-] = K_{\text{осн}} \frac{c_{\text{осн}}}{c_{\text{соли}}}.$$

В это уравнение наряду с константой диссоциации, которую можно найти в приложении 3, входит отношение концентраций основания и соли. Это отношение оговорено в условиях через долю аммиака, который превращается в соль в результате его нейтрализации хлороводородной кислотой. 60% от исходной концентрации аммиака, составлявшей 0,1 моль/л, равны $0,1 \cdot 0,6 = 0,06$ моль/л. Концентрация образовавшейся в результате нейтрализации аммиака соли – хлорида аммония также равна 0,06 моль/л. В растворе остается 40% от исходного содержания аммиака, что составляет $0,1 \cdot 0,4 = 0,04$ моль/л. Это значение следует подставить в расчетное уравнение в качестве концентрации основания с $c_{\text{осн}}$. Подставив в расчетное уравнение все числовые значения, получаем

$$[\text{OH}^-] = 1,79 \cdot 10^{-5} \frac{0,04}{0,06} = 1,19 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}.$$

Ответ: концентрация гидроксид-ионов составляет $1,19 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Пример 4.11. Вычислите соотношение концентраций аммиака и хлорида аммония в аммиачном буферном растворе, рН которого 10.

Решение.

$$pH = 10$$

$$\frac{c(NH_3)}{c(NH_4Cl)} = ?$$

Эта задача, обратная рассмотренной в примере 4.10. Для ее решения следует воспользоваться уравнением, приведенном в табл. 8.4 учебника для расчета гидроксильного показателя буферного раствора, состоящего из слабого основания и его соли:

$$pOH = -\lg K_{осн} - \lg \frac{c_{осн}}{c_{соли}}.$$

Зная, что сумма водородного и гидроксильного показателей равна 14, по заданному числовому значению pH можно найти значение pOH:

$$\begin{aligned} pOH &= 14 - pH, \\ pOH &= 14 - 10 = 4. \end{aligned}$$

Решив это уравнение относительно $\lg \frac{c_{осн}}{c_{соли}}$, получаем

$$\lg \frac{c_{осн}}{c_{соли}} = -pOH - \lg K_{осн},$$

$$\lg \frac{c_{осн}}{c_{соли}} = -4 - \lg 1,79 \cdot 10^{-5} = -4 - (-4,75) = 0,75.$$

Помня, что десятичный логарифм числа – это показатель степени, в которую надо возвести 10, чтобы получить данное число, найдем числовое значение отношения концентраций аммиака и его соли в буферном растворе:

$$\frac{c_{осн}}{c_{соли}} = 10^{0,75} = 5,62.$$

Ответ: $\frac{c(NH_3)}{c(NH_4Cl)} = 5,62.$

4.3. ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Вариант № 1

1. Вычислите pH томатного сока, в 100 л которого содержится 4 мг катионов водорода.

2. Оптимальные значения pH почвы для выращивания гороха колеблются в пределах от 6,0 до 8,0. Во сколько раз концентрация кати-

онов водорода, соответствующая минимальному допустимому значению pH, превышает концентрацию катионов водорода, соответствующую максимальному значению pH?

3. Вычислите pH раствора хлороводородной кислоты, в 1 л которого содержится 36,5 г HCl : а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации (значение коэффициента активности см. на стр. 76 учебника). Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. Вычислите степень диссоциации муравьиной кислоты в 0,2 М растворе и pH этого раствора.

5. Вычислите pOH раствора, в 2 л которого содержится 1 моль аммиака и 53,5 г хлорида аммония.

Вариант № 2

1. Вычислите pH слюны крупного рогатого скота, если концентрация гидроксид-ионов в ней равна $1,86 \cdot 10^{-6}$ моль/л.

2. Числовое значение водородного показателя в воде реки Дон составляет 8,2, а в воде реки Егорлык 7,2. В какой реке концентрация катионов водорода выше и во сколько раз?

3. Вычислите pOH раствора гидроксида натрия, полученного из 1 л воды и 40 г NaOH : а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации, $f_{\pm}(\text{NaOH}) = 0,677$. Плотность раствора 1,04 г/мл. Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. Вычислите степень диссоциации уксусной кислоты в 0,2 М растворе и pH этого раствора.

5. Вычислите pH 0,2 н. раствора уксусной кислоты, нейтрализованного гидроксидом натрия на 50%.

Вариант № 3

1. Вычислите pH сока сельдерея, концентрация катионов водорода в котором составляет $6,31 \cdot 10^{-6}$ моль/л.

2. Вычислите концентрацию катионов водорода и гидроксид-ионов в артериальной крови взрослого человека, если ее pH 7,39.

3. Вычислите pH раствора азотной кислоты, полученного из 999,37 мл воды и 63,63 г 99%-й HNO_3 : а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации, $f_{\pm}(\text{HNO}_3) = 0,72$. Плотность раствора 1,033 г/мл. Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. Вычислите степень диссоциации азотистой кислоты в 0,5 н. растворе и pH этого раствора.

5. Вычислите pOH 0,1н. раствора аммиака, нейтрализованного хлороводородной кислотой на 50 %.

Вариант № 4

1. Вычислите pH крови крупного рогатого скота, концентрация катионов водорода в котором составляет $4,27 \cdot 10^{-8}$ моль/л.

2. В соответствии с нормативами Всемирной организации здравоохранения (ВОЗ) для питьевой воды ее pH должен находиться в пределах от 6,5 до 8,5. Во сколько раз концентрация катионов водорода, соответствующая минимальному допустимому значению pH , превышает концентрацию катионов водорода, соответствующую максимальному значению pH ?

3. Вычислите pH раствора гидроксида калия, в 1 л которого содержится 56 г KOH : а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации (значение коэффициента активности см. на стр. 76 учебника). Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. Вычислите степень диссоциации селеноводородной кислоты в 0,1 М растворе и pH этого раствора.

5. Вычислите pH раствора, в 1 л которого содержится 23 г муравьиной кислоты и 21 г формиата калия.

Вариант № 5

1. Вычислите pH крови овец, концентрация катионов водорода в которой составляет $3,09 \cdot 10^{-8}$ моль/л.

2. Вычислите концентрацию катионов водорода и гидроксид-ионов в брусничном соке, pH которого 2,44.

3. Вычислите pH раствора бромоводородной кислоты, в 1 л которого содержится 81 г HBr : а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации, $f_{\pm}(HBr) = 0,871$. Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. Вычислите pOH 0,1 М водного раствора аммиака.

5. Вычислите pH раствора, содержащего 0,01 моль/л уксусной кислоты и 0,1 моль/л ацетата натрия.

Вариант № 6

1. Вычислите pOH крови свиньи, концентрация катионов водорода в которой составляет $2,82 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

2. Оптимальные значения pH почвы для выращивания табака колеблются в пределах от 5,5 до 7,5. Во сколько раз концентрация кати-

онов водорода, соответствующая минимальному допустимому значению pH, превышает концентрацию катионов водорода, соответствующую максимальному значению pH?

3. Вычислите pH 10 М раствора хлороводородной кислоты: а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации (значение коэффициента активности см. на стр. 76 учебника). Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. В 100 мл воды растворили 2,24 мл газообразного сероводорода (н.у.). Вычислите степень диссоциации сероводородной кислоты в полученном растворе и pH этого раствора. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

5. Вычислите pH раствора, в 2 л которого содержится 2 моль аммиака и 107 г хлорида аммония.

Вариант № 7

1. Вычислите pH сока незрелого апельсина, в 200 мл которого содержится 0,25 ммоль катионов водорода.

2. Числовые значения водородного показателя для слюны лошади колеблются в пределах от 7,31 до 7,80. Во сколько раз наибольшее значение концентрации катионов водорода в слюне лошади больше наименьшего ее значения?

3. Вычислите рОН 3 М раствора гидроксида натрия: а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации, $f_{\pm}(\text{NaOH}) = 0,78$. Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. Вычислите степень диссоциации азотноватистой кислоты в 0,01 М растворе и pH этого раствора.

5. Вычислите pH раствора, в 5 л которого содержится 120 г уксусной кислоты и 164 г ацетата натрия.

Вариант № 8

1. Вычислите pH крови птицы, концентрация катионов водорода в которой составляет $3,80 \cdot 10^{-8}$ моль/л.

2. Вычислите концентрацию катионов водорода и гидроксид-ионов в спинномозговой жидкости человека, если ее pH 7,35.

3. Вычислите pH 2,75 М раствора азотной кислоты: а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации, $f_{\pm}(\text{HNO}_3) = 0,859$. Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. Вычислите степень диссоциации хлорноватистой кислоты в 0,01 М растворе и pH этого раствора.

5. Вычислите рОН раствора, в 1 л которого растворено 4,48 л аммиака (н.у.) и 107 г хлорида аммония.

Вариант № 9

1. Вычислите рОН крови овцы, концентрация катионов водорода в которой составляет $3,24 \cdot 10^{-8}$ моль/л.

2. Вычислите концентрацию катионов водорода и гидроксид-ионов в воде Цимлянского водохранилища, если ее рН 8,40.

3. Вычислите рН 10 М раствора гидроксида калия: а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации (значение коэффициента активности см. на стр. 76 учебника). Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. В 100 мл воды растворили 224 мл газообразного циановодорода. Вычислите степень диссоциации циановодородной кислоты в полученном растворе и рН этого раствора. Плотность раствора 1 г/мл.

5. Вычислите рН раствора, полученного после растворения 0,5350 г безводного хлорида аммония в 50 мл 0,1н. водного раствора аммиака. Изменением объема в результате растворения соли пренебречь.

Вариант № 10

1. Вычислите рОН крови крупного рогатого скота, концентрация катионов водорода в которой составляет $2,34 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

2. Вычислите концентрацию катионов водорода и гидроксид-ионов в апельсиновом соке, рН которого 3,82.

3. Вычислите рН 2 М раствора бромоводородной кислоты: а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации, $f_{\pm}(\text{HBr}) = 1,674$. Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. Вычислите степень диссоциации бромноватистой кислоты в 0,001 М растворе и рН этого раствора.

5. Вычислите рН раствора, полученного после растворения 3,280 г безводного ацетата натрия в 200 мл 0,1н. раствора уксусной кислоты. Изменением объема в результате растворения соли пренебречь.

Вариант № 11

1. Вычислите рН сока, отжатого из ананаса, в котором концентрация катионов водорода составляет $3,98 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

2. Оптимальные значения рН почвы для выращивания ржи колеблются в пределах от 5,0 до 7,0. Во сколько раз концентрация кати-

онов водорода, соответствующая минимальному допустимому значению pH, превышает концентрацию катионов водорода, соответствующую максимальному значению pH?

3. Вычислите pH раствора хлороводородной кислоты, если в 1 л воды растворено 22,4 мл газообразного хлороводорода (н.у.): а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации (значение коэффициента активности см. на стр. 76 учебника). Плотность раствора 1 г/мл. Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. В 1 л воды растворили 24,64 л газообразного аммиака (н.у.). Вычислите pH полученного раствора, если его плотность равна 0,99 г/мл.

5. Вычислите pOH раствора, в 400 мл которого содержится 18,4 г муравьиной кислоты и 33,6 г формиата калия.

Вариант № 12

1. Вычислите pH сока спелого апельсина, в 250 мл которого содержится $4 \cdot 10^{-5}$ моль катионов водорода.

2. Пищеварительный фермент млекопитающих пепсин А наилучшим образом проявляет свою активность при значениях pH от 1,50 до 2,50. Во сколько раз концентрация катионов водорода, соответствующая наименьшему из этих значений pH, превышает концентрацию катионов водорода, соответствующую наибольшему значению pH?

3. Вычислите pH раствора гидроксида натрия, если в 1 л воды содержится 0,04 г NaOH: а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации, $f_{\pm}(\text{NaOH}) = 0,90$. Плотность раствора 1 г/мл. Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. Вычислите pH 0,001 М водного раствора сероводородной кислоты. Диссоциацией по второй ступени пренебречь.

5. Вычислите pOH раствора, в 250 мл которого содержится 0,25 моль аммиака и 13,375 г хлорида аммония.

Вариант № 13

1. Вычислите pH раствора, в котором концентрация гидроксид-ионов составляет $1,3 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

2. Вычислите концентрацию катионов водорода и гидроксид-ионов в соке, отжатом из лука, если его pH 4,31.

3. Вычислите pH раствора азотной кислоты, в 1 л которого содержится 0,063 г HNO_3 : а) без учета отличия активности от концен-

трации; б) с учетом отличия активности от концентрации, $f_{\pm}(\text{HNO}_3) = 0,965$. Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. Вычислите pOH 0,1 М раствора гидроксилamina.

5. Вычислите pH раствора, полученного после прибавления 25 мл 0,1 н. раствора гидроксида натрия к 50 мл 0,1н. раствора уксусной кислоты.

Вариант № 14

1. Вычислите pH воды в реке Дон, концентрация гидроксид-ионов в которой составляет $1,58 \cdot 10^{-6}$ моль/л.

2. Вычислите концентрацию катионов водорода, которая обеспечивает наилучшее действие пищеварительного фермента α -амилазы слюны млекопитающих, если соответствующее значение pH равно 6,70.

3. Вычислите pH раствора гидроксида калия, в 1 л которого содержится 0,056 г KOH : а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации (значение коэффициента активности см. на стр. 76 учебника). Плотность раствора 1 г/мл. Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. Вычислите степень диссоциации муравьиной кислоты в 0,18 М растворе и pH этого раствора.

5. Вычислите pH раствора, полученного после добавления 20 мл 0,1 н. раствора хлороводородной кислоты к 40 мл 0,1н. раствора аммиака.

Вариант № 15

1. Вычислите pH воды Веселовского водохранилища, концентрация гидроксид-ионов в которой составляет $6,31 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

2. Оптимальные значения pH почвы для роста щавеля кислого колеблются в пределах от 4,0 до 7,5. Во сколько раз концентрация катионов водорода, соответствующая минимальному допустимому значению pH , превышает концентрацию катионов водорода, соответствующую максимальному значению pH ?

3. Вычислите pH раствора бромоводородной кислоты, если в 1 л воды растворено 22,4 мл газообразного бромоводорода (н.у.): а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации, $f_{\pm}(\text{HBr}) = 0,966$. Плотность раствора 1 г/мл. Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. Вычислите степень диссоциации сероводородной кислоты в $5 \cdot 10^{-3}$ М растворе и рН этого раствора. Диссоциацией по второй ступени пренебречь.

5. В 500 мл воды растворили 11,2 л газообразного аммиака (н.у.). Раствор аммиака на 50% нейтрализовали хлороводородной кислотой. Вычислите рОН полученного раствора,

Вариант № 16

1. Вычислите рОН воды в реке Кубань, молярная концентрация катионов водорода в которой составляет $2 \cdot 10^{-8}$ моль/л.

2. Числовые значения водородного показателя для человеческого пота колеблются в пределах от 4,00 до 6,80. Во сколько раз наибольшее значение концентрации катионов водорода в поте человека больше наименьшего ее значения?

3. Вычислите рН раствора, в 200 мл которого содержится 4,02 г хлорной кислоты: а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации, $f_{\pm}(\text{HClO}_4) = 0,778$. Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. В 981,3 г воды растворили 24,64 л газообразного аммиака (н.у.). Вычислите рН полученного раствора, если его плотность равна 0,99 г/мл.

5. Сколько граммов ацетата натрия нужно растворить в 1 л 0,1 М раствора уксусной кислоты, чтобы получить буферный раствор с рН, равным 4,76.

Вариант № 17

1. Вычислите рН брусничного сока, в 250 мл которого содержится 1 ммоль катионов водорода.

2. В зобу курицы рН равен 4,51, в мускульном желудке он равен 2,60. В каком из отделов пищеварительного тракта курицы концентрация катионов водорода выше и во сколько раз?

3. Сколько граммов гидроксида натрия содержится в 500 мл раствора этого основания, если его рН равен 10? Отличием концентрации от активности пренебречь.

4. В 1 л раствора содержится 6,4 г гидразина. Вычислите рОН этого раствора. Можно ли пренебречь диссоциацией по второй ступени?

5. Для получения 1 л аммиачного буферного раствора взяли 9,23 мл 20%-го раствора аммиака плотностью 0,921 г/мл и 52 мл 10%-го раствора хлорида аммония плотностью 1,029 г/мл. Вычислите рН этого раствора.

Вариант № 18

1. Вычислите pH воды Цимлянского водохранилища, молярная концентрация гидроксид-ионов в которой составляет $2,51 \cdot 10^{-6}$ моль/л.

2. Пищеварительный фермент липаза растительноядных зверей наилучшим образом проявляет свою активность при значениях pH от 8,40 до 9,00. Во сколько раз концентрация катионов водорода, соответствующая наименьшему из этих значений pH, превышает концентрацию катионов водорода, соответствующую наибольшему значению pH?

3. Вычислите pH 0,365%-го раствора хлороводородной кислоты: а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации (значение коэффициента активности см. на стр. 76 учебника). Плотность раствора 1 г/мл. Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. В 1 л раствора содержится 6,6 г гидроксилamina. Вычислите pOH этого раствора.

5. Каково отношение молярных концентраций уксусной кислоты и ацетата аммония в буферном растворе, если его pH равен 4,76.

Вариант № 19

1. Вычислите pOH воды в озерах Барабинской низменности, молярная концентрация катионов водорода в которой составляет $5 \cdot 10^{-9}$ моль/л.

2. Вычислите концентрацию катионов водорода и гидроксид-ионов в ежевичном соке, pH которого 2,73.

3. Вычислите pH раствора гидроксида калия, титр которого равен 0,0056 г/мл: а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации (значение коэффициента активности см. на стр. 76 учебника). Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. В 1 л раствора содержится 6,4 г гидразина. Вычислите pOH этого раствора.

5. Какое количество вещества (моль) формиата натрия, содержится в 1 л формиатного буферного раствора, если концентрация муравьиной кислоты в этом растворе составляет 0,1 моль/л, а его pH равен 3,74.

Вариант № 20

1. Вычислите pOH дренажных вод Волгоградской области, молярная концентрация катионов водорода в которых составляет $7,94 \cdot 10^{-9}$ моль/л.

2. Числовые значения водородного показателя для слюны свиньи колеблются в пределах от 7,15 до 7,47. Во сколько раз наибольшее значение концентрации катионов водорода в слюне свиньи больше наименьшего ее значения?

3. Сколько миллилитров газообразного хлороводорода (н.у.) взято для получения 10 л раствора соляной кислоты, pH которого равен 3? Нужно ли в данном случае учитывать отличие концентрации от активности?

4. Вычислите pH 0,93 М раствора гидразина.

5. Какое количество вещества (моль) хлорида аммония, содержится в 1 л аммиачного буферного раствора, если концентрация аммиака в этом растворе составляет 0,1 моль/л, а его pOH равен 4,75?

Вариант № 21

1. Вычислите pH яблочного сока, в 250 мл которого содержится 0,1 ммоль катионов водорода.

2. Оптимальные значения pH почвы для выращивания картофеля колеблются в пределах от 5,4 до 6,7. Во сколько раз концентрация катионов водорода, соответствующая минимальному допустимому значению pH, превышает концентрацию катионов водорода, соответствующую максимальному значению pH?

3. Вычислите pH 50%-го раствора хлорной кислоты плотностью 1,41 г/мл: а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации, $f_{\pm}(\text{HClO}_4) = 3,09$. Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. Вычислите pOH 0,1 М раствора гидроксилamina.

5. Какое количество вещества (моль) ацетата натрия, содержится в 1 л ацетатного буферного раствора, если концентрация уксусной кислоты в этом растворе составляет 0,1 моль/л, а его pH равен 4,76?

Вариант № 22

1. Вычислите pH почвенного раствора чернозема обыкновенного, молярная концентрация гидроксид-ионов в которой составляет $6,31 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

2. Вычислите концентрацию катионов водорода и гидроксид-ионов в соке, отжатом из картофеля, если его pH 5,64.

3. Сколько миллилитров газообразного иодоводорода (н.у.) взято для получения 200 мл раствора иодоводородной кислоты, pH которого равен 2,7? Нужно ли в данном случае учитывать отличие концентрации от активности?

4. Вычислите pH раствора хлорноватистой кислоты, в 1 л которого содержится 0,525 г HOCl .

5. Вычислите pH раствора, полученного сливанием равных объемов 0,5 М водного раствора аммиака и 1 М раствора хлорида аммония.

Вариант № 23

1. Вычислите pH яблочного сока, в котором концентрация гидроксид-ионов составляет $2,7 \cdot 10^{-8}$ моль/л.

2. Вычислите концентрацию катионов водорода, которая обеспечивает наилучшее действие пищеварительного фермента липазы плотоядных зверей, если соответствующее значение pH равно 8,0.

3. Вычислите pH раствора хлорной кислоты, титр которого равен 0,3 г/мл: а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации, $f_{\pm}(\text{HClO}_4) = 1,448$. Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. Рассчитайте степень и константу диссоциации слабой одноосновной кислоты, если известно, что при концентрации кислоты 0,1 моль/л pH раствора равен 2,87.

5. Вычислите pOH аммиачного буферного раствора, в 1 л которого содержится 1,7 г аммиака и 5,35 г хлорида аммония.

Вариант № 24

1. Вычислите pH почвенного раствора чернозема обыкновенного приазовского тяжелосуглинистого, в 1 л которого содержится 27 мкг гидроксид-ионов.

2. В толстой кишке утки pH равен 6,37, а в мускульном желудке он равен 2,33. В каком из отделов пищеварительного тракта утки концентрация катионов водорода выше и во сколько раз?

3. Сколько граммов гидроксида рубидия содержится в 500 мл раствора этого основания, если его pH равен 10? Отличием концентрации от активности пренебречь.

4. Рассчитайте степень диссоциации муравьиной кислоты в 0,18 М растворе и pH этого раствора.

5. Вычислите pH аммиачного буферного раствора, для получения 1 л которого взяли 100 мл 5,25%-го водного раствора аммиака плотностью 0,976 г/мл и 50 мл 10,5%-го раствора хлороводородной кислоты плотностью 1,05 г/мл.

Вариант № 25

1. Вычислите pOH лизиметрического раствора орошаемого чернозема обыкновенного (глубина 30 см), в 100 л которого содержится 4 мкг катионов водорода.

2. Водородный показатель для виноградного сусла, приготовленного по шампанскому способу, равен 3,20. Вычислите концентрацию катионов водорода и гидроксид-ионов в таком сусле.

3. Сколько граммов азотной кислоты содержится в 500 мл раствора этой кислоты, если его pH равен 1,7? Отличием концентрации от активности пренебречь.

4. Вычислите степень диссоциации циановодорода в 1 М растворе циановодородной кислоты и pH этого раствора.

5. Вычислите pH буферного раствора для приготовления которого, к 100 мл 0,5 М раствора аммиака прибавили 50 мл 0,5 М раствора хлороводородной кислоты.

Вариант № 26

1. Вычислите pH лизиметрического раствора орошаемых темно-каштановых почв (глубина 30 см), в 1 л которого содержится 2,14 мкг гидроксид-ионов.

2. В слепой кишке фазана pH равен 4,51, а в мускульном желудке он равен 2,0. В каком из отделов пищеварительного тракта фазана концентрация катионов водорода выше и во сколько раз?

3. Вычислите pH 10%-го раствора хлорной кислоты плотностью 1,06 г/мл: а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации, $f_{\pm}(\text{HClO}_4) = 0,823$. Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. Вычислите pOH 1 М раствора гидроксиламина.

5. Вычислите pH буферного раствора, для приготовления которого к 200 мл 6%-го раствора уксусной кислоты плотностью 1,007 г/мл прибавили 200 мл 0,5 М раствора гидроксида натрия.

Вариант № 27

1. Вычислите pH лизиметрического раствора орошаемых темно-каштановых почв (глубина 58 см), концентрация гидроксид-ионов в котором составляет $6,31 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

2. Водородный показатель для виноградного сусла, полученного пропусканием мезги через пресс непрерывного действия, равен 3,35. Вычислите концентрацию катионов водорода и гидроксид-ионов в таком сусле.

3. Сколько граммов гидроксида натрия и воды нужно взять для приготовления 250 мл раствора этого основания, если его pH равен 11,6? Плотность раствора 1,000 г/мл.

4. Вычислите pH 0,01 М раствора азотноватистой кислоты. Диссоциацией по второй ступени пренебречь.

5. Для приготовления 100 мл ацетатного буферного раствора взяли 29,6 мл 10%-го раствора уксусной кислоты плотностью 1,013 г/мл и 4,1 г ацетата натрия. Вычислите pH этого раствора.

Вариант № 28

1. Вычислите pH томатного сока, в 250 мл которого содержится 0,01 ммоль катионов водорода.

2. Пищеварительный фермент млекопитающих α -амилаза поджелудочной железы наилучшим образом проявляет свою активность при значениях pH от 6,90 до 7,10. Во сколько раз концентрация катионов водорода, соответствующая наименьшему из этих значений pH, превышает концентрацию катионов водорода, соответствующую наибольшему значению pH?

3. Вычислите pH раствора хлорной кислоты, титр которого равен 0,5 г/мл: а) без учета отличия активности от концентрации; б) с учетом отличия активности от концентрации, $f_{\pm}(\text{HClO}_4) = 4,76$. Можно ли в данном случае пренебречь отличием активности от концентрации?

4. Вычислите pH 0,1 М раствора гидразина. Диссоциацией по второй ступени пренебречь.

5. Для приготовления 500 мл ацетатного буферного раствора взяли 19,3 мл 30%-го раствора уксусной кислоты плотностью 1,038 г/мл и 8,2 г ацетата натрия. Вычислите pH этого раствора.

Вариант № 29

1. Концентрация катионов водорода в водной суспензии сильнощелочных почв может снижаться до $3,16 \cdot 10^{-10}$ моль/л. Вычислите рОН такой суспензии.

2. Водородный показатель виноградного сока из винограда сорта Чинури в момент отжатия равен 3,10. Вычислите концентрацию катионов водорода и гидроксид-ионов в таком соке.

3. Сколько граммов гидроксида цезия содержится в 200 мл раствора этого основания, если его pH равен 9? Можно ли в данном случае пренебречь отличием концентрации от активности?

4. Вычислите степень диссоциации селеноводорода в 0,1 М раствора селеноводородной кислоты и pH этого раствора. Диссоциацией по второй ступени пренебречь.

5. Для приготовления 500 мл аммиачного буферного раствора взяли 177,5 мл 10%-го раствора аммиака плотностью 0,958 г/мл и 53,5 г хлорида аммония. Вычислите pH этого раствора.

Вариант № 30

1. Концентрация катионов водорода в слюне крупного рогатого скота составляет $7,41 \cdot 10^{-9}$ моль/л. Вычислите рН и рОН такой слюны.

2. Вычислите концентрацию катионов водорода и гидроксид-ионов в вине из винограда сорта Чинури, рН которого 2,90.

3. Сколько граммов хлорной кислоты содержится в 1 л раствора этой кислоты, если его рН равен 2? Отличием концентрации от активности пренебречь.

4. В 93,28 г воды растворили 6,72 мл газообразного аммиака (н.у.). Плотность полученного раствора 0,998 г/мл. Вычислите его рН.

5. Вычислите рН раствора, в 250 мл которого содержится 11,5 г муравьиной кислоты и 58,8 г формиата калия.

Глава 5. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Изучить: глава 8, раздел 8.7.

Повторить: глава 8, раздел 8.2.

5.1. ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К КОЛЛОКВИУМУ

1. Что такое гидролиз солей?
2. Соли каких типов подвергаются гидролизу? Приведите примеры.
3. Какие формы записи уравнений реакций гидролиза Вам известны? Чем они различаются?
4. Какая форма записи уравнений реакций гидролиза самая наглядная? Что она показывает?
5. Что такое степень гидролиза? От чего она зависит?
6. Что такое константа гидролиза? Чем она отличается от обычной константы равновесия?
7. Как связаны между собой константа и степень гидролиза?
8. Гидролиз каких солей протекает в несколько ступеней? Какая ступень гидролиза преобладает?
9. В каких случаях гидролиз происходит необратимо?

5.2. ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

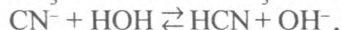
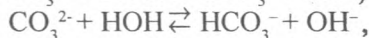
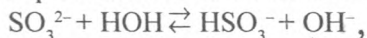
Решение каждой из задач этого раздела надо начинать с написания уравнения реакции гидролиза соли, о которой идет речь в условии. Уравнение следует писать в сокращенной ионной форме, отличающейся наибольшей информативностью и наглядностью. В условиях задач чаще всего приведены названия солей, а не их химические формулы. Если по названию соли Вы не можете определить ее состав, следует воспользоваться предметным указателем, который находится на последних страницах учебника. В этом указателе в алфавитном порядке приведены названия всех важнейших объектов, упомянутых в учебнике, в том числе и солей. После названия объекта указаны номера страниц, на которых он упомянут. Найдя в предметном указателе название соли, Вы можете на соответствующих страницах найти формулу этой соли и определить, какой кислотой и каким основанием эта соль образована.

Задачи на определение типа гидролиза

Для решения таких задач нужно помнить, что растворы солей, гидролизующихся по катиону, имеют кислую реакцию, а растворы солей, гидролизующихся по аниону имеют щелочную реакцию.

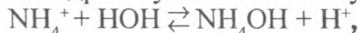
Пример 5.1. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей, в водном растворе которой фенолфталеин бесцветен: сульфит натрия, хлорид аммония, карбонат калия, цианид калия?

Решение. В условиях задачи речь идет о четырех солях: сульфите натрия Na_2SO_3 , хлориде аммония NH_4Cl , карбонате калия K_2CO_3 и цианиде калия KCN . Три соли: Na_2SO_3 , K_2CO_3 и KCN – образованы слабыми кислотами и сильными основаниями. Они подвергаются гидролизу по аниону. Соответствующие уравнения реакций в сокращенной ионной форме свидетельствуют, что в результате гидролиза в растворах этих солей появляются гидроксид-ионы:



Следовательно, их растворы имеют щелочную реакцию. Кислотно-основный индикатор фенолфталеин в щелочной среде окрашивается в малиновый цвет.

Только одна из названных в условиях задачи солей – хлорид аммония – гидролизует по катиону в соответствии с уравнением

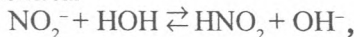


из которого видно, что в растворе появляются катионы водорода и он имеет кислую реакцию. В кислой среде фенолфталеин бесцветен.

Ответ: NH_4Cl .

Задачи на расчет констант гидролиза

Константы гидролиза, как и константы диссоциации – частный случай констант равновесия. Константа гидролиза отличается от константы равновесия для реакции гидролиза отсутствием в знаменателе дроби активности или равновесной концентрации воды. Например, для реакции гидролиза нитрита натрия, которая описывается уравнением



эти константы имеют следующий вид:

константа равновесия

константа гидролиза

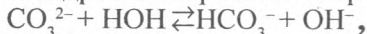
$$K = \frac{[\text{HNO}_2][\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_r = \frac{[\text{HNO}_2][\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]}$$

В отличие от констант диссоциации константы гидролиза не приводят в таблицах. Их нужно рассчитывать, используя приведенные в приложениях 3 и 4 числовые значения констант диссоциации и ионного произведения воды.

Пример 5.2. Вычислите константу гидролиза карбоната натрия по первой ступени.

Решение. Карбонат натрия – соль, образованная слабой двух-основной угольной кислотой H_2CO_3 и сильным основанием – гидроксидом натрия NaOH , она подвергается гидролизу по аниону. Первая ступень гидролиза карбоната натрия описывается уравнением



из которого видно, что продуктом реакции является гидрокарбонат-ион HCO_3^- . Именно для него нужно найти в приложении 3 числовое значение константы диссоциации. Однако в таблицах приводят константы диссоциации не ионов, а слабых кислот или слабых оснований. Для того, чтобы найти константу диссоциации гидрокарбонат-иона нужно найти в приложении 3 соответствующую константу диссоциации угольной кислоты. Эта кислота двухосновная и диссоциирует в две ступени. Первая ступень диссоциации заключается в отщеплении одного катиона водорода и образовании гидрокарбонат-иона:

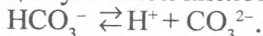


В соответствии с законом действующих масс ее можно записать следующим образом:

$$K_1 = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}.$$

Ее числовое значение равно $4,45 \cdot 10^{-7}$.

Диссоциацию гидрокарбонат-иона описывает константа диссоциации угольной кислоты по второй ступени:



Ее можно записать следующим образом:

$$K_2 = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}.$$

Числовое значение этой константы составляет $4,69 \cdot 10^{-11}$. Его и нужно использовать для расчета константы гидролиза карбоната натрия по первой ступени:

$$K_r = \frac{K_w}{K_2},$$

$$K_r = \frac{10^{-14}}{4,69 \cdot 10^{-11}} = 2,13 \cdot 10^{-4}.$$

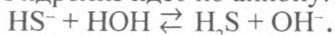
Ответ: $2,13 \cdot 10^{-4}$.

Задачи на расчет степени гидролиза

Степень гидролиза зависит от природы соли, от концентрации и температуры раствора. Если степень гидролиза невелика, то ее можно вычислить по приближенным формулам, приведенным в табл. 8.5 учебника.

Пример 5.3. Вычислите степень гидролиза (в %) гидросульфида натрия в 0,1 М растворе.

Решение. Гидросульфид натрия – соль, образованная слабой сероводородной кислотой и сильным основанием – гидроксидом натрия. Гидролиз идет по аниону:



В результате реакции образуется сероводородная кислота, поэтому для расчета нужно использовать константу диссоциации этой кислоты по первой ступени.

Уравнение для вычисления степени гидролиза соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием, имеет следующий вид:

$$h = \sqrt{\frac{K_{\text{w}}}{K_{\text{кисл}} \cdot c_{\text{соли}}}}.$$

При подстановке в него числовых значений нужно обязательно обратить внимание на способ выражения состава раствора. Для расчета следует брать только молярную концентрацию соли в растворе. Если состав раствора в условиях задачи задан по-другому, то нужно произвести пересчет в молярную концентрацию.

Подставляя числовые значения и производя вычисления, получаем

$$h = \sqrt{\frac{10^{-14}}{1,0 \cdot 10^{-7} \cdot 10^{-1}}} = \sqrt{10^{-6}} = 10^{-3} \cdot 100\% = 0,1\%.$$

Вычисленное числовое значение степени гидролиза существенно меньше единицы, поэтому его вполне можно использовать для оценки этой характеристики гидролиза.

Ответ: 0,1%.

Пример 5.4. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей натрия, которая подвергается гидролизу в большей степени: сульфид, селенид, теллурид или метасиликат. Молярные концентрации растворов одинаковы.

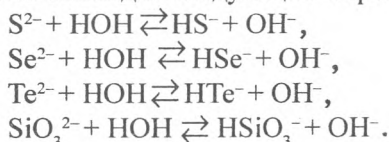
Решение. Все названные в условиях задачи соли образованы сильным основанием – гидроксидом натрия и слабыми кислотами: сульфид натрия Na_2S – сероводородной, селенид натрия Na_2Se – селено-

водородной, теллурид натрия Na_2Te – теллуrowодородной, метасиликат натрия Na_2SiO_3 – метакремниевой кислотой. Уравнение для расчета степени гидролиза таких солей имеет вид

$$h = \sqrt{\frac{K_w}{K_{\text{кисл}} \cdot c_{\text{соли}}}}.$$

Две величины в этом уравнении не зависят от природы соли и имеют равные числовые значения: ионное произведение воды K_w и концентрация соли $c_{\text{соли}}$.

Константы диссоциации слабых кислот находятся в знаменателе дроби, поэтому, чем меньше числовое значение $K_{\text{кисл}}$, тем больше степень гидролиза соли. Все слабые кислоты, анионы которых входят в состав рассматриваемых в данной задаче солей, двухосновные. Поэтому соли гидролизуются в две ступени. Так как первая ступень гидролиза преобладает, следует сравнивать степени гидролиза этих солей именно по первой ступени, пренебрегая второй ступенью гидролиза. Уравнения реакций гидролиза для названных в условиях задачи солей выглядят следующим образом:



Из этих уравнений видно, что в результате гидролиза образуются гидросульфид-, гидроселенид-, гидротеллурид- и гидросиликат-ионы, константы диссоциации которых – это константы диссоциации соответствующих слабых кислот по второй ступени. Именно эти константы и нужно сравнивать, не производя расчета, чтобы определить, какая соль гидролизуется в большей степени. Числовые значения соответствующих констант диссоциации можно найти в приложении 3:

для сероводородной кислоты $K(\text{II}) = 1 \cdot 10^{-14}$,
 для селеноводородной кислоты $K(\text{II}) = 1 \cdot 10^{-11}$,
 для теллуrowодородной кислоты $K(\text{II}) = 1 \cdot 10^{-11}$,
 для метакремниевой кислоты $K(\text{II}) = 1,6 \cdot 10^{-12}$.

Очевидно, что наименьшее числовое значение имеет константа диссоциации по второй ступени для сероводородной кислоты. Поэтому в наибольшей степени гидролизу будет подвергаться соль этой кислоты – сульфид натрия.

Ответ: Na_2S .

Задачи на определение pH растворов гидролизующихся солей

Уравнения для расчета pH растворов гидролизующихся солей приведены в табл. 8.5 учебника. Однако нужно иметь в виду, что эти уравнения можно использовать для расчета pH не очень сильно разбавленных растворов (не менее 0,1 моль/л). Если произведение концентрации раствора и соответствующей константы диссоциации меньше ионного произведения воды, то на величину pH оказывает влияние диссоциация воды. В этих случаях для расчета применяют более сложные уравнения, рассмотрение которых выходит за рамки данного пособия.

При расчетах следует также принимать во внимание, что уравнения из табл. 8.5 справедливы только для температуры 22°C, так как первое слагаемое – цифра 7 – в этих уравнениях рассчитано как

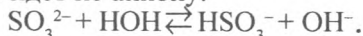
$$-\frac{1}{2} \lg K_w = -\frac{1}{2} \lg 10^{-14} = 7 \text{ (см. уравнение 8.39 учебника).}$$
 Ионное про-

изведение воды K_w принимает значение 10^{-14} только при температуре 22°C. При других температурах K_w имеет другие числовые значения (см. приложение 4). Следовательно, при температурах, не равных 22°C, первое слагаемое в уравнениях для расчета pH растворов гидролизующихся солей будет отличаться от 7.

Пример 5.5. Вычислите pH 0,1 М раствора сульфита натрия при 40°C.

Решение.

$c(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 0,1 \text{ моль/л}$ $\text{pH} = ?$		Решение задачи начинаем с написания уравнения реакции гидролиза в сокращенной ионной форме. Соль образована слабой сернистой кислотой и сильным основанием – гидроксидом натрия, гидролиз идет по аниону:
---	--	---



В результате гидролиза образуется гидросульфит-ион, константу диссоциации которого можно найти в приложении 3 как константу диссоциации сернистой кислоты по второй ступени. Следует также обратить внимание на то, что раствор в результате гидролиза имеет щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$), о чем свидетельствуют гидроксид-ионы OH^- в правой части уравнения. Это поможет оценить правильность результатов расчета.

Числовое значение водородного показателя для раствора соли слабой кислоты и сильного основания при температуре, отличной от 22°C, рассчитываем по уравнению:

$$\text{pH} = -\frac{1}{2} \lg K_{\text{w}} - \frac{1}{2} \lg K_{\text{кисл}} + \frac{1}{2} \lg c_{\text{соли}},$$

$$\text{pH} = -\frac{1}{2} \lg (2,918 \cdot 10^{-14}) - \frac{1}{2} \lg 1,02 \cdot 10^{-7} + \frac{1}{2} \lg 10^{-1} = 6,77 + 4,00 - 0,5 = 10,27.$$

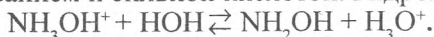
Ответ: 10,27.

В некоторых задачах вообще не нужно проводить никаких расчетов, потому что реакцию среды раствора (кислая, нейтральная или щелочная) можно оценить по числовым значениям констант диссоциации образующихся в результате гидролиза слабых кислот и оснований. Если $K_{\text{кисл}}$ больше, чем $K_{\text{осн}}$, то среда кислая. Если $K_{\text{осн}}$ больше, чем $K_{\text{кисл}}$, то среды щелочная. Если обе константы равны, то среда нейтральная.

Пример 5.6. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей, водный раствор которой имеет нейтральную реакцию: хлорид гидроксиламиния, гипонитрит калия, ацетат калия, ацетат аммония.

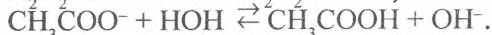
Решение.

Хлорид гидроксиламиния NH_3OHCl – соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой. Гидролиз идет по катиону:



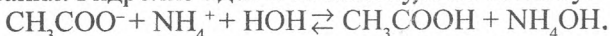
среда кислая, о чем говорят катионы оксония в правой части уравнения.

Гипонитрит калия $\text{K}_2\text{N}_2\text{O}_2$ и ацетат калия CH_3COOK – соли, образованные слабыми кислотами и сильным основанием. Гидролиз обеих солей идет по аниону:



В правых частях обоих уравнений присутствуют гидроксид-ионы, что говорит о щелочной реакции среды.

Наконец, ацетат аммония – соль слабой кислоты и слабого основания. Гидролиз идет и по аниону, и по катиону:



Причем константы диссоциации слабой кислоты $K_{\text{кисл}} = 1,75 \cdot 10^{-5}$ и слабого основания $K_{\text{осн}} = 1,75 \cdot 10^{-5}$ не различаются своими числовыми значениями. Поэтому реакция среды в растворе ацетата аммония практически нейтральная.

Ответ: $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.

5.3. ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Вариант 1

1. Диоксид серы объемом 11,2 л (н.у.) вступил в реакцию с 40 г гидроксида натрия, растворенного в воде. Напишите химическую формулу образовавшейся соли. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей калия, которая гидролизруется в наибольшей степени: карбонат, гидрокарбонат, цианид, хлорид.

3. Напишите в сокращенной ионной форме уравнение реакции гидролиза ортофосфата натрия по первой ступени и вычислите константу гидролиза этой соли по первой ступени.

4. Напишите в молекулярной форме уравнение реакции гидролиза хлорида железа (III) и вычислите степень гидролиза этой соли по первой ступени в 0,2 М растворе.

5. Вычислите pH раствора, в 400 мл которого содержится 3,28 г ацетата натрия. Температура 50°C.

Вариант 2

1. При сливании 100 мл 0,02 М раствора ортофосфорной кислоты и 50 мл 0,04 М раствора гидроксида калия получен раствор соли. Напишите химическую формулу этой соли. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей натрия, которая гидролизруется в наименьшей степени: селенид, гидроселенид, теллурид, гидротеллурид.

3. Напишите в сокращенной ионной форме уравнение реакции гидролиза тиоцианата аммония и вычислите константу гидролиза этой соли.

4. Образуется ли сульфид алюминия при сливании водных растворов нитрата алюминия и сульфида калия? Напишите химические формулы образующихся осадка и газа.

5. Вычислить pH 0,2 М раствора хлорида алюминия при температуре 22°C.

Вариант 3

1. При растворении 44,8 л газообразного аммиака (н.у.) в соляной кислоте, содержащей 73 г хлороводорода, получен раствор соли. Напишите химическую формулу этой соли. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. В растворе какой из названных ниже солей фенолфталеин окрашивается в розовый цвет: хлорид натрия, сульфат аммония, сульфат алюминия, цианид натрия?

3. Напишите в сокращенной ионной форме уравнение реакции гидролиза хлорида цинка по 1-ой ступени и вычислите константу гидролиза этой соли.

4. Напишите в молекулярной форме уравнение реакции гидролиза нитрита натрия и вычислите степень гидролиза этой соли в 0,2 М растворе.

5. Вычислите pH 0,1 н. раствора нитрата аммония при температуре 40°C.

Вариант 4

1. При растворении 4,48 л диоксида углерода (н.у.) в растворе, содержащем 22,4 г гидроксида калия, получен раствор соли. Напишите химическую формулу этой соли. Вычислите степень ее гидролиза в полученном растворе, если его объем равен 1 л.

2. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей, водный раствор которой имеет практически нейтральную реакцию: ацетат калия, гидрокарбонат калия, гипохлорит натрия, ацетат аммония.

3. Напишите в сокращенной ионной форме уравнение реакции гидролиза гидрофосфата натрия и вычислите константу гидролиза этой соли.

4. Напишите в сокращенной ионной форме уравнение гидролиза хлорида никеля по первой ступени и вычислите степень гидролиза этой соли в 0,1 М растворе.

5. Вычислите pH 0,2 М раствора хлорида аммония при 22°C.

Вариант 5

1. Газообразный сероводород объемом 2,24 л (н.у.) вступил в реакцию с 4 г гидроксида натрия, растворенного в воде. Напишите химическую формулу соли, образовавшейся в растворе. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей, в растворе которой метиловый оранжевый окрашивается в желтый цвет: хлорид бария, перхлорат калия, карбонат натрия, сульфат цинка.

3. Напишите в ионной форме уравнение реакции гидролиза ацетата аммония и вычислите константу гидролиза этой соли.

4. Напишите в молекулярной форме уравнение реакции гидролиза цианида калия и вычислите степень гидролиза этой соли в 0,2 М растворе.

5. Каково значение pH раствора, полученного из 0,2 г нитрата аммония и 250 мл воды? Плотность раствора принять равной 1 г/мл. Температура 22°C.

Вариант 6

1. При взаимодействии хлора с гидроксидом кальция образуются две соли. Напишите химическую формулу и название той из них, которая подвергается гидролизу по аниону.

2. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей железа (III), которая подвергается необратимому гидролизу: нитрат, сульфат, карбонат, хлорид.

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза нитрата свинца (II) и вычислите константу гидролиза этой соли по первой ступени.

4. Вычислите степень гидролиза хлорида аммония в растворе, в 500 мл которого содержится 5,35 г этой соли.

5. Вычислите pH 0,2 М раствора гипохлорита калия при 30°C.

Вариант 7

1. Напишите химическую формулу и название соли, образующейся при растворении 21,4 г гидроксида железа (III) в 358,3 мл 10%-го раствора азотной кислоты плотностью 1,055 г/мл. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей, в растворе которой фенолфталеин окрашивается в розовый цвет: хлорид калия, гидрофосфат натрия, перхлорат калия, хлорид цинка.

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза дигидрофосфата натрия и вычислите константу гидролиза этой соли.

4. Напишите в молекулярной форме уравнение реакции гидролиза нитрата хрома (III) и вычислите степень гидролиза в 0,2 М растворе этой соли.

5. Вычислите pH 0,1 М раствора цианида аммония при 22°C.

Вариант 8

1. Напишите химическую формулу и название соли, образующейся при растворении 20 г гидроксида цинка в 239 мл 10%-го раствора азотной кислоты плотностью 1,055 г/мл. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Раствор какой из названных ниже солей: хлорид натрия, сульфат алюминия, сульфит калия, ацетат аммония – окрашивает лакмус в синий цвет? Напишите ее химическую формулу.

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза гидрокарбоната аммония и вычислите константу гидролиза этой соли.

4. Вычислите степень гидролиза нитрата свинца (II), если его титр в растворе равен 0,0033 г/мл.

5. Рассчитайте pH раствора, полученного при смешении 10 мл 0,3 н. азотной кислоты и 30 мл 0,1 н. гидроксида аммония. Температура 22°C.

Вариант 9

1. Напишите химическую формулу и название соли образующейся при смешении 50 мл 1 М раствора гидроксилamina и 36 мл 5%-го раствора хлороводородной кислоты плотностью 1,023 г/мл. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Напишите в ионной форме уравнение реакции гидролиза той из названных ниже солей, которая гидролизуется и по катиону и по аниону: сульфат цинка, ацетат аммония, ацетат натрия, нитрат железа (III).

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза нитрата хрома (III) и вычислите константу гидролиза этой соли по первой ступени.

4. Напишите в молекулярной форме уравнение реакции гидролиза хлорида железа (III) и вычислите степень гидролиза этой соли в 0,1 М растворе.

5. Вычислите pH раствора, полученного при растворении 5,3 г хлорида аммония в 500 мл воды. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 10

1. Напишите химическую формулу соли, которая образуется при смешении 100 мл 2 М раствора гидроксида натрия и 200 мл 1 М раствора азотной кислоты. Подвергается ли эта соль гидролизу?

2. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей аммония, которая гидролизуется в наибольшей степени: хлорид, сульфат, нитрит, нитрат.

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза гидрокарбоната натрия и вычислите константу гидролиза этой соли.

4. Вычислите степень гидролиза бромид аммония в 0,1 М растворе.

5. Вычислите pH раствора, полученного растворением 13,4 г хлорида алюминия в 0,5 л воды. Плотность раствора 1,0032 г/мл, температура 22°C.

Вариант 11

1. Диоксид серы объемом 2,24 л (н.у.) вступил в реакцию со 100 мл 1 М раствора гидроксида калия. Напишите химическую формулу образовавшейся соли. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей, которая гидролизуется в наименьшей степени: сульфид аммония, нитрат аммония, тиоцианат калия, ацетат калия.

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза карбоната аммония и вычислите константу гидролиза этой соли по первой ступени.

4. Напишите в молекулярной форме уравнение реакции гидролиза гидрокарбоната калия и вычислите степень гидролиза в 0,05 М растворе этой соли.

5. Вычислите pH 0,1 М раствора хлорида железа (III) при температуре 60°C.

Вариант 12

1. При добавлении 93 мл 10%-го раствора ортофосфорной кислоты плотностью 1,053 г/мл к 1 л 0,1 н. раствора гидроксида натрия получен раствор соли. Напишите химическую формулу этой соли. По какому иону (катиону или аниону) протекает ее гидролиз?

2. Напишите в молекулярной форме уравнение реакции гидролиза той из перечисленных солей алюминия, которая подвергается необратимому гидролизу: хлорид, сульфат, сульфид, нитрат.

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза хлорида железа (II) и вычислите константу гидролиза этой соли.

4. Рассчитайте степень гидролиза хлорида магния в растворе, титр которого равен 0,0095 г/мл.

5. Вычислите pH 0,2 М раствора цианида калия при температуре 22°C.

Вариант 13

1. При растворении 11,2 л газообразного аммиака (н.у.) в 250 мл 2 н. раствора азотной кислоты получен раствор соли. Напишите химическую формулу этой соли. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. В растворе какой из названных ниже солей лакмус приобретает красный цвет: перхлорат калия, сульфат алюминия, ацетат натрия, карбонат калия? Напишите химическую формулу этой соли.

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза карбоната натрия и вычислите константу гидролиза этой соли.

4. Напишите в молекулярной форме уравнение реакции гидролиза метаарсенита натрия и вычислите степень гидролиза в 0,1 М растворе этой соли.

5. Вычислите pH 0,2 М раствора формиата аммония при 22°C.

Вариант 14

1. При взаимодействии 33,6 л углекислого газа (н.у.) с 246 мл 20%-го раствора гидроксида натрия плотностью 1,22 г/мл получен раствор соли. Напишите химическую формулу этой соли. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей натрия, которая не подвергается гидролизу: гипохлорит, фторид, перхлорат, ацетат.

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза гидрофосфата аммония и вычислите константу гидролиза этой соли.

4. Рассчитайте степень гидролиза метасиликата натрия в 0,2 М растворе.

5. Вычислите pH раствора, полученного при растворении 5,3 г безводного карбоната натрия в 0,2 л воды ($\rho = 1,01$ г/мл).

Вариант 15

1. Газообразный сероводород объемом 4,48 л (н.у.) вступил в реакцию с 65,6 мл 20%-го раствора гидроксида натрия плотностью 1,22 г/мл. Напишите химическую формулу соли, образовавшейся в растворе. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза хлорида железа (III) и вычислите константу гидролиза этой соли по первой ступени.

3. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей аммония, которая гидролизуется в наибольшей степени: фторид, хлорид, бромид, иодид.

4. Напишите в молекулярной форме уравнение реакции гидролиза нитрита калия и вычислите степень гидролиза в 0,1 М растворе этой соли.

5. Вычислите pH 0,2 М раствора цианида калия при 22°C.

Вариант 16

1. Напишите химическую формулу и название соли, образующейся при растворении 10,7 г гидроксида железа (III) в 104,5 мл 10%-го раствора соляной кислоты плотностью 1,048 г/мл. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей, в растворе которой фенолфталеин окрашивается в розовый цвет: хлорид бария, хлорид лития, хлорид цинка, гипохлорит натрия.

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза гидрогипонитрита натрия и вычислите константу гидролиза этой соли.

4. Рассчитайте степень гидролиза тиоцианата аммония в водном растворе.

5. Вычислите pH 1%-го раствора нитрата аммония при 22°C ($\rho = 1,002$ г/мл).

Вариант 17

1. Напишите химическую формулу и название соли, образующейся при растворении 21,4 г гидроксида железа (III) в 358,3 мл 10%-го раствора азотной кислоты плотностью 1,055 г/мл. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей калия, которая подвергается гидролизу в наименьшей степени: тиосульфат, сульфит, гидросульфит, сульфид.

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза дигидрофосфата аммония и вычислите константу гидролиза этой соли.

4. Рассчитайте степень гидролиза нитрата цинка в растворе, титр которого равен 0,0189 г/мл.

5. Вычислите pH 0,1 М раствора хлорида алюминия при 60°C.

Вариант 18

1. Напишите химическую формулу и название соли, образующейся при растворении 9,9 г гидроксида цинка в 119,5 мл 10%-го раствора азотной кислоты плотностью 1,055 г/мл. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Напишите в молекулярной форме уравнение реакции гидролиза той из названных ниже солей железа (III), которая подвергается необратимому гидролизу: хлорид, тиоцианат, сульфид, сульфат.

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза нитрата алюминия и вычислите константу гидролиза этой соли по первой ступени.

4. Рассчитайте степень гидролиза фторида аммония в 0,1 М водном растворе.
5. Вычислите рН раствора, в 0,5 л которого содержится 13,8 г карбоната калия.

Вариант 19

1. Напишите химическую формулу и название соли образующейся при смешении 100 мл 1 М раствора гидразина и 73,4 мл 5%-го раствора хлороводородной кислоты плотностью 1,023 г/мл. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?
2. Напишите в сокращенной ионной форме уравнение реакции гидролиза той из названных ниже солей аммония, водный раствор которой имеет практически нейтральную реакцию: нитрат, ацетат, цианид, тиоцианат.
3. Напишите в сокращенной ионной форме уравнение реакции гидролиза гипонитрита натрия и вычислите константу гидролиза этой соли по первой ступени.
4. Рассчитайте степень гидролиза нитрата никеля в растворе, титр которого равен 0,183 г/мл.
5. Вычислите рН 0,1 М раствора гидрокарбоната аммония.

Вариант 20

1. Напишите химическую формулу и название соли, которая образуется при смешении 16,4 мл 20%-го раствора гидроксида натрия (плотность 1,22 г/мл) и 44,55 мл 20%-го раствора хлорной кислоты (плотность 1,128 г/мл). Подвергается ли эта соль гидролизу?
2. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей, которая подвергается гидролизу по катиону: тиосульфат натрия, хлорид бария, нитрат меди (II), сульфит калия.
3. Напишите в сокращенной ионной форме уравнение реакции гидролиза ацетата свинца и вычислите константу гидролиза этой соли по первой ступени.
4. Напишите в молекулярной форме уравнение реакции гидролиза нитрата железа (III) и рассчитайте степень гидролиза этой соли в 0,1 М растворе.
5. Вычислите рН раствора, 1 л которого содержит 6,6 г хлорида алюминия.

Вариант 21

1. Диоксид серы объемом 4,48 л (н.у.) вступил в реакцию с 32,8 мл 20%-го раствора гидроксида натрия (плотность 1,22 г/мл).

Напишите химическую формулу образовавшейся соли. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Напишите в молекулярной форме уравнение гидролиза той из перечисленных ниже солей, которая подвергается необратимому гидролизу: сульфит калия, сульфат меди (II), сульфид железа (III), сульфид натрия.

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза нитрата аммония и вычислите константу гидролиза этой соли.

4. Напишите в молекулярной форме уравнение реакции гидролиза селенида натрия по первой ступени и рассчитайте степень гидролиза этой соли в 0,1 М растворе.

5. Вычислите рН раствора цианида калия, титр которого равен 0,0065 г/мл.

Вариант 22

1. При добавлении 95,61 мл 5%-го раствора ортофосфорной кислоты плотностью 1,025 г/мл к 0,5 л 0,2 М раствора гидроксида калия получен раствор соли. Напишите химическую формулу этой соли. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей аммония, в растворе которой $\text{pH} > 7$: хлорид, ацетат, нитрат, цианид.

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза гипофосфита натрия и вычислите константу гидролиза этой соли.

4. Напишите в молекулярной форме уравнение реакции гидролиза хлорида меди (II) по первой ступени и рассчитайте степень гидролиза этой соли в 0,2 М растворе.

5. Вычислите рН раствора, полученного при смешении 40 мл 0,1 н. раствора уксусной кислоты и 20 мл 0,2 н. раствора гидроксида натрия.

Вариант 23

1. При растворении 5,6 л газообразного аммиака (н.у.) в 56,7 мл 15%-го раствора хлороводородной кислоты плотностью 1,073 г/мл получен раствор соли. Напишите химическую формулу этой соли. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Раствор какой из названных ниже солей окрашивает фенолфталеин в розовый цвет: гипохлорит натрия, сульфат алюминия, ацетат аммония, хлорид калия?

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза фторида аммония и вычислите константу гидролиза этой соли.

4. Напишите в молекулярной форме уравнение реакции гидролиза нитрата магния и вычислите степень гидролиза этой соли в растворе, титр которого равен 0,0148 г/мл.

5. Вычислите pH 0,1 М раствора иодида аммония при температуре 50°C.

Вариант 24

1. При взаимодействии 16,8 л углекислого газа (н.у.) с 1,5 л 1 н. раствора гидроксида натрия получен раствор соли. Напишите химическую формулу этой соли. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей натрия, раствор которой имеет $\text{pH} > 7$: фторид, хлорид, бромид, иодид.

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза нитрата железа (III) и вычислите константу гидролиза этой соли.

4. Рассчитайте степень гидролиза хлорида аммония в 0,2 М растворе.

5. Вычислите pH раствора, в 250 мл которого содержится 4,9 г цианида натрия.

Вариант 25

1. Газообразный сероводород объемом 6,72 л (н.у.) вступил в реакцию с 0,5 л раствора гидроксида натрия, титр которого равен 0,024 г/мл. Напишите химическую формулу соли, образовавшейся в растворе. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей, которая не подвергается гидролизу: фторид натрия, сульфат меди (II), хлорид натрия, хлорид аммония.

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза фосфита натрия и вычислите константу гидролиза этой соли по первой ступени.

4. Напишите в молекулярной форме уравнение реакции гидролиза нитрата меди (II) и вычислите степень гидролиза этой соли в 0,2 М растворе.

5. Вычислите pH 0,1 М раствора гипохлорита калия.

Вариант 26

1. При взаимодействии диоксида азота с раствором гидроксида натрия образуются две соли. Напишите химическую формулу той из

них, которая подвергается гидролизу. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей аммония, которая гидролизуется в наибольшей степени: хлорит, сульфит, цианид, ацетат.

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза сульфата хрома (III) и вычислите константу гидролиза этой соли.

4. Рассчитайте степень гидролиза нитрата марганца в 0,1 М растворе.

5. Вычислите pH раствора, полученного при смешивании 30 мл 0,1 н. раствора хлороводородной кислоты и 10 мл 0,3 н. раствора гидроксида аммония.

Вариант 27

1. Напишите химическую формулу и название соли, образующейся при растворении 18 г гидроксида железа (II) в 238,9 мл 10%-го раствора азотной кислоты плотностью 1,055 г/мл. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Водный раствор какой из названных ниже солей подвергается гидролизу в наибольшей степени: тиосульфат натрия, хлорид калия, сульфат цинка, ацетат аммония? Напишите ее химическую формулу.

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза гидросульфида аммония и вычислите константу гидролиза этой соли.

4. Напишите в молекулярной форме уравнение реакции гидролиза той из перечисленных ниже солей, которая подвергается необратимому гидролизу: хлорид железа (III), сульфат цинка, карбонат алюминия, сульфид натрия.

5. Вычислите pH раствора нитрита калия, титр которого равен 0,0085 г/мл.

Вариант 28

1. Напишите химическую формулу и название соли, образующейся при растворении 9,9 г гидроксида цинка в 69,7 мл 10%-го раствора хлороводородной кислоты плотностью 1,048 г/мл. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей, раствор которой имеет $\text{pH} > 7$: бромид натрия, хлорид меди (II), сульфит натрия, иодид аммония.

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза гидрофосфита натрия и вычислите константу гидролиза этой соли.

4. Рассчитайте степень гидролиза хлорида алюминия в 0,1 М растворе при температуре 30°C.

5. Вычислите pH 0,1 М раствора карбоната калия.

Вариант 29

1. Напишите химическую формулу и название соли, образующейся при растворении 15,2 г оксида хрома (III) в 172,1 мл 20%-го раствора азотной кислоты плотностью 1,098 г/мл. По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз этой соли?

2. Напишите в ионной форме уравнение реакции гидролиза той из названных ниже солей, которая подвергается гидролизу и по катиону и по аниону: гипохлорит калия, гидросульфид аммония, сульфат цинка, фторид натрия.

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза сульфида натрия и вычислите константу гидролиза этой соли по первой ступени.

4. Напишите в молекулярной форме уравнение реакции гидролиза сульфита натрия по 1-ой ступени и вычислите степень гидролиза этой соли в 0,2 М растворе.

5. Вычислите pH раствора, полученного растворением 10,6 г карбоната натрия в 1 л воды. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 30

1. Напишите химическую формулу и название соли, которая образуется при смешении 164 мл 20%-го раствора гидроксида натрия (плотность 1,22 г/мл) и 349 мл 10%-го раствора хлороводородной кислоты (плотность 1,047 г/мл). Подвергается ли эта соль гидролизу?

2. Напишите химическую формулу той из названных ниже солей натрия, которая подвергается гидролизу в наибольшей степени: гипохлорит, хлорит, хлорат, перхлорат.

3. Напишите в сокращённой ионной форме уравнение реакции гидролиза хлорида алюминия и вычислите константу гидролиза этой соли по первой ступени.

4. Рассчитайте степень гидролиза хлорида марганца в растворе, титр которого равен 0,0125 г/мл.

5. Вычислите pH 0,25 М раствора нитрита натрия при температуре 0°C.

Глава 6. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Изучить: главы 9 и 10.

6.1. ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К КОЛЛОКВИУМУ

Вопросы по теме «Строение атома»

1. Какие характеристики волнового процесса и корпускулярного движения объединяет уравнение де Бройля?
2. Погрешности определения каких величин объединяет соотношение Гейзенберга?
3. Чему равен квадрат модуля волновой функции?
4. Какие способы изображения электронного облака атома водорода Вы знаете?
5. Какие неизвестные входят в уравнение Шрёдингера?
6. Что такое орбиталь?
7. Что определяет главное квантовое число? Какие значения оно принимает?
8. Что определяет орбитальное квантовое число? Какие значения оно принимает? Каковы буквенные обозначения числовых значений орбитального квантового числа? Какие геометрические формы электронных облаков соответствуют каждому из значений орбитального квантового числа?
9. Что определяет магнитное квантовое число? Какие значения может оно принимать при заданном значении орбитального квантового числа?
10. Что определяет спиновое квантовое число? Какие значения оно может принимать?
11. Как формулируется принцип минимума энергии?
12. Как формулируется принцип Паули? Почему его иногда называют запретом Паули?
13. Как формулируются правила Хунда?
14. Чем электронные формулы атомов отличаются от их электронно-структурных формул?
15. Что такое электронный остов?
16. Что такое «меченые соединения»?

Вопросы по теме «Периодический закон Д.И. Менделеева»

1. Какова современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева?

2. Что такое период?
3. Как читаются правила Клечковского?
4. Что общего у элементов одной группы (подгруппы) периодической системы Д.И. Менделеева?
5. Чем длиннопериодный вариант периодической системы отличается от короткопериодного варианта?
6. Что такое энергия ионизации?
7. Каким образом меняется в зависимости от заряда ядра атома первая энергия ионизации: а) у атомов элементов одного периода; б) у атомов элементов одной группы.
8. Что такое сродство к электрону?
9. Что такое электроотрицательность?
10. Каким образом меняется в зависимости от заряда ядра атома электроотрицательность: а) атомов элементов одного периода; б) атомов элементов одной группы.
11. Что такое радиус Ван-дер-Ваальса? Как эта характеристика атома элемента меняется в зависимости от заряда ядра атома: а) в периоде; б) в группе?
12. Какие химические свойства элементов изменяются периодическим образом?
13. Что такое кларк?
14. Как формулируется основной закон геохимии?
15. Какие элементы называют редкими?
16. Какие элементы относятся: а) к атмофильным, б) к литофильным, в) к халькофильным, г) к сидерофильным?
17. Какие элементы называют макроэлементами и какие микроэлементами? Совпадают ли эти определения, если речь идет о литосфере и живом веществе?

6.2. ПРИМЕР РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

В индивидуальных заданиях этой главы много вопросов, для ответов на которые достаточно внимательно и вдумчиво прочитать главы 9 и 10 учебника. Решение задач также невозможно без тщательной проработки материала этих глав.

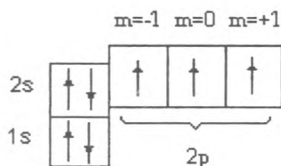
Пример 6.1. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме атмофильного элемента 15 группы (по нумерации ИЮПАК).

Решение. Нумерация групп периодической системы Д.И. Менделеева, предложенная Международным союзом теоретической и прикладной химии (ИЮПАК), представлена в длиннопериодном вари-

анте периодической системы на втором форзаце учебника. Предложенные ИЮПАК номера групп напечатаны арабскими цифрами под использовавшимися до сих пор номерами групп, которые напечатаны римскими цифрами и прописными латинскими буквами. Согласно нумерации ИЮПАК 15 группа – это VA-группа по прежней нумерации.

Для отнесения элемента к той или иной группе по геохимической классификации элементов В.М. Гольдшмидта следует воспользоваться таблицей 10.7 учебника. Из этой таблицы видно, что к атмосферным элементам в VA-группе относится только азот.

Электронно-структурная формула для этого элемента выглядит следующим образом:



В соответствии с принципом минимума энергии последние электроны заполняют наименее энергетически выгодный $2p$ -подуровень. Для всех трех орбиталей этого подуровня главное квантовое число $n = 2$, орбитальное квантовое число $l = 1$. Орбитали p -подуровня энергетически равноценны между собой, однако принято считать, что сначала заполняется орбиталь, для которой магнитное квантовое число $m = -1$, затем заполняется орбиталь с $m = 0$ и последней заполняется орбиталь с $m = +1$. Итак, для последнего в порядке заполнения электрона в атоме азота магнитное квантовое число $m = +1$. Условимся, что для электронов обозначенных стрелкой, направленной вверх, спиновое квантовое число $s = +1/2$.

Ответ: 2, 1, +1, +1/2.

6.3. ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Вариант 1

1. Как называется наука, изучающая распространенность и миграцию химических элементов в геосферах?
2. Как называется энергия, которую необходимо затратить для полного удаления электрона из изолированного свободного атома, находящегося в основном состоянии, на бесконечно большое расстояние?

3. Напишите химический символ d -элемента, относящегося к числу макроэлементов в живом веществе. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме этого элемента.

4. Для энергетических подуровней $3s$, $3p$, $3d$ и $4s$ вычислите суммы главного и орбитального квантовых чисел и, пользуясь правилами Клечковского, расположите обозначения этих подуровней в порядке заполнения их электронами.

5. Напишите химический символ элемента, атом которого имеет следующую электронную формулу: $1s^2 2s^2 2p^3$. К какой группе относится этот элемент согласно геохимической классификации Гольдшмидта?

Вариант 2

1. В периодической зависимости от чего находятся свойства химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ в соответствии с современной формулировкой периодического закона Д.И. Менделеева?

2. Напишите буквенное обозначение той из названных ниже величин, которая входит в уравнение Шрёдингера: погрешность определения координаты, волновая функция, погрешность определения скорости частицы, длина волны?

3. Напишите химические символы s -элементов третьего периода. К какой группе относятся эти элементы согласно геохимической классификации Гольдшмидта?

4. Какой буквой обозначаются энергетические подуровни, для которых орбитальное квантовое число равно 0? Сколько значений принимает в этом случае магнитное квантовое число? Сколько орбиталей на каждом из таких подуровней?

5. Начертите электронно-структурную формулу атома гелия. Сколько электронов в этом атоме имеют спиновое квантовое число $-1/2$?

Вариант 3

1. Какое квантовое число определяет энергетический уровень электрона в атоме? Какой буквой оно обозначается?

2. Как называется энергия, которая выделяется в результате присоединения электрона к электронейтральному атому?

3. Напишите химический символ амфифильного элемента VA-подгруппы. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме этого элемента.

4. Для энергетических подуровней $3d$, $4p$, $4d$ и $5s$ вычислите суммы главного и орбитального квантовых чисел и, пользуясь правилами

ми Клечковского, расположите обозначения этих подуровней в порядке заполнения их электронами.

5. Напишите химический символ элемента, атом которого имеет следующую электронную формулу: $1s^2 2s^2 2p^4$. Какое место по распространенности в земной коре занимает этот элемент?

Вариант 4

1. Какие значения может принимать орбитальное квантовое число для электронов атомов элементов периодической системы Д.И. Менделеева, находящихся в основном состоянии?

2. Как называется число, выражающее среднее содержание химического элемента на Земле в целом, в каждой из геосфер в отдельности, а также в живом веществе?

3. Напишите химические символы s -элементов второго периода. К какой группе относятся эти элементы согласно геохимической классификации Гольдшмидта?

4. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме элемента 15 группы (по нумерации ИЮПАК), имеющего наименьший радиус Вандер-Ваальса.

5. Напишите химический символ элемента, атом которого имеет следующую электронную формулу: $[\text{Ar}]3d^5 4s^2$. Относится ли этот элемент к числу микроэлементов, жизненно необходимых как для всех видов растений, так и для животных и человека?

Вариант 5

1. Как называется принцип квантовой механики, который утверждает, что движение микрочастиц нельзя характеризовать траекторией как точной линией?

2. От чего согласно основному закону геохимии зависят кларки химических элементов?

3. Напишите химический символ наиболее распространенного элемента литосферы. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме этого элемента.

4. Для энергетических подуровней $3d$, $4p$, $4d$ и $5s$ вычислите суммы главного и орбитального квантовых чисел и, пользуясь правилами Клечковского, расположите обозначения этих подуровней в порядке заполнения их электронами.

5. Начертите электронно-структурную формулу p -элемента, который является жизненно необходимым микроэлементом для всех

видов растений. Сколько электронов в атоме этого элемента находится в основном состоянии на $2p$ -подуровне?

Вариант 6

1. Как называется принцип квантовой механики, который утверждает, что в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел?

2. Как называют химические элементы с кларками менее 0,01-0,001%?

3. Напишите химические символы s -элементов первого периода. К какой группе относятся эти элементы согласно геохимической классификации Гольдшмидта?

4. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме элемента 16 группы (по нумерации ИЮПАК), имеющего наименьший радиус Ван-дер-Ваальса.

5. Напишите химический символ элемента, атом которого имеет следующую электронную формулу: $[\text{Ar}]3d^7 4s^1$. Относится ли этот элемент к числу микроэлементов, жизненно необходимых как для всех видов растений, так и для животных и человека?

Вариант 7

1. Как называется общезначимый принцип, который утверждает, что наиболее устойчивым состоянием атома является состояние с минимальным запасом энергии?

2. От чего согласно основному закону геохимии зависит распределение элементов, обусловленное их миграцией?

3. Напишите химический символ элемента, занимающего второе место по распространенности в литосфере. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме этого элемента.

4. Для энергетических подуровней $4p$, $4d$, $5s$ и $5p$ вычислите суммы главного и орбитального квантовых чисел и, пользуясь правилами Клечковского, расположите обозначения этих подуровней в порядке заполнения их электронами.

5. Начертите электронно-структурную формулу p -элемента второго периода, который является жизненно необходимым микроэлементом для животных и человека. Сколько электронов в атоме этого элемента находится на $2p$ -подуровне?

Вариант 8

1. Как называется правило, которое утверждает, что электроны избегают занимать одну и ту же орбиталь?

2. Как называют химические элементы с кларками менее 0,01-0,001%, если они не образуют собственных минералов, а встречаются в виде примесей в минералах других элементов?

3. Напишите химические символы *s*-элементов четвертого периода. К какой группе относятся эти элементы согласно геохимической классификации Гольдшмидта?

4. На втором форзаце учебника приведен длиннопериодный вариант периодической системы Д.И. Менделеева, в котором арабскими цифрами указаны номера групп, рекомендуемые Международным союзом теоретической и прикладной химии (ИЮПАК). Подсчитайте общие числа электронов на энергетических подуровнях, застраивающихся в четвертом периоде в атомах микроэлементов, относящихся к этому периоду и полезных только для отдельных видов растений и микроорганизмов. Совпадают ли эти числа с номерами групп, рекомендованными ИЮПАК?

5. Напишите химический символ элемента, атом которого имеет следующую электронную формулу: $[Ar]3d^{10}4s^2$. Относится ли этот элемент к числу микроэлементов, жизненно необходимых как для всех видов растений, так и для животных и человека?

Вариант 9

1. Как согласно геохимической классификации элементов Гольдшмидта называется группа химических элементов, которые присутствуют в атмосфере в виде атомов или двухатомных молекул и в этом состоянии непосредственно не взаимодействуют с другими элементами?

2. Какие субатомные частицы входят в состав атомного ядра?

3. Напишите химический символ *p*-элемента, входящего в десятку наиболее распространенных элементов литосферы, в атоме которого имеется нечетное число протонов. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме этого элемента.

4. Для энергетических подуровней *4d*, *5s*, *5p* и *6s* вычислите суммы главного и орбитального квантовых чисел и, пользуясь правилами Клечковского, расположите обозначения этих подуровней в порядке заполнения их электронами.

5. Начертите электронно-структурную формулу *p*-элемента четвертого периода, который является жизненно необходимым микро-

элементом для животных и человека. Сколько электронов в атоме этого элемента находится на $4p$ -подуровне?

Вариант 10

1. Как называется совокупность химических элементов, расположенных в порядке возрастания заряда ядра атома, которая начинается $1s$ -элементами и заканчивается np -элементами?

2. Как называется наука, изучающая геохимическую деятельность живого вещества?

3. Напишите химические символы s -элементов четвертого периода. К какой группе относятся эти элементы согласно геохимической классификации Гольдшмидта?

4. На втором форзаце учебника приведен длиннопериодный вариант периодической системы Д.И. Менделеева, в котором арабскими цифрами указаны номера групп, рекомендуемые Международным союзом теоретической и прикладной химии (ИЮПАК). Подсчитайте общие числа электронов на энергетических подуровнях, застраивающихся в четвертом периоде в атомах микроэлементов-металлов, относящихся к этому периоду и необходимых для нормального роста и развития животным и человеку. Совпадают ли эти числа с номерами групп, рекомендованными ИЮПАК?

5. Напишите химический символ элемента, атом которого имеет следующую электронную формулу: $[\text{Kr}]4d^8 5s^1$. Относится ли этот элемент к числу микроэлементов, жизненно необходимых как для всех видов растений, так и для животных и человека?

Вариант 11

1. Как согласно геохимической классификации элементов Гольдшмидта называется группа химических элементов, которые образуют горные породы земной коры (оксиды, силикаты, солеобразные минералы) и гидратированные катионы гидросферы?

2. Напишите буквенные обозначения тех из названных ниже величин, которые входят в уравнение де Бройля: длина волны, масса частицы, волновая функция, погрешность определения координаты.

3. Напишите химический символ элемента, занимающего четвертое место по распространенности в литосфере. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме этого элемента.

4. Для энергетических подуровней $4d$, $4f$, $5p$ и $6s$ вычислите суммы главного и орбитального квантовых чисел и, пользуясь правилами

ми Клечковского, расположите обозначения этих подуровней в порядке заполнения их электронами.

5. Начертите электронно-структурную формулу p -элемента пятого периода, который является жизненно необходимым микроэлементом для животных и человека. Сколько электронов в атоме этого элемента находится на $5p$ -подуровне?

Вариант 12

1. Как согласно геохимической классификации элементов Гольдшмидта называется группа химических элементов, которые встречаются в сульфидных рудах и обладают большим сродством к сере?

2. Какой буквой обозначаются энергетические подуровни, для которых орбитальное квантовое число равно 1? Сколько значений принимает в этом случае магнитное квантовое число? Сколько орбиталей на каждом из таких подуровней?

3. Напишите химические символы s -элементов пятого периода. К какой группе относятся эти элементы согласно геохимической классификации Гольдшмидта?

4. На втором форзаце учебника приведен длиннопериодный вариант периодической системы Д.И. Менделеева, в котором арабскими цифрами указаны номера групп, рекомендуемые Международным союзом теоретической и прикладной химии (ИЮПАК). Подсчитайте общие числа электронов на энергетических подуровнях, застраивающихся в пятом периоде в атомах микроэлементов, относящихся к этому периоду и необходимых для нормального роста и развития животных и человеку. Совпадают ли эти числа с номерами групп, рекомендованными ИЮПАК?

5. Напишите химический символ элемента, атом которого имеет следующую электронную формулу: $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^3$. Относится ли этот элемент к числу микроэлементов, полезных только для отдельных видов растений?

Вариант 13

1. Как согласно геохимической классификации элементов Гольдшмидта называется группа химических элементов, которые преобладают в земном ядре, находясь в элементом состоянии?

2. Напишите уравнение граничных условий, которое используется для совместного решения с уравнением Шрёдингера в случае однопериодного атома.

3. Напишите химический символ элемента, занимающего пятое место по распространенности в литосфере. Определите значения всех

четырёх квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме этого элемента.

4. Для энергетических подуровней $4f$, $5p$, $5d$ и $6s$ вычислите суммы главного и орбитального квантовых чисел и, пользуясь правилами Клечковского, расположите обозначения этих подуровней в порядке заполнения их электронами.

5. Начертите электронно-структурную формулу s -элемента третьего периода, который является макроэлементом в живом веществе, жизненно необходим для животных и человека и полезен для некоторых растений. Сколько электронов в атоме этого элемента находится на $3s$ -подуровне?

Вариант 14

1. Какие значения может принимать главное квантовое число для электронов атомов элементов периодической системы Д.И. Менделеева, находящихся в основном состоянии?

2. Как называются заболевания растений, животных и человека, причиной которых служат недостаток или избыток микроэлементов в почвах, водах, атмосфере, кормах и продуктах питания?

3. Напишите химические символы s -элементов шестого периода. К какой группе относятся эти элементы согласно геохимической классификации Гольдшмидта?

4. На втором форзаце учебника приведен длиннопериодный вариант периодической системы Д.И. Менделеева, в котором арабскими цифрами указаны номера групп, рекомендуемые Международным союзом теоретической и прикладной химии (ИЮПАК). Подсчитайте общие числа электронов на застраивающихся в соответствующих периодах энергетических подуровнях в атомах микроэлементов-галогенов, необходимых для нормального роста и развития животным и человеку. Для всех ли галогенов эти числа совпадают с номерами групп, рекомендованными ИЮПАК? Напишите химический символ того галогена, у которого такого совпадения нет.

5. Напишите химический символ элемента, атом которого имеет следующую электронную формулу: $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^4$. Относится ли этот элемент к числу микроэлементов, необходимых для нормального роста и развития животным и человеку и полезных для некоторых видов растений?

Вариант 15

1. Как изменяется в периоде (увеличивается или уменьшается) электроположительность элементов?

2. Как в соответствии с определением В.И. Вернадского называется совокупность живых организмов, выраженная в единицах массы и энергии?

3. Напишите химический символ элемента, занимающего шестое место по распространенности в литосфере. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме этого элемента.

4. Для энергетических подуровней $4f$, $5d$, $6s$ и $6p$ вычислите суммы главного и орбитального квантовых чисел и, пользуясь правилами Клечковского, расположите обозначения этих подуровней в порядке заполнения их электронами.

5. Начертите электронно-структурную формулу s -элемента третьего периода, который является макроэлементом в живом веществе, жизненно необходим для животных и растений. Сколько электронов в атоме этого элемента находится на $3s$ -подуровне?

Вариант 16

1. Какое квантовое число характеризует пространственную форму электронного облака? Какой буквой оно обозначается?

2. Как изменяется в периоде (увеличивается или уменьшается) число проявляемых элементами степеней окисления?

3. Напишите химический символ s -элемента, входящего в состав VIIA-подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева. К какой группе относится этот элемент согласно геохимической классификации Гольдшмидта?

4. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме элемента 17 группы (по нумерации ИЮПАК), имеющего наименьший радиус Ван-дер-Ваальса.

5. Напишите химический символ элемента, атом которого имеет следующую электронную формулу: $[\text{He}]2s^22p^1$. Относится ли этот элемент к числу микроэлементов, жизненно необходимых для всех видов растений?

Вариант 17

1. Как изменяются в периоде (усиливаются или ослабевают) металлические свойства элементов?

2. Напишите уравнение потенциальной энергии, которое используется для совместного решения с уравнением Шрёдингера в случае одноэлектронного атома.

3. Напишите химический символ элемента, занимающего седьмое место по распространенности в литосфере. Определите значе-

ния всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме этого элемента.

4. Для энергетических подуровней $4f$, $5d$, $6p$ и $7s$ вычислите суммы главного и орбитального квантовых чисел и, пользуясь правилами Клечковского, расположите обозначения этих подуровней в порядке заполнения их электронами.

5. Начертите электронно-структурную формулу s -элемента первого периода, который является макроэлементом в живом веществе, жизненно необходим для животных и растений. Сколько электронов в атоме этого элемента находится на $1s$ -подуровне?

Вариант 18

1. Как изменяется (увеличивается или уменьшается) в периоде восстановительная способность элементов?

2. Напишите буквенные обозначения тех из названных ниже величин, которые входят в уравнение Шрёдингера: потенциальная энергия частицы, скорость частицы, вторая частная производная волновой функции по координате u , масса электрона.

3. Напишите химический символ элемента VA-подгруппы, который согласно геохимической классификации Гольдшмидта относится к атмофильным элементам. На каком энергетическом подуровне находится в атоме этого элемента последний (по порядку заполнения) электрон?

4. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме наиболее электроположительного элемента четвертого периода. Какое место занимает этот элемент по распространенности в литосфере?

5. Напишите химический символ элемента, атом которого имеет следующую электронную формулу: $[\text{Ar}]3d^74s^2$. Относится ли этот элемент к числу микроэлементов, необходимых для нормального роста и развития животным и человеку и полезных только отдельным видам растений?

Вариант 19

1. Как изменяется в периоде (увеличивается или уменьшается) способность элементов к образованию кислот?

2. Первая энергия ионизации у атома серы меньше, чем у атома фосфора. Какая из названных ниже причин объясняет это отклонение от общей для любого периода тенденции к увеличению I_1 с ростом заряда ядра: а) экранирование заряда ядра; б) взаимное отталкивание электронов, занимающих одну и ту же орбиталь?

3. Напишите химический символ элемента, занимающего восьмое место по распространенности в литосфере. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме этого элемента.

4. Для энергетических подуровней $5d$, $5f$, $6p$ и $7s$ вычислите суммы главного и орбитального квантовых чисел и, пользуясь правилами Клечковского, расположите обозначения этих подуровней в порядке заполнения их электронами.

5. Начертите электронно-структурную формулу p -элемента второго периода, который является макроэлементом в живом веществе, жизненно необходим для животных и растений и относится по геохимической классификации Гольдшмидта к атмофильным элементам. Сколько электронов в атоме этого элемента находится на $2p$ -подуровне?

Вариант 20

1. Как изменяется (усиливается или ослабевает) в группе восстановительная способность элементов?

2. Напишите буквенные обозначения тех из названных ниже величин, которые входят в соотношение Гейзенберга: потенциальная энергия, масса частицы, заряд ядра, погрешность определения координаты.

3. Напишите химический символ элемента VA-подгруппы, который согласно геохимической классификации Гольдшмидта относится к литофильным элементам. На каком энергетическом подуровне находится в атоме этого элемента последний (по порядку заполнения) электрон?

4. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме наиболее электроположительного элемента третьего периода. Какое место занимает этот элемент по распространенности в литосфере?

5. Напишите химический символ элемента, атом которого имеет следующую электронную формулу: $[Kr]5s^25p^5$. Относится ли этот элемент к числу микроэлементов, необходимых для нормального роста и развития животным и человеку?

Вариант 21

1. Как изменяется в периоде (увеличивается или уменьшается) способность элементов к образованию оснований?

2. Первая энергия ионизации у атома кислорода меньше, чем у атома азота. Какая из названных ниже причин объясняет это откло-

нение от общей для любого периода тенденции к увеличению I_1 с ростом заряда ядра: а) экранирование заряда ядра; б) взаимное отталкивание электронов, занимающих одну и ту же орбиталь?

3. Напишите химический символ d -элемента IVB-подгруппы, входящего в десятку наиболее распространенных элементов литосферы. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме этого элемента.

4. Для энергетических подуровней $5f$, $6p$, $6d$ и $7s$ вычислите суммы главного и орбитального квантовых чисел и, пользуясь правилами Клечковского, расположите обозначения этих подуровней в порядке заполнения их электронами.

5. Напишите химические символы биогенных макроэлементов, которые относятся ко второму периоду. Начертите электронно-структурную формулу наименее электроотрицательного из них. Сколько электронов в атоме этого элемента находится на $2p$ -подуровне?

Вариант 22

1. Как называется половина кратчайшего расстояния, на которые могут сблизиться ядра двух одинаковых атомов, если они принадлежат разным молекулам?

2. Как изменяются (возрастают или уменьшаются) в группах металлические свойства элементов? У какого элемента 16 группы (по нумерации ИЮПАК) в наибольшей степени выражены металлические свойства?

3. Напишите химический символ элемента VIB-подгруппы, который согласно геохимической классификации Гольдшмидта относится к сидерофильным элементам. На каком энергетическом подуровне находится в атоме этого элемента последний (по порядку заполнения) электрон?

4. Какой буквой обозначаются энергетические подуровни, для которых орбитальное квантовое число равно 2? Сколько значений принимает в этом случае магнитное квантовое число? Сколько орбиталей на каждом из таких подуровней?

5. Напишите химический символ элемента, атом которого имеет следующую электронную формулу: $[\text{Ne}]3s^23p^4$. Относится ли этот элемент к числу макроэлементов в живом веществе?

Вариант 23

1. Какое квантовое число определяет число орбиталей на подуровне? Какой буквой оно обозначается?

2. Как изменяется (возрастает или уменьшается) в группах окислительная способность элементов? Какой элемент является самым слабым окислителем в 17 группе (по нумерации ИЮПАК)?

3. Напишите химический символ элемента, к которому обладают большим сродством все халькофильные элементы. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме этого элемента.

4. Для энергетических подуровней $5f$, $6d$, $7s$ и $7p$ вычислите суммы главного и орбитального квантовых чисел и, пользуясь правилами Клечковского, расположите обозначения этих подуровней в порядке заполнения их электронами.

5. Напишите химические символы p -элементов третьего периода, которые относятся к числу макроэлементов в живом веществе. Начертите электронно-структурную формулу наиболее электроотрицательного из них. Сколько электронов в атоме этого элемента находится на $3p$ -подуровне?

Вариант 24

1. Какие значения принимает спиновое квантовое число? Какой буквой оно обозначается?

2. Как изменяется (возрастает или уменьшается) в группах электроположительных элементов сила оснований?

3. Напишите химический символ элемента VIIB-подгруппы, который согласно геохимической классификации Гольдшмидта относится к сидерофильным элементам. На каком энергетическом подуровне находится в атоме этого элемента последний (по порядку заполнения) электрон?

4. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме наиболее электроотрицательного элемента третьего периода. Является ли он макроэлементом в литосфере?

5. Напишите химический символ элемента, атом которого имеет следующую электронную формулу: $[\text{Ne}]3s^23p^3$. Относится ли этот элемент к числу макроэлементов в живом веществе?

Вариант 25

1. Как изменяются (увеличиваются или уменьшаются) в группе радиусы Ван-дер-Ваальса?

2. Отсутствие блеска, наличие окраски, хрупкость, электро- и теплоизоляционные свойства - это признаки металла или неметалла?

3. Напишите химические символы элементов, кларки которых в биосфере превышают 0,1%, но их не относят к макроэлементам в

литосфере. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме того из этих элементов, который по геохимической классификации Гольдшмидта является атмофильным.

4. В периодической системе Д.И. Менделеева семь периодов. Однако 119-й элемент должен быть элементом нового, восьмого, периода. В его атоме должен быть 1 электрон на подуровне $8s$. Для энергетических подуровней $5f$, $6d$, $7p$ и $8s$ вычислите суммы главного и орбитального квантовых чисел и, пользуясь правилами Клечковского, расположите обозначения этих подуровней в порядке заполнения их электронами.

5. Напишите химические символы s -элементов четвертого периода, которые относятся к числу макроэлементов в живом веществе. Начертите электронно-структурную формулу наиболее электроположительного из них. Сколько электронов в атоме этого элемента находится на $4s$ -подуровне?

Вариант 26

1. Как изменяется (увеличивается или уменьшается) в группе электроотрицательность элементов?

2. Как называется явление, суть которого заключается в том, что в многоэлектронных атомах на электроны самых удаленных от ядра валентных подуровней действует не полный заряд ядра z , а значительно меньший эффективный заряд $z_{\text{эф}}$?

3. Напишите химические символы элементов IIIA-подгруппы, которые согласно геохимической классификации Гольдшмидта относятся к литофильным элементам. Какие энергетические подуровни заполняются электронами в атомах этих элементов?

4. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме элемента, у которого сильнее всего выражены металлические свойства.

5. Напишите химический символ элемента, атом которого имеет следующую электронную формулу: $[\text{He}]2s^22p^2$. Относится ли этот элемент к числу макроэлементов в живом веществе?

Вариант 27

1. Как изменяются (увеличиваются или уменьшаются) в периоде радиусы Ван-дер-Ваальса?

2. Блеск, пластичность, электрическая проводимость, теплопроводность - это признаки металла или неметалла?

3. Напишите химические символы элементов, кларки которых в биосфере превышают 0,1%, но их не относят к макроэлементам в

литосфере. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме того из этих элементов, который по геохимической классификации Гольдшмидта является литофильным.

4. В периодической системе Д.И. Менделеева семь периодов. Если будут синтезированы ядра атомов, содержащие более 118 протонов, то они должны войти в состав нового, восьмого, периода. При этом в атомах элементов восьмого периода возможно заполнение энергетического подуровня, для которого орбитальное квантовое число равно 4. Это подуровень $5g$. Для энергетических подуровней $5g$, $6d$, $7p$ и $8s$ вычислите суммы главного и орбитального квантовых чисел и, пользуясь правилами Клечковского, расположите обозначения этих подуровней в порядке заполнения их электронами.

5. Напишите химические символы элементов VIIA-подгруппы, которые относятся к числу микроэлементов, необходимых для нормального роста и развития животных и человека. Начертите электронно-структурную формулу наименее электроотрицательного из них. Сколько электронов в атоме этого элемента находится на $5p$ -подуровне?

Вариант 28

1. Как изменяется (увеличивается или уменьшается) в периоде электроотрицательность элементов?

2. Напишите буквенные обозначения тех из названных ниже величин, которые входят в уравнение Шрёдингера: полная энергия частицы, постоянная Планка, вторая частная производная волновой функции по координате x , погрешность определения координаты.

3. Напишите химический символ элемента IA-подгруппы, который согласно геохимической классификации Гольдшмидта относится к литофильным элементам. Какой энергетический подуровень заполняется электронами в атомах этого элемента?

4. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме элемента, у которого сильнее всего выражены неметаллические свойства.

5. Напишите химический символ элемента, атом которого имеет следующую электронную формулу: $[\text{He}]2s^22p^3$. Относится ли этот элемент к числу микроэлементов в живом веществе?

Вариант 29

1. Как называется правило, которое утверждает, что электроны, поодиночке занимающие орбитали одного и того же подуровня, имеют одинаковые спины?

2. Как изменяется (возрастает или уменьшается) в группах электроотрицательных элементов сила бескислородных кислот?

3. Напишите химический символ элемента, который относится к макроэлементам в живом веществе, а по геохимической классификации Гольдшмидта является сидерофильным. Определите значения всех четырех квантовых чисел для последнего (по порядку заполнения) электрона в атоме этого элемента.

4. Для энергетических подуровней $2s$, $2p$, $3s$ и $3p$ вычислите суммы главного и орбитального квантовых чисел и, пользуясь правилами Клечковского, расположите обозначения этих подуровней в порядке заполнения их электронами.

5. Напишите химические символы неметаллов, которые относятся к числу микроэлементов, необходимых для нормального роста и развития животных и человека. Начертите электронно-структурную формулу наиболее электроотрицательного из них. Сколько электронов в атоме этого элемента находится на $2p$ -подуровне?

Вариант 30

1. Как изменяется (увеличивается или уменьшается) в периоде первая энергия ионизации?

2. Напишите буквенные обозначения тех из названных ниже величин, которые входят в соотношение Гейзенберга: длина волны, постоянная Планка, волновая функция, погрешность определения координаты.

3. Напишите химические символы элементов VIA-подгруппы, которые согласно геохимической классификации Гольдшмидта относятся к литофильным элементам. На каком энергетическом подуровне находятся в атомах этих элементов последние (по порядку заполнения) электроны?

4. Какой буквой обозначаются энергетические подуровни, для которых орбитальное квантовое число равно 3? Сколько значений принимает в этом случае магнитное квантовое число? Сколько орбиталей на каждом из таких подуровней?

5. Напишите химический символ элемента, атом которого имеет следующую электронную формулу: $[\text{Ne}]3s^23p^5$. Относится ли этот элемент к числу макроэлементов в живом веществе?

Глава 7. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Изучить: главу 11.

Повторить: главы 9, 10.

7.1. ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К КОЛЛОКВИУМУ

1. Что такое химическая связь? Как она образуется?
2. Что такое электроотрицательность атома химического элемента?
3. Зависит ли тип химической связи от электроотрицательностей взаимодействующих атомов?
4. Какая условная граница разделяет соединения с преобладанием ионной связи и соединения с преобладанием ковалентной связи?
5. Что такое ковалентная связь? Как ее изображают?
6. Как распределяется электронная плотность пары электронов при образовании ковалентной связи? Что такое полярная ковалентная связь?
7. Чем различаются обменный и донорно-акцепторный механизмы образования химической связи?
8. Как определить валентность атома химического элемента?
9. Что означает гибридизация атомных орбиталей?
10. Сколько s - и p -орбиталей участвует в образовании гибридных орбиталей при sp -, sp^2 - и sp^3 -гибридизации? Сколько гибридных орбиталей образуется в каждом из этих случаев?
11. Как гибридные орбитали располагаются в пространстве? Каковы градусные меры валентных углов в молекулах, орбитали центральных атомов в которых находятся в состоянии sp -, sp^2 - и sp^3 -гибридизации?
12. Зависит ли геометрическая форма молекулы от наличия у центрального атома несвязывающих электронных пар?
13. Как и почему изменяются градусные меры валентных углов в следующем ряду молекул: CH_4 , NH_3 , H_2O ?
14. Как распределяется электронная плотность при образовании σ - и π -связей?
15. Чем различаются способы описания химической связи в методе валентных связей и методе молекулярных орбиталей?

7.2. ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задачи на определение степени ионности связи

Решая задачи этого типа, нужно помнить, что в соединениях, образованных атомами одного и того же химического элемента возникают чисто ковалентные связи, для которых характерно расположение максимума электронной плотности на середине расстояния между ядрами атомов. Степень ионности таких связей равна нулю. Если же взаимодействуют атомы разных химических элементов, то максимум электронной плотности смещается в сторону ядра атома с большей электроотрицательностью. Чем больше отличаются взаимодействующие атомы по своей электроотрицательности, тем больше неравномерность распределения электронной плотности и тем больше максимум электронной плотности смещен в сторону ядра атома более электроотрицательного элемента. В результате такого неравномерного распределения электронной плотности атом более электроотрицательного элемента приобретает отрицательный эффективный заряд, а взаимодействующий с ним атом более электроположительного элемента – положительный эффективный заряд. Ковалентную связь между атомами, различающимися по электроотрицательности и, следовательно, имеющими разные эффективные электрические заряды, называют полярной ковалентной связью. Соединения с полярной ковалентной связью между атомами приобретают некоторые свойства, обычные для ионных соединений, в частности, некоторые из них могут диссоциировать на ионы в растворах. Такой промежуточный, переходный от ковалентного к ионному, характер полярной ковалентной связи принято характеризовать степенью ионности связи, выражаемой в процентах. Степень ионности связи зависит от разности электроотрицательностей взаимодействующих атомов.

Первая шкала электроотрицательности (см. табл. 10.2 учебника) была предложена американским ученым Л.Полингом в тридцатых годах прошлого века. Он же предложил шкалу, позволяющую приблизительно оценивать степень ионности одинарной полярной ковалентной связи в зависимости от разности электроотрицательностей взаимодействующих атомов (табл. 7.1). Из этой таблицы следует, что при разности электроотрицательностей, превышающей 1,75, преобладает ионный характер связи (степень ионности больше 50%). Значения электроотрицательностей элементов, отсутствующих в табл. 10.2 учебника, можно найти в приложении 5.

Таблица 7.1. Зависимость степени ионности полярной ковалентной связи от разности электроотрицательностей

Разность электроотрицательностей, $\Delta\chi$	Степень ионности, %	Разность электроотрицательностей, $\Delta\chi$	Степень ионности, %
0,2	1	1,8	55
0,4	4	2,0	63
0,6	9	2,2	70
0,8	15	2,4	76
1,0	22	2,6	82
1,2	30	2,8	86
1,4	39	3,0	89
1,6	47	3,2	92

Пример 7.1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: H-F, N-O.

Решение. Электроотрицательности атомов водорода и фтора, найденные в приложении 5, равны $\chi(\text{H}) = 2,2$, $\chi(\text{F}) = 3,98$. Разность электроотрицательностей $\Delta\chi = \chi(\text{F}) - \chi(\text{H})$; $\Delta\chi = 3,98 - 2,2 = 1,78$. Такого числового значения разности электроотрицательностей в табл. 7.1 нет. Для оценки степени ионности, соответствующей отсутствующему в таблице значению разности электроотрицательностей, рекомендуется воспользоваться расчетом с использованием метода линейной интерполяции.

Для этого в табл. 7.1 находим ближайшее предшествующее найденному и следующее за ним значения разности электроотрицательностей. Для 1,78 такие табличные значения равны 1,6 и 1,8. Соответствующие им степени ионности связи составляют 47% и 55%. Очевидно, что искомая степень ионности будет больше 47%, но меньше 55%. Предполагая, что в этом интервале зависимость степени ионности от $\Delta\chi$ является линейной, мы можем вычислить ее следующим образом:

$$\text{степень ионности} = 47 + \frac{(55 - 47)(1,78 - 1,6)}{1,8 - 1,6} = 54,2 \approx 54\%.$$

Учитывая, что все оценки степени ионности связи имеют очень приблизительный характер, полученное при расчете числовое значение следует округлить до целых единиц.

Проводим аналогичный расчет для связи N – O.

Электроотрицательности атомов азота и кислорода равны: $\chi(\text{N}) = 3,07$, $\chi(\text{O}) = 3,50$. Разность электроотрицательностей $\Delta\chi = \chi(\text{O}) - \chi(\text{N})$;

$\Delta\chi = 3,50 - 3,07 = 0,43$. Такого числового значения разности электроотрицательностей в табл. 7.1 тоже нет. Для оценки степени ионности воспользуемся методом линейной интерполяции. Для 0,43 ближайшие предшествующее и следующее за ним значения разности электроотрицательностей равны 0,4 и 0,6. Соответствующие им степени ионности связи составляют 4% и 9%. Очевидно, что искомая степень ионности будет больше 4%, но меньше 9%. Предполагая, что в этом интервале зависимость степени ионности от $\Delta\chi$ является линейной, мы можем вычислить ее следующим образом:

$$\text{степень ионности} = 4 + \frac{(9-4)(0,43-0,4)}{0,6-0,4} = 4,75 \approx 5\%.$$

Ответ: степень ионности связи Н-Ф 54%, степень ионности связи N-O 5%.

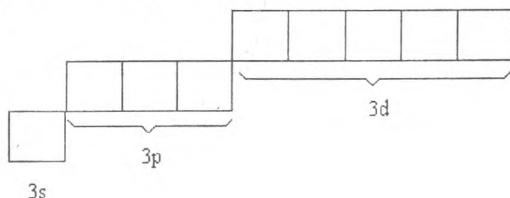
Задачи на определение числа неспаренных электронов

Определение числа неспаренных электронов в атоме нужно для оценки валентных возможностей данного атома. Однако при этом следует помнить, что число неспаренных электронов в атоме определяет число связей, которые данный атом может образовать с другими атомами только по обменному механизму, когда каждый атом предоставляет по одному электрону для образования общей электронной пары. Для оценки общих валентных возможностей атома нужно принимать во внимание наряду с неспаренными электронами наличие в атоме несвязывающих электронных пар и вакантных орбиталей, благодаря которым могут образовываться связи по донорно-акцепторному механизму.

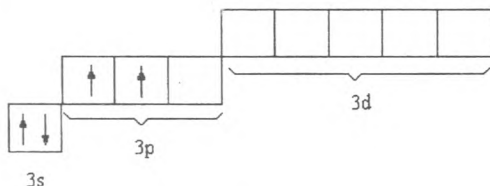
Пример 7.2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состоянии атома кремния.

Решение. Для определения числа неспаренных электронов нужно рассмотреть электронно-структурную формулу атома данного в условии задачи элемента.

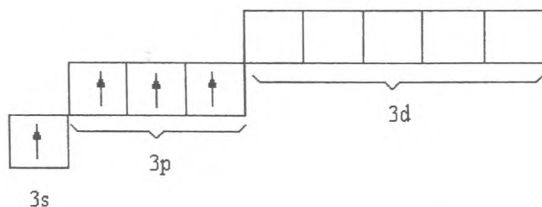
Кремний – элемент третьего периода. Следовательно, в его атоме три энергетических уровня. На внешнем, третьем, энергетическом уровне три подуровня: $3s$, $3p$ и $3d$:



Для s - и p -элементов число электронов на внешнем энергетическом уровне равно номеру группы. Кремний – p -элемент подгруппы IVA, следовательно, на внешнем, третьем энергетическом уровне у него четыре электрона. В соответствии с принципом минимума энергии и запретом Паули два из них находятся на самом энергетически выгодном подуровне $3s$. Еще два электрона в соответствии с правилом Хунда по одному занимают две орбитали $3p$ -подуровня, имея параллельные спины:



Построенная нами электронно-структурная формула внешнего энергетического уровня атома кремния отражает распределение электронов по подуровням и орбиталям в основном, невозбужденном состоянии. Из этой схемы видно, что в основном состоянии в атоме кремния имеется два неспаренных электрона на $3p$ -подуровне. Два электрона на подуровне $3s$ образуют электронную пару. При переходе атома кремния в возбужденное состояние эта электронная пара разделяется, и один из электронов переходит на подуровень $3p$:



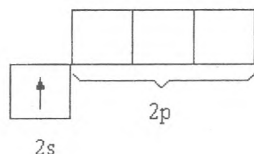
Из полученной электронно-структурной формулы внешнего энергетического уровня атома кремния в возбужденном состоянии видно, что в этом случае имеется четыре неспаренных электрона.

Ответ: 2 неспаренных электрона в основном состоянии, 4 неспаренных электрона в возбужденном состоянии.

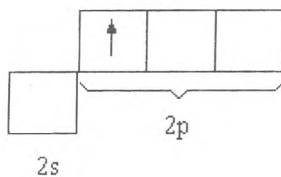
Пример 7.3. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состоянии атома лития.

Решение. Литий – элемент второго периода. В его атоме два энергетических уровня. Внешний, второй, энергетический уровень рас-

щепляется на два подуровня $2s$ и $2p$. Литий – s -элемент подгруппы IA. На внешнем энергетическом уровне в его атоме один электрон. В соответствии с принципом минимума энергии в основном, невозбужденном, состоянии он находится на более энергетически выгодном $2s$ -подуровне:



При переходе атома лития в возбужденное состояние единственный электрон внешнего энергетического уровня может перейти с более низкого подуровня $2s$ на более высокий подуровень $2p$:



Очевидно, что в обоих состояниях атома имеется один неспаренный электрон.

Ответ: 1 неспаренный электрон в основном и 1 неспаренный электрон в возбужденном состоянии.

Задачи на определение числа σ - и π -связей в молекуле

Приступая к решению задач этого типа, следует вспомнить, какие существуют типы перекрывания атомных орбиталей. Затем нужно записать графическую формулу молекулы вещества, о котором идет речь в условии задачи. Все простые, одинарные связи в молекуле – это σ -связи. В кратных, двойных и тройных, связях одна из связей – это тоже σ -связь, а вторая и третья связи – это π -связи.

Пример 7. 4. Определите число σ - и π -связей в молекуле оксида углерода (IV).

Решение. Графическая формула оксида углерода (IV) выглядит следующим образом:



В этой молекуле две двойных связи. В каждой из двойных связей присутствует одна σ -связь и одна π -связь. Таким образом, в этой молекуле две σ -связи и две π -связи.

Ответ: 2 σ -связи и 2 π -связи.

Определение типа гибридизации электронных орбиталей атома в молекуле или ионе и геометрической формы частиц

Для того чтобы решать задачи этого типа нужно хорошо представлять себе, какую геометрическую форму могут иметь молекулы и ионы при том или ином типе гибридизации электронных орбиталей центрального атома. Также следует принимать во внимание влияние несвязывающих электронных пар на геометрическую форму молекул и ионов. Известные Вам сведения о взаимосвязи геометрической формы частиц и типа гибридизации их центральных атомов обобщены в табл. 7.2. В этой таблице центральные атомы обозначены буквой X, связанные с ним атомы обозначены буквой Y.

Таблица 7.2. Геометрическая форма частиц для часто встречающихся типов гибридизации центральных атомов

Тип гибридизации	Число связывающих электронных пар	Число несвязывающих электронных пар	Состав частицы	Геометрическая форма частицы
sp	2	0	XY_2	Линейная
sp^2	3	0	XY_3	Тригональная (плоский треугольник)
	2	1	XY_2	Угловая
sp^3	4	0	XY_4	Тетраэдр
	3	1	XY_3	Треугольная пирамида (пирамида, основание которой – правильный треугольник)
sp^3d	2	2	XY_2	Угловая
	5	0	XY_5	Тригональная бипирамида (две пирамиды, соединенных общим основанием – правильным треугольником)
	4	1	XY_4	Дисфеноид (искаженный тетраэдр, несвязывающая электронная пара находится в экваториальной плоскости тригональной бипирамиды)
sp^3d^2	6	0	XY_6	Октаэдр
	5	1	XY_5	Квадратная пирамида (пирамида, основание которой – квадрат)
	4	2	XY_4	Плоский квадрат

Пример 7.5. Напишите химическую формулу того из названных ниже веществ, в молекуле которого электронные орбитали центрального атома находятся в состоянии sp -гибридизации: аммиак, вода, хлорид бериллия в газообразном состоянии, метан.

Решение. Начинать решение задачи нужно с написания химических формул веществ, о которых идет речь в условиях задачи. Если по названию вещества сразу не удастся определить его химическую формулу, то следует прибегнуть к помощи предметного указателя в конце учебника. В предметном указателе названия всех веществ, упомянутых в учебнике, приведены в порядке русского алфавита. После названия вещества стоят номера страниц, на которых идет речь об этом веществе.

Формулы веществ, рассматриваемых в данной задаче, следующие:

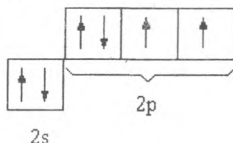
аммиак	вода	хлорид бериллия	метан
NH_3	H_2O	BeCl_2	CH_4

Химические символы центральных атомов в формулах выделены жирным шрифтом.

При sp -гибридизации электронных орбиталей атома образуется две гибридных орбитали, угол между которыми равен 180° . Если гибридные sp -орбитали перекрываются с орбиталями других атомов, то образуются линейные молекулы, состоящие из трех атомов. Такие молекулы имеют формулу XY_2 ($\text{X}-\text{Y}-\text{X}$), где X – центральный атом, орбитали которого находятся в состоянии sp -гибридизации. В данной задаче из трех атомов состоят молекулы воды H_2O и хлорида бериллия BeCl_2 . Молекулы аммиака и метана можно исключить из рассмотрения, потому что они состоят из большего числа атомов.

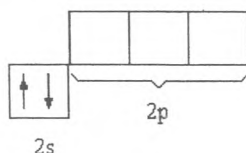
Однако трехатомные молекулы состава XY_2 могут образовываться не только в случае sp -гибридизации, но и при sp^3 -гибридизации электронных орбиталей центрального атома, если в нем имеются две несвязывающие электронные пары. Чтобы убедиться в наличии или отсутствии несвязывающих электронных пар нужно воспользоваться электронно-структурными формулами центральных атомов: атомов кислорода и бериллия:

Электронно-структурная формула атома кислорода свидетельствует о наличии в нем двух неспаренных электронов, которые могут участвовать в образовании двух ковалентных связей по обменному механизму, и двух несвязывающих электронных пар:

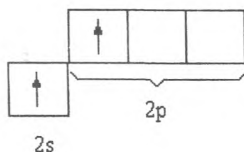


В молекуле воды одна s -орбиталь и три p -орбитали атома кислорода гибридизуются, и образуются четыре гибридных sp^3 -орбитали. Две из них, занятые неспаренными электронами, перекрываются с s -орбиталями атомов водорода, в результате чего образуется молекула воды. Еще две гибридные орбитали заняты несвязывающими электронными парами. Итак, в молекуле воды электронные орбитали центрального атома находятся в состоянии sp^3 -гибридизации.

В атоме бериллия на внешнем энергетическом уровне два электрона. В основном состоянии они оба находятся на подуровне $2s$, образуя электронную пару. Поэтому валентность атома бериллия в основном состоянии равна 0.



При переходе атома Be в возбужденное состояние один из электронов переходит с подуровня $2s$ на подуровень $2p$ с более высокой энергией. Электронная пара разделяется, и атом бериллия приобретает способность к образованию двух ковалентных связей по обменному механизму, т.е. его валентность становится равной 2.



Орбитали $2s$ - и $2p$ -подуровней, на которых находятся неспаренные электроны, гибридизуются и образуются две гибридные sp -орбитали, которые перекрываются с p -орбиталями атомов хлора с образованием линейной трехатомной молекулы BeCl_2 . Следовательно, искомая молекула с sp -гибридизацией электронных орбиталей центрального атома – это молекула хлорида бериллия в газообразном состоянии.

Ответ: BeCl_2 .

7.3. ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Вариант 1

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: H-F, N-O.
2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома хлора.
3. Определите число σ - и π -связей в молекуле трихлорида фосфора.
4. Напишите название иона, в котором электронные орбитали центрального атома имеют sp^2 -гибридизацию: ClO_4^- , CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , H_3O^+ .
5. Какова пространственная конфигурация молекулы метана?

Вариант 2

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: N-H, Be-O.
2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома брома.
3. Определите число σ - и π -связей в молекуле пентахлорида фосфора.
4. Напишите название вещества, в молекулах которого электронные орбитали центрального атома имеют sp^2 -гибридизацию: SiH_4 , BF_3 , $\text{BeCl}_2(\text{r})$, CCl_4 .
5. Какова пространственная конфигурация катиона оксония?

Вариант 3

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: Si-F, B-O.
2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома фтора.
3. Определите число σ - и π -связей в молекуле хлорида бериллия.
4. Напишите название иона, в котором электронные орбитали центрального атома имеют sp^2 -гибридизацию: NH_4^+ , NO_3^- , PO_4^{3-} , HS^- .
5. Какова пространственная конфигурация молекулы аммиака?

Вариант 4

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: Al-F, N-C.
2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома кислорода.

3. Определите число σ - и π -связей в молекуле сероводорода.
4. Напишите название вещества, в молекулах которого электронные орбитали центрального атома имеют sp -гибридизацию: SiCl_4 , BF_3 , $\text{BeF}_2(\text{г})$, PF_5 .
5. Какова пространственная конфигурация катиона аммония?

Вариант 5

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: B-H, C-O.
2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома серы.
3. Определите число σ - и π -связей в молекуле N_2 .
4. Напишите название иона, в котором электронные орбитали центрального атома имеют sp^3 -гибридизацию: SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , OH^- .
5. Какова пространственная конфигурация молекулы воды?

Вариант 6

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: Si-Cl, S-O.
2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома углерода.
3. Определите число σ - и π -связей в молекуле диоксида углерода.
4. Напишите название вещества, в молекулах которого электронные орбитали центрального атома имеют sp^3 -гибридизацию: $\text{BeCl}_2(\text{г})$, CO_2 , AsH_3 , SiH_4 .
5. Какова пространственная конфигурация нитрат-иона?

Вариант 7

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: P-F, H-Cl.
2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома селена.
3. Определите число σ - и π -связей в молекуле воды.
4. Напишите название иона, в котором электронные орбитали центрального атома имеют sp^2 -гибридизацию: SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , H_3O^+ .
5. Какова пространственная конфигурация молекулы сероводорода?

Вариант 8

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: H-N, Si-H.

2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома теллура.
3. Определите число σ - и π -связей в молекуле аммиака.
4. Напишите название вещества, в молекулах которого электронные орбитали центрального атома имеют sp^3d -гибридизацию: BeCl_2 , PF_5 , CH_4 , H_2O .
5. Какова пространственная конфигурация диоксида углерода?

Вариант 9

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: Be-F, N-Cl.
2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома кремния.
3. Определите число σ - и π -связей в молекуле метана.
4. Напишите название иона, в котором электронные орбитали центрального атома имеют sp^3 -гибридизацию: PO_4^{3-} , CO_3^{2-} , NO_3^- , HS^- .
5. Какова пространственная конфигурация молекулы селеноводорода?

Вариант 10

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: S-F, Si-O.
2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома азота.
3. Определите число σ - и π -связей в молекуле фосфина.
4. Напишите название вещества, в молекулах которого электронные орбитали центрального атома имеют sp^3 -гибридизацию: H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te .
5. Какова пространственная конфигурация сульфат-иона?

Вариант 11

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: B-F, Mg-O.
2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома мышьяка.
3. Определите число σ - и π -связей в катионе аммония.
4. Напишите название вещества, в молекулах которого электронные орбитали центрального атома имеют sp^3 -гибридизацию: $\text{BeCl}_2(\text{г})$, BF_3 , CO_2 , GeH_4 .
5. Какова пространственная конфигурация молекулы теллуристого рода?

Вариант 12

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: Na-F, S-H.
2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома фосфора.
3. Определите число σ - и π -связей в молекуле P_4 .
4. Напишите название вещества, в молекулах которого электронные орбитали центрального атома имеют sp -гибридизацию: CO_2 , CH_4 , BCl_3 , H_2S .
5. Какова пространственная конфигурация молекулы тетрафторида кремния?

Вариант 13

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: C-H, Na-O.
2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома сурьмы.
3. Определите число σ - и π -связей в молекуле S_8 .
4. Напишите название иона, в котором электронные орбитали центрального атома имеют sp^3 -гибридизацию: NO_3^- , CO_3^{2-} , H_3O^+ , OH^- .
5. Какова пространственная конфигурация молекулы фосфина?

Вариант 14

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: Al-Cl, N-C.
2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома германия.
3. Определите число σ - и π -связей в молекуле $POCl_3$.
4. Напишите название вещества, в молекулах которого электронные орбитали центрального атома имеют sp^2 -гибридизацию: $BeF_2(g)$, H_2O , BF_3 , SiH_4 .
5. Какова пространственная конфигурация молекулы тетрабромид кремния?

Вариант 15

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: Ga-H, Si-O.
2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома лития.
3. Определите число σ - и π -связей в молекуле гексафторида серы.

4. Напишите название вещества, в молекулах которого электронные орбитали центрального атома имеют sp^3 -гибридизацию: H_2O , CO_2 , BF_3 , $\text{ZnCl}_2(\text{r})$.

5. Какова пространственная конфигурация молекулы арсина?

Вариант 16

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: Be-Cl , Se-H .

2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома бора.

3. Определите число σ - и π -связей в молекуле сероводорода.

4. Напишите название вещества, в молекулах которого электронные орбитали центрального атома имеют sp^3 -гибридизацию: NH_3 , PH_3 , AsH_3 , SbH_3 .

5. Какова пространственная конфигурация молекулы тетрахлорида германия?

Вариант 17

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: S-H , B-Cl .

2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома галлия.

3. Определите число σ - и π -связей в молекуле тетрахлорида углерода.

4. Напишите название вещества, в молекулах которого электронные орбитали центрального атома имеют sp -гибридизацию: H_2O , $\text{ZnCl}_2(\text{r})$, BCl_3 , SiH_4 .

5. Какова пространственная конфигурация молекулы стибина?

Вариант 18

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: C-F , Se-O .

2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома калия.

3. Определите число σ - и π -связей в молекуле COCl_2 .

4. Напишите название вещества, в молекулах которого электронные орбитали центрального атома имеют sp^3 -гибридизацию: CH_4 , CO_2 , $\text{BeF}_2(\text{r})$, BCl_3 .

5. Какова пространственная конфигурация молекулы хлорида бериллия в парах?

Вариант 19

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: Mg-F , Te-H .

2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома индия.

3. Определите число σ - и π -связей в молекуле силана.

4. Напишите название иона, в котором электронные орбитали центрального атома имеют sp^3 -гибридизацию: NO_3^- , CO_3^{2-} , NH_4^+ , OH^- .

5. Какова пространственная конфигурация молекулы метана?

Вариант 20

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: As-H, K-O.

2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома олова.

3. Определите число σ - и π -связей в молекуле гидразина.

4. Напишите название вещества, в молекулах которого электронные орбитали центрального атома имеют sp -гибридизацию: H_2S , SiF_4 , $\text{BeF}_2(\text{г})$.

5. Какова пространственная конфигурация катиона аммония?

Вариант 21

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: Cl-F, P-O.

2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома свинца.

3. Определите число σ - и π -связей в молекуле теллуридоводорода.

4. Напишите название иона, в котором электронные орбитали центрального атома имеют sp^2 -гибридизацию: NH_4^+ , NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} .

5. Какова пространственная конфигурация молекулы силана?

Вариант 22

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: Li-F, S-Cl.

2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома гелия.

3. Определите число σ - и π -связей в катионе оксония.

4. Напишите название вещества, в молекулах которого электронные орбитали центрального атома имеют sp^3 -гибридизацию: PH_3 , BF_3 , CF_4 , H_2Se .

5. Какова пространственная конфигурация молекулы тетрахлорида углерода?

Вариант 23

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: Be-H, As-O.

2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома водорода.
3. Определите число σ - и π -связей в молекуле дифосфина.
4. Напишите название вещества, в молекулах которого электронные орбитали центрального атома имеют sp^3 -гибридизацию: $\text{BeF}_2(\text{г})$, CCl_4 , BF_3 , PH_3 .
5. Какова пространственная конфигурация молекулы германа?

Вариант 24

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: P-H, Br-O.
2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома рубидия.
3. Определите число σ - и π -связей в молекуле пероксида водорода.
4. Напишите название вещества, в молекулах которого электронные орбитали центрального атома имеют sp^2 -гибридизацию: H_2O , NH_3 , BCl_3 , CCl_4 .
5. Какова пространственная конфигурация молекулы тетрафторида углерода?

Вариант 25

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: Mg-Cl, Sb-Cl.
2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома висмута.
3. Определите число σ - и π -связей в молекуле ацетилена.
4. Напишите название вещества, в молекуле которого имеется одна несвязывающая электронная пара: CH_4 , NH_3 , H_2O , CO_2 .
5. Какова пространственная конфигурация молекулы станнана?

Вариант 26

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: Ge-O, Na-H.
2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома свинца.
3. Определите число σ - и π -связей в молекуле этилена.
4. Напишите название вещества, в молекулах которого электронные орбитали центрального атома имеют sp^3 -гибридизацию: H_2Te , NH_3 , PF_5 , CO_2 .
5. Какова пространственная конфигурация молекулы бромид бериллия в парах?

Вариант 27

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: P-Cl, Li-O.

2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома иода.

3. Определите число σ - и π -связей в молекуле триоксида серы.

4. Напишите название вещества, в молекуле которого имеются две несвязывающих электронных пары: NH_3 , H_2S , SiF_4 , BeF_2 .

5. Каков тип гибридизации электронных орбиталей центрального атома в молекуле трифторида бора?

Вариант 28

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: H-I , Ca-O .

2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома фосфора.

3. Определите число σ - и π -связей в молекуле тетрахлорида углерода.

4. Напишите название вещества, в молекуле которого имеются две несвязывающих электронных пары: NH_3 , CH_4 , H_2O , CO_2 .

5. Каков тип гибридизации электронных орбиталей атома углерода в карбонат-ионе?

Вариант 29

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: H-Br , Sb-O .

2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома магния.

3. Определите число σ - и π -связей в молекуле фторида бериллия.

4. Напишите название иона, в котором электронные орбитали центрального атома имеют sp^3 -гибридизацию: H_3O^+ , NO_3^- , CO_3^{2-} , SiF_6^{2-} .

5. Какова пространственная конфигурация молекулы пентафторида фосфора?

Вариант 30

1. Пользуясь таблицей электроотрицательностей элементов, определите степень ионности (%) следующих связей: Pb-H , Li-F .

2. Укажите число неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях атома кальция.

3. Определите число σ - и π -связей в молекуле тетрафторида углерода.

4. Напишите название вещества, в молекулах которого электронные орбитали центрального атома имеют sp -гибридизацию: H_2O , NH_3 , BeCl_2 , SF_6 .

5. Какова пространственная конфигурация нитрат-иона?

Глава 8. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Изучить: главу 12.

Повторить: главу 2, раздел 2.2, главу 6, раздел 6.1.

8.1. ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К КОЛЛОКВИУМУ

1. Какие реакции называют окислительно-восстановительными?
2. Что такое степень окисления?
3. Назовите химические элементы, проявляющие в сложных веществах единственную степень окисления, и укажите для них эту степень окисления.
4. Как можно определить самую высокую и самую низкую степень окисления элемента, исходя из его положения в периодической системе?
5. Назовите важнейшие окислители и восстановители.
6. Приведите примеры межмолекулярных и внутримолекулярных окислительно-восстановительных реакций.
7. Приведите примеры реакций диспропорционирования и компрпорционирования.
8. Как окислительно-восстановительный потенциал зависит от активностей потенциалопределяющих веществ?
9. Как определить направление протекания окислительно-восстановительной реакции?

8.2. ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

В этом разделе объединены весьма разнообразные по содержанию и способам решения задачи.

Задачи на составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

Существует два основных подхода к составлению реакций этого типа: *метод электронного баланса* и *метод полуреакций*. В обоих методах основополагающее значение имеет понятие *степень окисления*. Для расчета неизвестных степеней окисления пользуются правилами, приведенными в учебнике. Следует запомнить степени окисления наиболее распространенных элементов, проявляющих в сложных веществах единственную степень окисления.

Метод электронного баланса универсален. Его можно применять при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций, в которых участвуют газообразные, жидкие и твердые вещества. Процесс составления уравнения окислительно-восстановительной реакции методом электронного баланса распадается на следующие этапы:

1) записывают схему реакции (в левой части - химические формулы реагентов, в правой части – продуктов),

2) определяют, атомы каких элементов изменяют степени окисления,

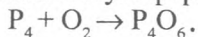
3) составляют уравнения полуреакций окисления и восстановления для этих атомов,

4) уравнивая число электронов, отданных атомом-восстановителем и принятых атомом-окислителем, определяют множители, которые записывают перед химическими формулами веществ окислителей и восстановителей в молекулярной форме уравнения окислительно-восстановительной реакции,

5) подбирают множители, которые стоят перед формулами остальных веществ, участвующих в реакции, таким образом, чтобы уравнение не противоречило закону сохранения массы.

Пример 8.1. Пользуясь методом электронного баланса, составьте уравнение реакции сжигания фосфора при недостатке кислорода.

Решение. Работу начинают с составления схемы реакции: слева от стрелки записывают химические формулы реагентов, справа от нее – химическую формулу продукта реакции:



Затем определяют степени окисления атомов. В простых веществах P_4 и O_2 степени окисления атомов равны 0. Степень окисления фосфора в оксиде фосфора (III) можно вычислить, зная, что в соединениях степень окисления кислорода обычно равна -2 и что сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, равна нулю. Учитывая стехиометрические индексы в формуле P_4O_6 , составляем уравнение:

$$4x + 6(-2) = 0.$$

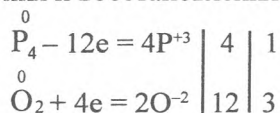
В этом уравнении буквой x обозначена искомая степень окисления фосфора. Умножая ее на 4 (число атомов фосфора в молекуле P_4O_6), находим сумму степеней окисления всех атомов фосфора. Множитель $6(-2)$ дает сумму степеней окисления шести атомов кислорода. Решая уравнение относительно x , получаем

$$4x = 12$$

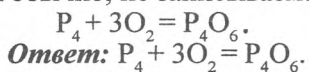
$$x = 3$$

Итак, степень окисления фосфора в P_4O_6 равна +3.

Зная степени окисления атомов, составляем схемы процессов окисления и восстановления:



Число электронов, отдаваемых атомами фосфора, должно равняться числу электронов, присоединяемых атомами кислорода. Этого можно добиться, если полуреакцию окисления умножить на 4, т.е. на число электронов, принимаемых окислителем, а полуреакцию восстановления умножить на 12, т.е. на число электронов, отдаваемых восстановителем. Множители обычно записывают справа от уравнений полуреакций, отделяя их вертикальной чертой. В данном случае оба множителя – числа кратные четырем. После деления первоначальных множителей на 4 получаем множители 1 и 3. Множитель 3 записываем перед формулой молекулы кислорода, а множитель 1, который должен быть перед формулой молекулы белого фосфора, как обычно, не записываем:



Главный недостаток метода электронного баланса заключается в том, что он не отражает реальную природу частиц, участвующих в окислительно-восстановительных реакциях в водных растворах. Как известно, в водных растворах электролиты распадаются на ионы, и поэтому во многих процессах с изменением степени окисления, протекающих в водных растворах, участвуют катионы и анионы, что не находит отражения в методе электронного баланса. По этой причине для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, происходящих в водных растворах, рекомендуется использовать метод полуреакций, который называют также ионно-электронным методом. Основные этапы составления уравнения реакции этим методом следующие:

1) записывают левую часть схемы реакции (химические формулы реагентов) и определяют, какую роль (окислителя, восстановителя или среды) играет каждое из веществ в реакции;

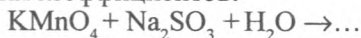
2) составляют ионно-электронные уравнения полуреакций окисления и восстановления;

3) суммируют уравнения полуреакций, уравнивая число электронов, отданных ионом или молекулой вещества-восстановителя и принятых ионом или молекулой вещества-окислителя;

4) приписывают противоионы;

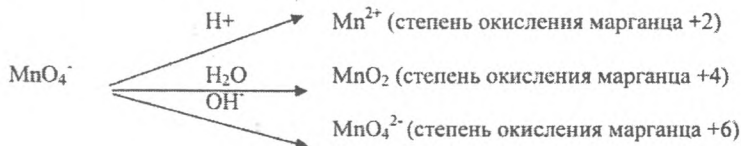
5) соединяя ионы в соответствии со знаком заряда, получают уравнение в молекулярной форме.

Пример 8.2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:

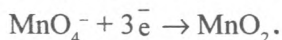


Решение. Составление уравнения окислительно-восстановительной реакции начинают с определения ролей, которые приведенные в условиях задачи вещества играют в процессе окисления-восстановления.

Составляя уравнения реакций с участием перманганата калия, всегда нужно помнить, что *перманганат калия – сильный окислитель*, так как он содержит марганец в высшей степени окисления +7 и может только принимать электроны. При восстановлении перманганат-иона MnO_4^- образуются различные продукты в зависимости от того, в какой среде протекает реакция. В кислой среде он восстанавливается до катионов Mn^{2+} . В нейтральной и слабощелочной среде – до диоксида марганца MnO_2 . В сильнощелочной среде образуется манганат-ион MnO_4^{2-} . Запоминание продуктов восстановления перманганат-иона облегчается при помощи следующей схемы:

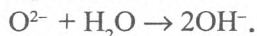


По условиям задачи реакция происходит в нейтральной среде, следовательно, перманганат-ион восстанавливается до диоксида марганца. При этом степень окисления марганца уменьшается с +7 до +4, т.е. он принимает три электрона:



Для соблюдения закона сохранения вещества в левой и правой частях уравнения полуреакции должно быть одинаковое число атомов кислорода. В полученной же нами схеме реакции с левой стороны от стрелки имеется четыре атома кислорода, а с правой – два. Для связывания двух «лишних» атомов О в левой части схемы используют формальный подход, который заключается в предположении, что атомы кислорода в степени окисления –2 могут отщепляться от пер-

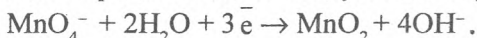
манганат-иона и взаимодействовать с молекулами воды с образованием гидроксид-ионов:



Два «лишних» атома кислорода в степени окисления -2, взаимодействуя с двумя молекулами воды, дадут четыре гидроксид-иона:

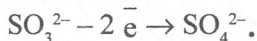


С учетом этого полуреакция восстановления перманганат-иона в нейтральной среде выглядит следующим образом:

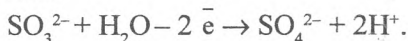


Если составление уравнений полуреакций вызывает затруднения, то можно воспользоваться готовыми полуреакциями, приведенными в приложении 6. Однако, при этом следует помнить, что все уравнения в этой таблице описывают процессы восстановления. Если нужно получить уравнение полуреакции окисления, то табличное уравнение следует переписать таким образом, чтобы все формулы находившиеся слева от стрелки переместились в правую часть уравнения, и, наоборот, все формулы, располагавшиеся справа от стрелки, оказались в левой части нового уравнения.

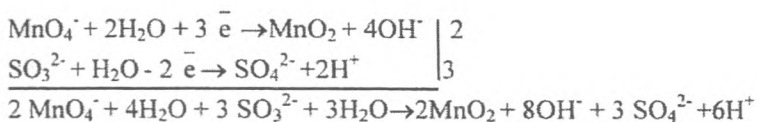
Восстановителем в данной реакции служит сульфит натрия, который содержит серу в промежуточной степени окисления +4 и, вообще говоря, может быть и окислителем и восстановителем, но в данном конкретном случае, взаимодействуя с сильным окислителем — перманганатом калия, он будет окисляться, играя роль восстановителя. Сульфит-ион окисляется до сульфат-иона, содержащего серу в степени окисления +6:



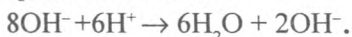
Чтобы уравнивать число атомов кислорода в левой и правой частях схемы, нужно оторвать один атом О от молекулы воды и присоединить его к сульфит-иону. После отрыва атома кислорода от молекулы воды останется два катиона водорода, которые мы запишем справа от стрелки:



Получив два уравнения полуреакций, мы можем сложить их, уравнивая числа электронов отданных восстановителем и принятых окислителем. Для этого полуреакцию окисления умножаем на число электронов, отданных восстановителем, т.е. на 2, а полуреакцию восстановления — на число электронов, принятых окислителем, т.е. на 3:



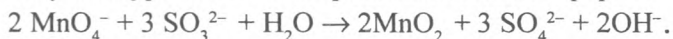
При сложении взаимно сократились $+6\text{e}^-$ и -6e^- . В правой части уравнения одновременно присутствуют гидроксид-ионы и катионы водорода, которые в растворе обязательно прореагируют между собой с образованием воды:



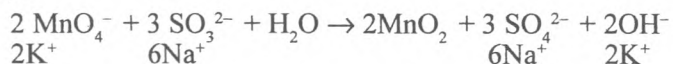
Так как гидроксид-ионов больше, то два из них останутся справа от стрелки. Для них не хватило катионов водорода. С учетом взаимодействия ионов OH^- и H^+ и суммирования молекул воды слева от стрелки уравнение приобретает следующий вид:



Сокращая по шесть молекул воды в левой и правой частях уравнения, получаем уравнение в сокращенной ионной форме:

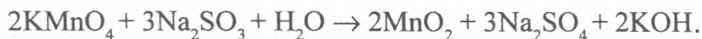


Для перехода к молекулярной форме нужно прибавить противоположные, т.е. ионы, противоположные по знаку заряда ионам, присутствующим в сокращенном ионном уравнении, и уравновешивающие их заряд:



Для того чтобы соблюдался закон сохранения массы, в левой и правой частях уравнения должны находиться одинаковые количества каждого из противоположных ионов. В данном случае слева и справа от стрелки имеется по 2 катиона калия и по 6 катионов натрия.

Соединяя ионы в соответствии с их зарядами, получаем уравнение в молекулярной форме:



Для проверки правильности составления уравнения рекомендуется подсчитать суммы атомов кислорода в его левой и правой частях. Если суммы равны, то уравнение составлено верно, т.к. соблюдается закон сохранения массы по одному из наиболее распространенных в природе элементов – кислороду. В нашем случае в левой и правой частях уравнения имеется по 18 атомов кислорода.

В условиях задач часто требуют подсчитать сумму стехиометрических коэффициентов. Этот расчет не имеет никакого химического

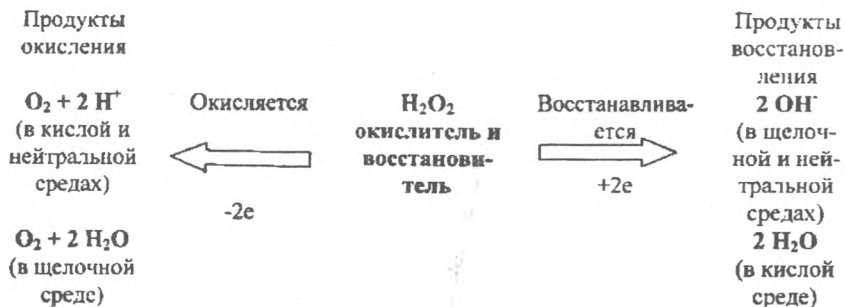
смысла. Он лишь облегчает проверку задачи преподавателем. При подсчете суммы коэффициентов нужно помнить, что коэффициент 1 перед формулами веществ не пишут, однако его необходимо учитывать в расчете. Для составленного нами уравнения сумма стехиометрических коэффициентов равна $2+3+1+2+3+2 = 13$.

Ответ. Сумма коэффициентов равна 13.

Пример 8.3. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:

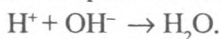


Решение. Приступая к составлению уравнения окислительно-восстановительной реакции нужно, прежде всего, установить, какие роли играют в ней данные вещества. Перманганат калия – всегда окислитель. Его присутствие в условиях задачи облегчает работу: если в наличии имеется перманганат калия, то реагирующее с ним вещество, содержащее атомы элемента, который может изменять свою степень окисления, обязательно будет восстановителем. В данной задаче таким веществом является пероксид водорода H_2O_2 , который содержит кислород в промежуточной степени окисления -1 . Максимальная степень окисления в обычных условиях равна 0 . (В экзотическом соединении с фтором – фториде кислорода – он может проявлять необычную степень окисления $+2$). Минимальная степень окисления кислорода равна -2 . Облегчить запоминание продуктов восстановления и окисления пероксида водорода позволяет приведенная ниже схема:

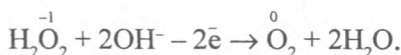


Итак, реагируя с перманганатом калия, пероксид водорода будет проявлять свойства восстановителя. Отдавая два электрона, молекула H_2O_2 отщепляет молекулу O_2 , в которой степень окисления кислорода равна 0 .

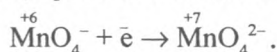
Так как реакция происходит в щелочной среде, которую создает присутствующий в условиях задачи гидроксид калия, выделившиеся при разрушении молекулы H_2O_2 катионы водорода будут взаимодействовать с гидроксид-ионами с образованием молекул воды:



Поэтому при окислении одной молекулы пероксида водорода в щелочной среде выделяется одна молекула кислорода и образуется две молекулы воды:

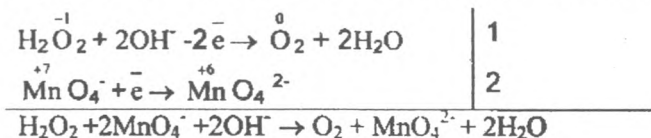


Перманганат-ион в щелочной среде восстанавливается до манганат-иона, присоединяя один электрон:

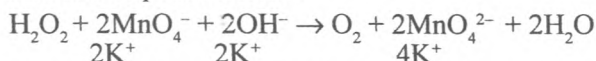


При этом степень окисления марганца уменьшается с +7 до +6.

Складываем полученные полуреакции, добывая равенства чисел электронов, отданных восстановителем и принятых окислителем:

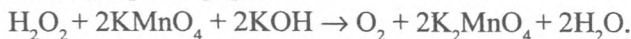


К полученному уравнению реакции в сокращенной ионной форме приписываем противоионы:



Обратите внимание на то, что числа катионов калия слева и справа от стрелки равны.

Соединяя ионы в соответствии со знаками зарядов, получаем уравнение в молекулярной форме:

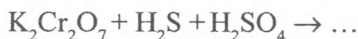


Проверяем правильность составления уравнения реакции, подсчитывая суммы атомов кислорода слева и справа от стрелки. Они равны между собой и каждая из них равна 12.

Суммируем стехиометрические коэффициенты: $1+2+2+1+2+2=10$.

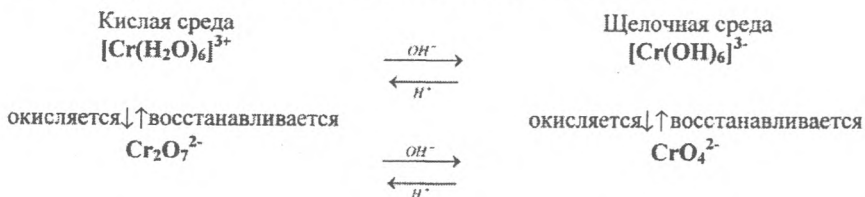
Ответ: сумма коэффициентов равна 10.

Пример 8.4. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:

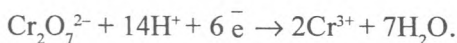


Решение. Прежде всего определим, какие роли играют приведенные в условиях задачи вещества в данной окислительно-восстановительной реакции. Дихромат калия – окислитель, т.к. содержит хром в наивысшей для него степени окисления +6, равной номеру группы, в которую он входит в периодической системе элементов. Сероводород – восстановитель, потому что содержит серу в самой низкой для нее степени окисления, равной $6 - 8 = -2$, где 6 – номер группы, в которую входит сера. Серная кислота создает кислую среду. Входящие в ее состав элементы не изменяют в данной реакции своих степеней окисления.

Для того, чтобы определить продукты восстановления дихромат-иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, воспользуемся приведенной ниже схемой:



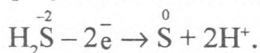
В водных растворах устойчивы две степени окисления хрома: +3 и +6. В этих степенях окисления хром образует разные соединения в зависимости от реакции среды. В кислой среде хром в степени окисления +3 присутствует в виде аквакатиона $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, который для простоты чаще всего обозначают как Cr^{3+} . В щелочной среде, оставаясь в этой же степени окисления, он образует гексагидроксохромат(III)-ион $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$, который для простоты часто обозначают формулой CrO_2^- и называют хромит-ионом. Между этими соединениями хрома существует кислотно-основное равновесие. Если на $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ подействовать щелочью, то он превратится в $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$, и наоборот, если на $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ подействовать кислотой, то образуется $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$. Находясь в степени окисления +6 хром в кислой среде образует дихромат-ион $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, а в щелочной среде – хромат-ион CrO_4^{2-} . Между этими анионами также существует кислотно-основное равновесие. Хромат-ион в щелочной среде восстанавливается до $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$. Дихромат-ион в кислой среде восстанавливается до $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$. Эта полуреакция и нужна нам для решения нашей задачи. Запишем ее в упрощенном виде, т.е. реально существующие в растворе комплексные катионы $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ обозначим как Cr^{3+} .



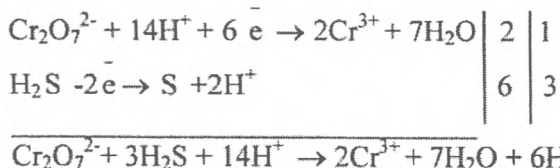
Степень окисления каждого из атомов хрома уменьшается при восстановлении с +6 до +3, т.е. каждый из двух атомов принимает по три электрона. Так как в дихромат-ионе содержится два атома хрома, то общее число электронов, принятых этим ионом, равно $2 \cdot 3 = 6$.

Четырнадцать катионов водорода добавлены в левую часть полуреакции для того, чтобы связать атомы кислорода в степени окисления -2, выделяющиеся при превращении дихромат-иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ в катионы Cr^{3+} . Число анионов O^{2-} равно семи. В кислой среде оксид-ионы, соединяясь с катионами водорода, превращаются в молекулы воды, поэтому в правой части уравнения появляются семь молекул H_2O .

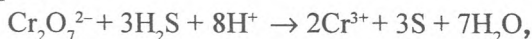
Сероводород, окисляясь, превращается в элементную серу, при этом образуется два катиона водорода:



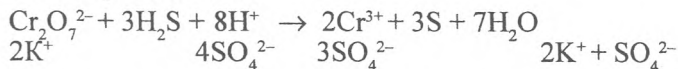
Просуммируем полуреакции, уравнивая числа электронов, отданные восстановителем и принятые окислителем. Поскольку оба множителя представляли собой четные числа, мы сокращаем их на два:



Левая и правая части уравнения содержат однородные члены – катионы водорода, поэтому сокращаем их на 6H^+ . После сокращения однородных членов получаем уравнение реакции в сокращенной ионной форме:

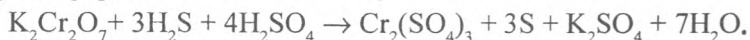


приписываем противоионы:



Положительный заряд восьми катионов водорода в левой части уравнения уравнивают четыре сульфат-иона SO_4^{2-} , заряд каждого из которых равен -2, а суммарный заряд составляет $4 \cdot (-2) = -8$. Такое же число сульфат-ионов должно появиться и в правой части уравнения. Три из них уравнивают заряд двух катионов хрома Cr^{3+} , а еще один – положительные заряды катионов калия, которые

справа от стрелки играли роль противоионов для $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. Соединяя ионы в соответствии с зарядами, получаем уравнение реакции в молекулярной форме:



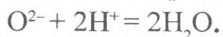
Слева и справа от стрелки имеется по 23 атома кислорода, что свидетельствует о соблюдении закона сохранения массы. Сумма стехиометрических коэффициентов равна $1+3+4+1+3+1+7 = 20$.

Ответ: сумма коэффициентов равна 20.

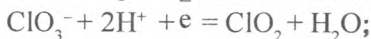
Как правило, наибольшие трудности при составлении уравнений полуреакций возникают в тех случаях, когда число атомов кислорода в ионах, присутствующих в левой и правой частях уравнения не совпадают. При этом возникает необходимость добавить недостающие или связать «лишние» атомы кислорода в левой части уравнения. Для облегчения работы полезно запомнить следующие правила:

1) чтобы добавить или связать атомы кислорода в степени окисления -2 , следует в первую очередь использовать те частицы, которые определяют реакцию среды. В кислой среде это катионы водорода H^+ , в нейтральной среде – молекулы воды H_2O , в щелочной среде – гидроксид-ионы OH^- . Если при помощи этих ионов не удастся выполнить поставленную задачу, то можно в любой среде воспользоваться молекулами воды, так как метод полуреакций применим, главным образом, к водным растворам, в которых вода всегда присутствует в избытке;

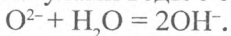
2) если исходные ионы содержат больше кислорода, чем образующиеся, то «лишний» кислород в форме O^{2-} в кислой среде связывается катионами водорода H^+ с образованием молекул воды:



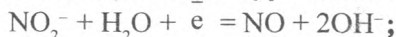
Примером использования такого приема служит полуреакция восстановления хлорат-иона до диоксида хлора:



3) в нейтральной и щелочной среде «лишний» кислород связывается молекулами воды с образованием гидроксид-ионов:

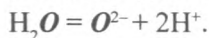


Например, восстановление нитрит-иона до монооксида азота можно описать следующей полуреакцией:

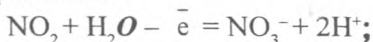


4) если в исходных ионах или молекулах атомов кислорода меньше, чем в образующихся, то в нейтральной и кислой среде «недостающий» атом кислорода в степени окисления -2 в левой части уравне-

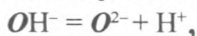
ния реакции берут из молекулы воды, при этом в правой части уравнения появляется два катиона водорода:



(В этом уравнении буквой **O** обозначен атом кислорода, который в левой части уравнения отрывают от молекулы воды и присоединяют к другой частице, появляющейся в правой части уравнения.) Примером такого подхода служит, полуреакция окисления диоксида азота до нитрат-иона:



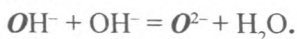
5) в щелочной среде «недостающий» атом кислорода в степени окисления -2 в левой части уравнения реакции берут из состава гидроксид-иона, при этом должен освободиться катион водорода:



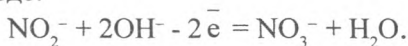
но в щелочной среде он непременно присоединится еще к одному гидроксид-иону:



Суммируя эти уравнения, получаем новое уравнение, которое говорит, что для присоединения «недостающего» атома кислорода в щелочной среде в левую часть уравнения реакции нужно добавить два гидроксид-иона, при этом в правой части уравнения появляется молекула воды:



Примером полуреакции, в которой используется этот прием, служит полуреакция окисления нитрит-иона до нитрат-иона в щелочной среде:



Задачи на расчет молярной массы эквивалента окислителя или восстановителя

В окислительно-восстановительных реакциях химическим эквивалентом называют реальную или условную частицу, которая эквивалентна одному электрону.

Пример 8.5. Какая частица является эквивалентом восстановителя в реакции, рассмотренной в примере 8.3.

Решение. В примере 8.3 восстановителем служит пероксид водорода. Каждая молекула H_2O_2 отдает два электрона. Следовательно, одному электрону эквивалента условная частица $1/2$ молекулы H_2O_2 .

Ответ: эквивалент – это $1/2$ молекулы H_2O_2 .

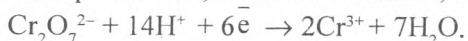
Пример 8.6. Какая частица является эквивалентом окислителя в реакции, рассмотренной в примере 8.2.

Решение. В примере 8.2 окислителем служит перманганат калия KMnO_4 . Это кристаллическое вещество, кристаллы которого состоят не из молекул, а из чередующихся в определенном порядке катионов калия K^+ и перманганат-ионов MnO_4^- . Для кристаллических веществ, не обладающих молекулярной структурой, вводится понятие формульной единицы. Формульная единица перманганата калия, описываемая формулой KMnO_4 , состоит из одного катиона калия и одного перманганат-иона. Так как каждый перманганат-ион принимает в данной реакции 3 электрона, то одному электрону эквивалентна условная частица $1/3$ формульной единицы KMnO_4 .

Ответ: эквивалент – это $1/3$ формульной единицы KMnO_4 .

Пример 8.7. Вычислите молярную массу эквивалента окислителя в реакции, рассмотренной в примере 8.4.

Решение. Окислителем в этой реакции служит дихромат калия. Каждый дихромат-ион, восстанавливаясь, принимает 6 электронов:



Следовательно, эквивалентом дихромата калия является условная частица – $1/6$ формульной единицы $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, а фактор эквивалентности для дихромата калия равен $1/6$. Молярная масса эквивалента дихромата калия равна произведению фактора эквивалентности на молярную массу этого вещества:

$$M(1/6 \text{ K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = f_{\text{экв}}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7),$$

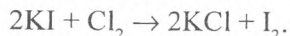
подставляя числовые значения, получаем

$$M(1/6 \text{ K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 1/6 \cdot 294 = 49 \text{ г/моль}.$$

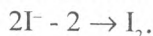
Ответ: 49 г/моль.

Пример 8.8. Вычислите молярную массу эквивалента восстановителя в реакции окисления иодида калия хлорной водой.

Решение. Эта реакция описывается уравнением



Восстановителем в ней служит иодид калия. Полуреакция окисления иодид-ионов выглядит следующим образом:



Несмотря на то что в уравнении фигурируют два электрона, каждый иодид-ион отдает один электрон. Следовательно, эквивалент иодида калия – это формульная единица KI , состоящая из одного катиона калия и одного иодид-иона. Фактор эквивалентности $f_{\text{экв}}(\text{KI}) =$

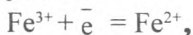
= 1. Молярная масса эквивалента иодида калия равна его молярной массе, т.е. 166 г/моль.

Ответ: 166 г/моль.

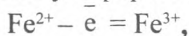
Задачи на расчет электродвижущей силы окислительно-восстановительной реакции

Электродвижущую силу (ЭДС) реакции рассчитывают как разность стандартных окислительно-восстановительных потенциалов окислителя $E^{\circ}_{\text{окисл}}$ и восстановителя $E^{\circ}_{\text{восст}}$, числовые значения которых можно найти в приложении 6. В этой таблице полуреакции объединены в группы. Каждая группа описывает системы, включающие в себя соединения одного и того же элемента в двух разных степенях окисления. Название элемента с переменными степенями окисления написано над группой полуреакций. Группы расположены в алфавитном порядке в соответствии с названиями элементов: таблица начинается с полуреакций, в которых участвуют соединения азота, и завершается полуреакциями, в которых меняются степени окисления цинка.

Полуреакции, приведенные в таблице стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, характеризуют системы, в которых активность каждого компонента, оказывающего влияние на величину потенциала, равна 1 моль/л. Знак и числовое значение стандартного окислительно-восстановительного потенциала не зависят от способа записи полуреакции. Например, в приложении 6 приведена полуреакция



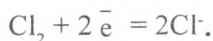
для которой стандартный окислительно-восстановительный потенциал имеет положительное значение, равное +0,771 В. Если эту полуреакцию записать по-другому, поменяв местами окисленную и восстановленную формы железа:



то E° для нее не изменится и будет равным, как и прежде, +0,771 В.

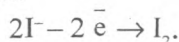
Пример 8.9. Вычислите ЭДС для реакции, рассмотренной в примере 8.8.

Решение. В приведенной в предыдущем примере реакции окислителем служит молекулярный хлор, а восстановителем – иодид-ион. В группе полуреакций под заголовком «Хлор» находим полуреакцию, описывающую восстановление молекулярного хлора до хлорид-ионов:

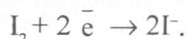


Значение стандартного окислительно-восстановительного потенциала для системы, описываемой этой полуреакцией, равно $E^\circ_{\text{окисл}} + 1,359 \text{ В}$.

Окисление иодид-ионов до элементарного иода описывается полуреакцией



Однако под заголовком «Иод» можно найти только полуреакцию, записанную в противоположном направлении, т.е. полуреакцию восстановления элементарного иода до иодид-ионов:



Так как обе полуреакции описывают одну и ту же химическую систему: раствор, в котором активности молекулярного иода и иодид-ионов равны 1 моль/л, то значение стандартного окислительно-восстановительного потенциала не зависит от формы записи уравнения и для обеих полуреакций

$$E^\circ_{\text{восст}} = +0,536 \text{ В}.$$

ЭДС равна разности стандартных окислительно-восстановительных потенциалов окислителя и восстановителя:

$$\text{ЭДС} = E^\circ_{\text{окисл}} - E^\circ_{\text{восст}}.$$

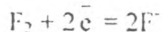
Подставляем в это уравнение найденные числовые значения потенциалов:

$$\text{ЭДС} = 1,359 - 0,536 = 0,823 \text{ В}.$$

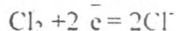
Ответ: ЭДС = 0,823 В.

Пример 8.10. Пользуясь значениями стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, определите, каким из галогенов нельзя окислить катион Fe^{2+} .

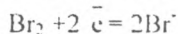
Решение. В приложении 6 находим числовые значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов для полуреакций восстановления галогенов до соответствующих галогенид-ионов:



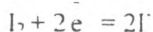
$$E^\circ_{\text{окисл}} = 2,87 \text{ В}$$



$$E^\circ_{\text{окисл}} = 1,359 \text{ В}$$

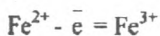


$$E^\circ_{\text{окисл}} = 1,065 \text{ В}$$



$$E^\circ_{\text{окисл}} = 0,536 \text{ В}$$

В той же таблице находим числовое значение стандартного окислительно-восстановительного потенциала для полуреакции окисления катиона Fe^{2+} до Fe^{3+} :



$$E^{\circ}_{\text{восст}} = 0,771 \text{ В}$$

Без расчета видно, что электродвижущая сила реакции, найденная как разность $E^{\circ}_{\text{окисл}}$ и $E^{\circ}_{\text{восст}}$, принимает положительные значения при окислении катиона Fe^{2+} фтором, хлором и бромом. Следовательно, этими галогенами можно окислить Fe^{2+} до Fe^{3+} . Если же вычислить ЭДС реакции окисления катиона железа (II), исходя из предположения, что окислителем может служить элементный иод, то мы получим отрицательное значение этой величины. Значит, катион Fe^{2+} невозможно окислить элементным иодом.

Ответ. Нельзя окислить иодом.

Задачи на расчеты с использованием уравнения Нернста

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы характеризуют системы, находящиеся в стандартных условиях, т.е. при температуре 298,15 К (25°C) и при активностях всех потенциалопределяющих веществ, равных 1 моль/л. Понятно, что при других температурах и других активностях (концентрациях) веществ, значения потенциалов будут отличаться от тех, что приведены в приложении 6. Если стандартные потенциалы для двух систем достаточно близки, то при больших отличиях реальных значений потенциала от стандартных может происходить даже изменение направления протекания реакции, т.е. окислитель и восстановитель могут поменяться местами.

Рассчитать числовое значение окислительно-восстановительного потенциала в условиях, отличных от стандартных, позволяет уравнение Нернста:

$$E = E^{\circ} + \frac{2,3RT}{nF} \lg \frac{Pa_{\text{окисл}}}{Pa_{\text{восст}}},$$

где E – окислительно-восстановительный потенциал при произвольных условиях, E° – стандартный окислительно-восстановительный потенциал (из приложения 6), R – универсальная газовая постоянная ($R = 8,31 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$), T – температура в К, n – число электронов, принимаемых окисленной формой при превращении ее в восстановленную форму, F – постоянная Фарадея ($F = 9,65 \cdot 10^4 \text{ Кл/моль}$), $Pa_{\text{окисл}}$ – произведение активностей окисленной формы и всех ионов и молекул, записываемых вместе с этой формой в левой части уравнения полуреакции, $Pa_{\text{восст}}$ – произведение активностей восстанов-

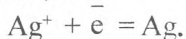
ленной формы и всех ионов и молекул, записываемых вместе с этой формой в правой части уравнения полуреакции.

Все эти обозначения относятся к форме записи полуреакции, рекомендованной ИЮПАК, в соответствии с которой все полуреакции записывают как полуреакции восстановления, т. е. в левой части уравнения – окисленную форму, а в правой части уравнения – восстановленную форму.

Активность растворителя – воды – принимают равной единице и не записывают ее в уравнение Нернста.

Пример 8.11. Вычислите числовое значение электродного потенциала серебра в 0,05%-м растворе сульфата серебра. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Решение. В условиях задачи речь идет о гетерогенной системе, состоящей из металлического серебра и водного раствора соли этого металла. В результате электролитической диссоциации сульфата серебра в растворе присутствуют катионы Ag^+ . Эту систему описывает полуреакция



Активность твердой фазы в гетерогенной системе принимают равной единице. В данной системе твердая фаза – это металлическое серебро, поэтому потенциал электрода будет зависеть только от активности катионов серебра, находящихся в растворе.

Катионы Ag^+ – окисленная форма. Их активность должна присутствовать в числителе дроби, стоящей под знаком логарифма в уравнении Нернста. Металлическое серебро – восстановленная форма. Его активность следовало бы записать в знаменателе этой дроби, но, так как она равна единице, ее не записывают вовсе.

С учетом всего сказанного выше уравнение Нернста для рассматриваемой системы приобретает следующий вид:

$$E = E^\circ + \frac{2,3RT}{nF} \lg a(\text{Ag}^+).$$

Подставив в предлогарифмический множитель числовые значения постоянных R и F , а также температуры $T = 298,15$ К, и произведя арифметические действия, получаем:

$$\frac{2,3RT}{nF} = \frac{2,3 \cdot 8,31 \cdot 298,15}{1 \cdot 9,65 \cdot 10^4} = \frac{0,059}{1}.$$

Единица, присутствующая в знаменателе дроби – это число электронов, принимаемых окисленной формой (катионом серебра) при ее превращении в восстановленную форму (атом серебра).

Если концентрации потенциалопределяющих веществ невелики, то можно пренебречь отличием активности от концентрации, и заменить в уравнении Нернста входящие в него активности на концентрации. Следует обратить внимание на то, что под знаком логарифма в уравнении Нернста должны быть молярные концентрации. В данной задаче состав раствора выражен массовой долей сульфата серебра, поэтому нужно осуществить переход от массовой доли к молярной концентрации. Для этого запишем уравнения для обоих способов выражения состава раствора:

$$c(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Ag}_2\text{SO}_4)}{M(\text{Ag}_2\text{SO}_4)V} \cdot 1000; \quad \omega(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Ag}_2\text{SO}_4)}{V\rho} \cdot 100.$$

При помощи преобразований, рассмотренных в примере 3.12 раздела «Способы выражения состава растворов», получим

$$c(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = \frac{10\omega(\text{Ag}_2\text{SO}_4)\rho}{M(\text{Ag}_2\text{SO}_4)}.$$

Подставив в это уравнение числовые значения, входящих в него величин, и произведя расчеты, найдем молярную концентрацию сульфата серебра:

$$c(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = \frac{10 \cdot 0,05 \cdot 1}{312} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Из уравнения реакции электролитической диссоциации сульфата серебра видно, что из 1 моль соли образуется 2 моль катионов серебра:



В соответствии с этим уравнением, мы можем утверждать, что концентрация катионов Ag^+ в растворе в два раза больше, чем молярная концентрация растворенной соли Ag_2SO_4 :

$$c(\text{Ag}^+) = 2c(\text{Ag}_2\text{SO}_4),$$

т.е. $c(\text{Ag}^+) = 2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-3} = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$

Так как концентрация катионов серебра невелика, мы можем пренебречь отличием активности от концентрации и подставить найденное числовое значение $c(\text{Ag}^+)$ в уравнение Нернста:

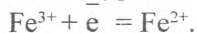
$$E = 0,799 + 0,059 \lg (3,2 \cdot 10^{-3}) = 0,799 - 0,147 = 0,652 \text{ В.}$$

Числовое значение стандартного электродного потенциала $E^\circ = 0,799 \text{ В}$ найдено в приложении 6.

Ответ: 0,652 В.

Пример 8.12. Вычислите окислительно-восстановительный потенциал инертного электрода в растворе, содержащем 0,02 моль/л Fe^{2+} и 0,01 моль/л Fe^{3+} .

Решение. На поверхности инертного, например платинового, электрода катионы железа могут обмениваться электронами в соответствии с полуреакцией



В результате этого инертный электрод приобретает потенциал, числовое значение которого можно вычислить при помощи уравнения Нернста:

$$E = E^\circ + \frac{2,3RT}{nF} \lg \frac{a(\text{Fe}^{3+})}{a(\text{Fe}^{2+})}.$$

(В данной в условиях задачи системе окисленная форма – катион Fe^{3+} , восстановленная форма – катион Fe^{2+} .) Подставляя в уравнение Нернста числовые значения входящих в него величин, получаем

$$E = 0,771 + \frac{0,059}{1} \lg \frac{0,01}{0,02} = 0,771 - 0,018 = 0,753 \text{ В.}$$

Ответ: 0,753 В.

8.3. ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Вариант 1

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



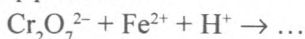
3. Рассчитайте молярную массу эквивалента окислителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, определите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

5. Вычислите числовое значение электродного потенциала железа в 0,02%-м растворе сульфата железа (II). Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 2

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



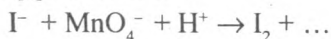
3. Определите молярную массу эквивалента окислителя в реакции, приведенной в задаче 1.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, определите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 1.

5. Рассчитайте числовое значение электродного потенциала цинка в 1%-м растворе сульфата цинка. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 3

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



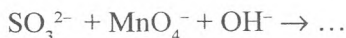
3. Рассчитайте молярную массу эквивалента восстановителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, определите, каким из галогенов невозможно окислить в водном растворе марганат-ион.

5. Рассчитайте числовое значение окислительно-восстановительного потенциала инертного электрода в растворе, содержащем 0,02 моль/л катионов Fe^{2+} и 0,1 моль/л катионов Fe^{3+} .

Вариант 4

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



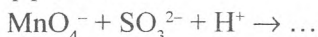
3. Определите молярную массу эквивалента окислителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов и принимая во внимание, что в кислой среде ClO^- превращается в HClO , рассчитайте электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

5. Определите числовое значение электродного потенциала меди в 0,1%-м растворе сульфата меди (II). Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 5

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



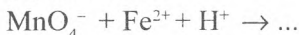
3. Определите молярную массу эквивалента восстановителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, рассчитайте электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

5. Определите числовое значение электродного потенциала свинца в 0,1%-м растворе нитрата свинца. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 6

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



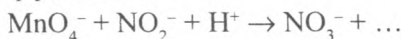
3. Определите молярную массу эквивалента восстановителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, рассчитайте электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

5. Рассчитайте окислительно-восстановительный потенциал инертного электрода в растворе, содержащем 0,06 моль/л анионов $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ и 0,02 моль/л анионов $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.

Вариант 7

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



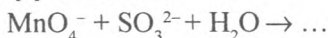
3. Вычислите молярную массу эквивалента окислителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов и принимая во внимание, что в кислой среде NO_2^- превращается в HNO_2 , вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 1.

5. Вычислите числовое значение стандартного электродного потенциала железа в 2%-м растворе сульфата железа (II). Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 8

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



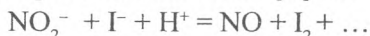
3. Вычислите молярную массу эквивалента восстановителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведённой в задаче 2.

5. В 500 мл раствора содержится 15,48 г сульфата никеля. Вычислите числовое значение электродного потенциала никеля в этом растворе.

Вариант 9

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



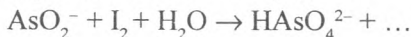
3. Вычислите молярную массу эквивалента восстановителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведённой в задаче 2.

5. Вычислите окислительно-восстановительный потенциал инертного электрода в растворе, содержащем 0,20 моль/л катионов Fe^{2+} и 0,10 моль/л катионов Fe^{3+} .

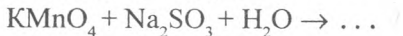
Вариант 10

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме:



и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов.

2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме:



и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов.

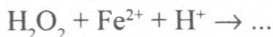
3. Вычислите молярную массу эквивалента окислителя в реакции, приведенной в задаче 1.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 1.

5. Вычислите числовое значение электродного потенциала серебра в 0,1%-м растворе нитрата серебра. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 11

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



3. Вычислите молярную массу эквивалента восстановителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

5. Вычислите числовое значение электродного потенциала цинка в 0,5%-м растворе нитрата цинка. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 12

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



3. Вычислите молярную массу эквивалента восстановителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов и принимая во внимание, что в кислой среде NO_2^- превращается в HNO_2 , вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

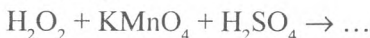
5. Вычислите окислительно-восстановительный потенциал инертного электрода в растворе, содержащем 0,12 моль/л анионов $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ и 0,06 моль/л анионов $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.

Вариант 13

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



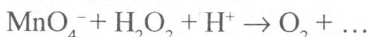
3. Вычислите молярную массу эквивалента окислителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

5. Вычислите числовое значение электродного потенциала кадмия в 0,2%-м растворе сульфата кадмия. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 14

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



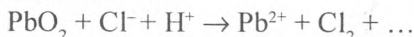
3. Определите молярную массу эквивалента восстановителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

5. Рассчитайте числовое значение электродного потенциала ртути в 2%-м растворе нитрата ртути (II). Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 15

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



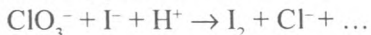
3. Определите молярную массу эквивалента восстановителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

5. Рассчитайте числовое значение электродного потенциала серебра в 0,2%-м растворе нитрата серебра. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 16

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



3. Определите молярную массу эквивалента окислителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

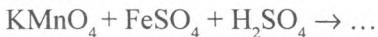
5. Рассчитайте числовое значение электродного потенциала кобальта в 0,1М растворе сульфата кобальта (II).

Вариант 17

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



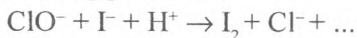
3. Определите молярную массу эквивалента восстановителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

5. Рассчитайте числовое значение электродного потенциала серебра в 0,5%-м растворе сульфата серебра. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 18

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



3. Определите молярную массу эквивалента восстановителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

5. В 975 г воды растворили 25 г медного купороса. Рассчитайте окислительно-восстановительный потенциал меди в этом растворе. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 19

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



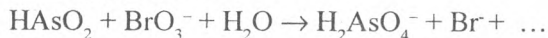
3. Определите молярную массу эквивалента восстановителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

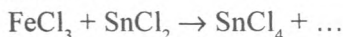
5. Рассчитайте числовое значение электродного потенциала серебра в 0,5%-м растворе сульфата серебра. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 20

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



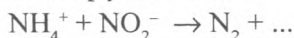
3. Определите молярную массу эквивалента восстановителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведённой в задаче 2.

5. В 500 г воды растворили 2,8 г никелевого купороса $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Рассчитайте числовое значение электродного потенциала никеля в полученном растворе сульфата никеля. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 21

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



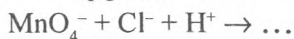
3. Определите молярную массу эквивалента восстановителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

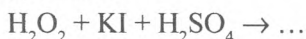
5. Рассчитайте электродный потенциал свинца в 0,1 М растворе ацетата свинца.

Вариант 22

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



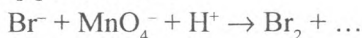
3. Определите молярную массу эквивалента окислителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

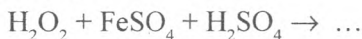
5. Рассчитайте числовое значение электродного потенциала марганца в 2%-м растворе сульфата марганца (II). Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 23

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



3. Определите молярную массу эквивалента восстановителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

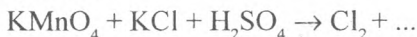
5. Рассчитайте числовое значение электродного потенциала серебра в 0,1%-м растворе нитрата серебра. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 24

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



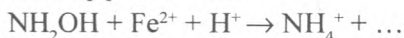
3. Определите молярную массу эквивалента восстановителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

5. В результате растворения в воде 2,78 г железного купороса получили 500 мл раствора сульфата железа. Рассчитайте электродный потенциал железа в полученном растворе.

Вариант 25

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



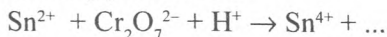
3. Определите молярную массу эквивалента окислителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

5. Рассчитайте числовое значение стандартного электродного потенциала железа в 0,04% растворе сульфата железа (II). Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 26

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



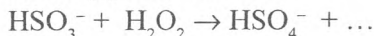
3. Определите молярную массу эквивалента восстановителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

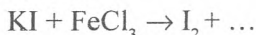
5. Рассчитайте числовое значение электродного потенциала меди в 3%-м растворе нитрата меди (II). Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 27

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов:



3. Определите молярную массу эквивалента восстановителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

5. При растворении в воде 2,87 г кристаллогидрата $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ получили 200 мл раствора сульфата цинка. Рассчитайте числовое значение электродного потенциала цинка в полученном растворе.

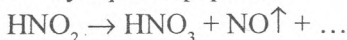
Вариант 28

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме:



и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов.

2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме:



и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов.

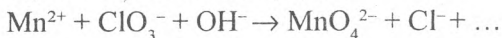
3. Определите молярную массу эквивалента окислителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

5. Рассчитайте числовое значение стандартного электродного потенциала меди в 2%-ном растворе хлорида меди (II). Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 29

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме:



и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов.

2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме:



и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов.

3. Определите молярную массу эквивалента восстановителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

5. Рассчитайте числовое значение электродного потенциала свинца в 1%-ном растворе хлорида свинца. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Вариант 30

1. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в сокращенной ионной форме:



и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов.

2. Пользуясь методом полуреакций, закончите уравнение реакции в молекулярной форме:



и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов.

3. Определите молярную массу эквивалента восстановителя в реакции, приведенной в задаче 2.

4. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, вычислите электродвижущую силу реакции, приведенной в задаче 2.

5. Рассчитайте окислительно-восстановительный потенциал инертного электрода в растворе, в котором концентрация катиона Fe^{2+} равна $3 \cdot 10^{-3}$ моль/л, а концентрация катиона Fe^{3+} составляет $1 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Глава 9. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Изучить: главу 13 учебника.

Повторить: главу 4.

9.1. ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К КОЛЛОКВИУМУ

1. Как образуются комплексные соединения?
2. Почему комплексные соединения называют также координационными?
3. Из каких частиц состоит внутренняя координационная сфера?
4. Что такое координационное число?
5. Как образуются наименования комплексных соединений?
6. Что такое дентатность лиганда?
7. Какие лиганды называют полидентатными?
8. Каково строение макроциклических лигандов?
9. Какие комплексные соединения называют криптатами?
10. Каково строение многоядерных комплексов?
11. Как диссоциируют комплексные соединения?
12. Какие реакции характеризуют константы устойчивости?
13. Как связаны между собой частные и общие константы устойчивости?
14. Какие реакции характеризуют константы нестойкости?
15. Как связаны между собой константы устойчивости и константы нестойкости?
16. Что такое хелатный эффект? Что такое макроциклический эффект?
17. Как объясняет структуру комплекса метод валентных связей?
18. Как объясняет свойства комплексных соединений теория кристаллического поля?

9.2. ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задачи с использованием констант устойчивости

В рамках данного пособия рассмотрены только наиболее простые задачи, которые можно решить, зная числовые значения констант устойчивости комплексных соединений. В частности, при помощи констант устойчивости можно оценить, как меняется прочность комплексных соединений в зависимости от природы и заряда иона-комплексообразователя, от природы лиганда. Чем больше устойчивость

комплексного соединения, тем больше числовое значение константы устойчивости.

Пример 9.1. На основании числовых значений констант устойчивости определите, в каком из соединений, $K_4[Co(CN)_6]$ или $K_3[Co(CN)_6]$, комплексный анион более прочен. Напишите название этого комплексного соединения. Увеличивается или уменьшается прочность комплексных соединений с ростом заряда иона-комплексобразователя?

Решение.

Для решения этой задачи воспользуемся числовыми значениями констант устойчивости, приведенными в приложении 7. Для первого из приведенных в условии задачи комплексного соединения гексацианокобальтата (II) калия $K_4[Co(CN)_6]$ общая константа устойчивости для шестой ступени $\beta_6 = 1,2 \cdot 10^{19}$. Эта константа характеризует равновесие реакции



Для второго комплексного соединения гексацианокобальтата (III) калия $K_3[Co(CN)_6]$ константа устойчивости для шестой ступени $\beta_6 = 1,0 \cdot 10^{64}$. Эта константа характеризует равновесие реакции

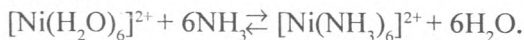


Очевидно, что константа, характеризующая устойчивость второго комплексного соединения в огромное количество раз больше, что свидетельствует о большей прочности этого соединения. Заряд иона-комплексобразователя больше в более прочном комплексном соединении, поэтому можно сделать вывод, что с ростом заряда иона-комплексобразователя устойчивость однотипных комплексов увеличивается.

Ответ: гексацианокобальтат (III) калия, увеличивается.

Если в растворе одновременно присутствует несколько видов частиц, которые могут быть лигандами, то при постоянном координационном числе преимущественно образуется комплексное соединение с тем лигандом, наличие которого во внутренней координационной сфере сообщает комплексу наибольшую устойчивость, о чем можно судить по наибольшему значению константы устойчивости.

Пример 9.2. Определите, в каком направлении смещено равновесие в системе



Решение.

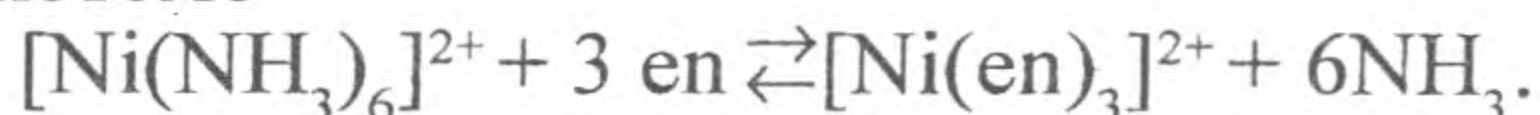
В приложении 7 находим числовое значение общей константы устойчивости для шестой ступени образования комплексного соединения никеля с аммиаком:

$$\beta_6([\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}) = 5,38 \cdot 10^8.$$

Константы устойчивости для комплексных соединений, в которых лигандами служат молекулы воды, принимают равными нулю $\beta_6([\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}) = 0$. Следовательно, комплексное соединение никеля с аммиаком прочнее, чем с водой, поэтому равновесие в рассматриваемой системе смещено вправо.

Ответ: вправо.

Пример 9.3. Определите, в каком направлении смещено равновесие в системе



Решение.

Приведенная в условии задачи реакция является реакцией полного замещения лигандов: все шесть молекул аммиака из состава катиона гексаамминникеля (II) замещаются молекулами другого лиганда - этилендиамина, который сокращенно обозначают en. Молекула этого бидентатного лиганда, формула которого $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$, содержит два донорных атома азота и поэтому может замещать в составе комплекса две молекулы монодентатного лиганда аммиака. Устойчивость комплексного катиона трис(этилендиамин)никеля (II) характеризуется общей константой устойчивости $\beta_3([\text{Ni}(\text{en})_3]^{2+})$, равной $1,51 \cdot 10^{18}$ и во много раз превышающей общую константу устойчивости комплексного катиона гексаамминникеля (II) $\beta_6([\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+})$, равную $5,38 \cdot 10^8$. Следовательно, в рассматриваемой системе равновесие будет смещено в сторону образования комплекса с этилендиамином, то есть вправо.

Ответ: вправо.

При помощи констант устойчивости можно осуществлять не только качественное сравнение устойчивости комплексных соединений, но и проводить расчеты концентраций компонентов растворов, в состав которых входят комплексные соединения. Наибольший интерес при этом представляют, как правило, остаточные концентрации катиона, связываемого в комплекс.

Пример 9.4. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов никеля в 0,01 М растворе сульфата гексаамминникеля с избыточной концентрацией аммиака, равной 1 моль/л.

Решение.

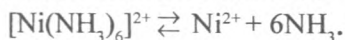
$$\begin{array}{l} c([\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4) = 0,01 \text{ моль/л} \\ c(\text{NH}_3) = 1 \text{ моль/л} \\ \hline [\text{Ni}^{2+}] = ? \end{array}$$

При растворении рассматриваемого комплексного соединения в воде оно диссоциирует на комплексный катион гексаамминникеля и сульфат-ион как сильный электролит, то есть полностью и необратимо:



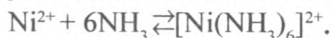
поэтому концентрация комплексного катиона равна концентрации комплексного соединения, то есть 0,01 моль/л.

Гидратированные катионы никеля, которые для упрощения записи обозначают Ni^{2+} , появляются в растворе в результате полной диссоциации комплексного катиона:



Концентрация свободного аммиака в растворе в 100 превышает концентрацию комплексного катиона. Поэтому диссоциация этого комплексного катиона подавляется и его равновесную концентрацию $[[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}]$ можно считать равной его общей концентрации $c([\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+})$. Равновесная концентрация свободного аммиака $[\text{NH}_3]$ также практически равна его общей концентрации $c(\text{NH}_3)$.

Вычислить концентрацию гидратированных катионов никеля $[\text{Ni}^{2+}]$ можно, используя числовое значение общей константы устойчивости для шестой ступени $\beta_6([\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+})$, характеризующей процесс образования комплексного катиона $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$:



В соответствии с законом действующих масс

$$\beta_6([\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}) = \frac{[[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}]}{[\text{Ni}^{2+}][\text{NH}_3]^6}.$$

Заменяя равновесные концентрации аммиака и комплексного катиона на их общие концентрации, получаем

$$\beta_6([\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}) = \frac{c([\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+})}{[\text{Ni}^{2+}]c^6(\text{NH}_3)}.$$

Решаем это уравнение относительно искомой концентрации свободных катионов никеля:

$$[\text{Ni}^{2+}] = \frac{c([\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+})}{\beta_6([\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+})c^6(\text{NH}_3)}.$$

Подставляя в это уравнение числовые значения входящих в него величин, получаем

$$[\text{Ni}^{2+}] = \frac{10^{-2}}{5,38 \cdot 10^8 \cdot 1^6} = 1,86 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

Ответ: $1,86 \cdot 10^{-11}$ моль/л.

Пример 9.5. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов кадмия в растворе комплексного соединения, полученном в результате растворения 2,08 г сульфата кадмия в 100 мл 1 М раствора цианида калия.

Решение.

$$\left. \begin{array}{l} m[\text{CdSO}_4] = 0,16 \text{ г} \\ c(\text{KCN}) = 1 \text{ моль/л} \\ [\text{Cd}^{2+}] = ? \end{array} \right| \begin{array}{l} \text{Концентрацию сульфата кадмия в полученном растворе можно вычислить при помощи уравнения} \\ \\ c[\text{CdSO}_4] = \frac{m[\text{CdSO}_4]}{M[\text{CdSO}_4] \cdot V} 1000. \end{array}$$

После подстановки в него числовых значений получаем

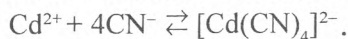
$$c[\text{CdSO}_4] = \frac{0,16}{164,4 \cdot 100} 1000 = 0,01 \text{ моль/л.}$$

В полученном растворе концентрация цианида калия в сто раз превышает концентрацию сульфата кадмия, поэтому равновесие в системе



смещено вправо и образуется комплекс с максимально возможным для кадмия координационным числом 4.

В сокращенной ионной форме уравнение реакции образования этого комплекса можно записать следующим образом:



Общая константа устойчивости для четвертой ступени образования этого комплекса равна

$$\beta_4([\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}) = \frac{[[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}]}{[\text{Cd}^{2+}][\text{CN}^-]^4}.$$

Входящую в это уравнение искомую концентрацию гидратированных, несвязанных в цианидный комплекс, катионов кадмия $[\text{Cd}^{2+}]$ обозначим буквой x . Концентрация комплексного аниона $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ меньше общей концентрации катионов кадмия $c(\text{Cd}^{2+}) = 0,01$ моль/л на x моль/л, то есть $[[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}] = 0,01 - x$. В состав каждого комплексного аниона входит четыре цианид-иона, поэтому в результате образования $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ исходная концентрация цианид-ионов $c(\text{CN}^-) = 1$ моль/л уменьшается на $4(0,01 - x)$ моль/л. Таким образом, равновесная концентрация цианид-ионов $[\text{CN}^-] = 1 - 4(0,01 - x)$. Подставив полученные значения равновесных концентраций в выражение для константы устойчивости, получаем

$$\beta_4([\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}) = \frac{0,01 - x}{x[1 - 4(0,01 - x)]^4}.$$

Учитывая большой избыток лиганда и высокую устойчивость комплекса ($\beta_4 = 1,3 \cdot 10^{17}$), можно полагать, что концентрация несвязанного в комплекс катиона кадмия пренебрежимо мала по сравнению с концентрацией комплекса, то есть $0,01 - x \approx 0,01$. В этом случае выражение для константы устойчивости существенно упрощается:

$$\beta_4([\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}) = \frac{0,01}{x(0,96)^4}.$$

Решая это уравнение относительно x и подставляя числовое значение β_4 , получаем

$$x = [\text{Cd}^{2+}] = \frac{0,01}{(0,96)^4 \cdot 1,7 \cdot 10^{17}} = 6,92 \cdot 10^{-20} \text{ моль/л.}$$

Ответ: $6,92 \cdot 10^{-20}$ моль/л.

Задачи на взаимосвязь констант устойчивости и нестойкости

Так как константы устойчивости и константы нестойкости – взаимнообратные величины, можно легко вычислить общую или частную константу нестойкости, если известна соответствующая константа устойчивости:

$$K_{i \text{ нест}} = 1/K_{i \text{ уст}}; \beta_{i \text{ нест}} = 1/\beta_{i \text{ уст}}.$$

Пример 9.6. Пользуясь числовым значением общей константы устойчивости катиона тетраамминцинка (II), вычислите числовое значение общей константы нестойкости этого комплексного катиона.

Решение. Находим в приложении 7 числовое значение общей константы устойчивости:

$$\beta_{4 \text{ уст}}([\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}) = 4,2 \cdot 10^8.$$

Вычисляем обратную ей величину – общую константу нестойкости для этого комплексного катиона:

$$\beta_{4 \text{ нест}}([\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}) = 1/(4,2 \cdot 10^8) = 0,24 \cdot 10^{-8} = 2,4 \cdot 10^{-9}.$$

Ответ: $2,4 \cdot 10^{-9}$.

Задачи по определению структуры комплексов

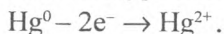
В разделе 13.6 учебника рассмотрен пример использования метода валентных связей для определения структуры комплексного кати-

она гексаакваалюминия (III). В рамках этого метода с учетом гибридизации электронных орбиталей иона-комплексобразователя можно объяснить структуру комплексных соединений всех s - и p -элементов. Метод валентных связей приложим также для предсказания структуры комплексных соединений, в которых комплексобразователями служат однозарядные катионы d -элементов IV-подгруппы (Cu^+ , Ag^+ , Au^+) и двухзарядные катионы d -элементов IIВ-подгруппы (Zn^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+}). В этих катионах d -элементов в гибридизации участвуют орбитали только внешнего энергетического уровня, номер которого равен номеру периода, к которому принадлежит химический элемент, и определяется главным квантовым числом n . Энергетические подуровни предвнешнего энергетического уровня в этих катионах полностью заняты электронами и в гибридизации не участвуют. Например, в катионе меди Cu^+ вакантны и могут участвовать в гибридизации электронные орбитали подуровней $4s$, $4p$ и $4d$ внешнего, четвертого энергетического уровня, для которого главное квантовое число равно 4. Энергетические подуровни $3s$, $3p$ и $3d$ предвнешнего, третьего энергетического уровня полностью заняты электронами, о чем свидетельствует электронная формула катиона Cu^+ : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$. Для описания структуры комплексов других d -элементов теории валентных связей недостаточно и необходимо привлекать теорию кристаллического поля.

Пример 9.7. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы тетраиодомеркурата (II) калия.

Решение. Названное в условии задачи комплексное соединение имеет химическую формулу $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$. Его внутренняя координационная сфера состоит из иона-комплексобразователя – катиона ртути Hg^{2+} и четырех иодид-ионов I^- , являющихся монодентатными лигандами.

Катион Hg^{2+} образуется в результате потери атомом ртути двух электронов с подуровня $6s$:



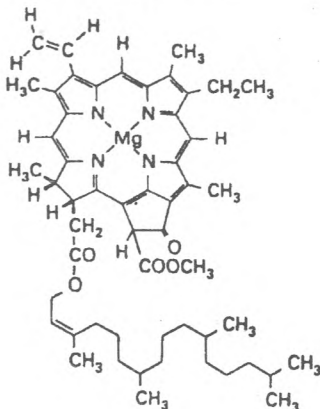
В этом катионе имеются вакантные орбитали на подуровнях $6s$, $6p$, $6d$ и $6f$ и он может играть роль акцептора электронных пар. Четыре иодид-иона, входящих в состав внутренней координационной сферы, являются донорами электронных пар и предоставляют для образования ковалентных σ -связей четыре электронных пары. Эти электронные пары занимают орбитали катиона Hg^{2+} в соответствии с принципом минимума энергии. То есть они занимают орбитали наиболее низких энергетических подуровней $6s$ и $6p$. На подуровне $6s$ имеется одна орбиталь, на подуровне $6p$ – три орбитали:



Ответ: sp^3 , тетраэдр.

Вариант 1

1. В процессе фотосинтеза в высших растениях, водорослях и фотосинтезирующих бактериях участвуют комплексные соединения магния хлорофиллы. Хлорофиллы различаются между собой строением лигандов. Однако во всех хлорофиллах лиганды имеют одинаковую дентатность. Определите дентатность макроциклического лиганда, входящего в состав хлорофилла *a*:



219

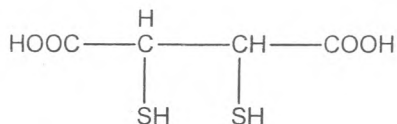
3. На основании числовых значений констант устойчивости определите, в каком из соединений, $K_4[Fe(CN)_6]$ или $K_3[Fe(CN)_6]$, комплексный анион более устойчив. Напишите название этого комплексного соединения. Увеличивается или уменьшается прочность комплексных соединений с ростом заряда иона-комплексобразователя?

4. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов кобальта в 0,01 М растворе сульфата гексаамминкобальта (III) с избыточной концентрацией аммиака, равной 1 моль/л.

5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы дицианоаргентата калия.

Вариант 2

1. Для удаления токсичных металлов из организма человека используют препарат сукцимер:



Определите число донорных атомов в молекуле этого вещества.

2. В соответствии с правилами ИЮПАК составьте название комплексного соединения $[Ni(CO)_4]$. Определите степень окисления комплексобразователя.

3. На основании числовых значений констант устойчивости определите, в каком из соединений, $K[AgCl_2]$, $K[AgBr_2]$ или $K[AgI_2]$, комплексный анион более устойчив. Напишите название этого комплексного соединения. Увеличивается или уменьшается прочность комплексных соединений серебра (I) в ряду лигандов $Cl^- - Br^- - I^-$?

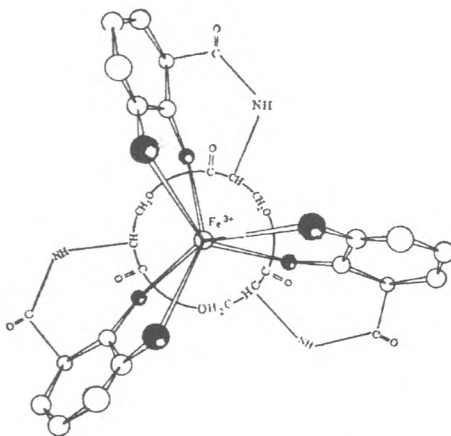
4. К 50 мл 0,5 М раствора аммиака прибавили 50 мл 0,05 М раствора нитрата серебра. Вычислите концентрацию гидратированных катионов Ag^+ в полученном растворе нитрата диаминсеребра (I).

5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы тетрабромомеркурата (II) калия.

Вариант 3

1. Транспорт железа к местам биосинтеза железосодержащих соединений в большинстве аэробных микроорганизмов осуществляется в виде комплексных соединений железа (III) с особыми лигандами - сидерохромами. Определите координационное число иона-ком-

плексообразователя в комплексе Fe^{3+} с сидерохромом, который называется энтеробактин (темным цветом выделены донорные атомы кислорода):



2. Напишите химическую формулу комплексного соединения, которое называется бис(тиоцианато)бис(этилендиамин)медь (II) и определите координационное число плексообразователя.

3. На основании числовых значений констант устойчивости определите, в каком из соединений, $\text{K}_2[\text{ZnI}_4]$, $\text{K}_2[\text{CdI}_4]$ или $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, комплексный анион более устойчив. Напишите название этого комплексного соединения. Увеличивается или уменьшается с ростом ионного радиуса прочность комплексных соединений элементов IIВ-подгруппы, в которых лигандами служат иодид-ионы? Ионные радиусы имеют следующие значения: $r_{\text{ион}}(\text{Zn}^{2+}) = 74 \text{ пм}$, $r_{\text{ион}}(\text{Cd}^{2+}) = 92 \text{ пм}$, $r_{\text{ион}}(\text{Hg}^{2+}) = 110 \text{ пм}$.

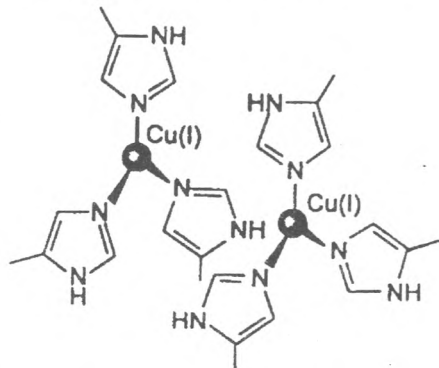
4. В 100 мл 1 М раствора оксалата натрия растворили 0,203 г кристаллогидрата $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов магния в полученном растворе $\text{Na}_2[\text{Mg}(\text{ox})_2]$

5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы дибромocupрата(I) калия.

Вариант 4

1. Перенос кислорода в организмах некоторых моллюсков и членистоногих осуществляется при помощи гемоцианина. Активный центр гемоцианина, связывающий молекулу кислорода, включает в себя два

одинаковых комплекса, в которых комплексообразователями служат катионы меди (I). Определите координационное число и тип гибридизации электронных орбиталей катиона Cu^+ в гемоцианине:



2. В соответствии с правилами ИЮПАК составьте название комплексного соединения $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

3. На основании числовых значений констант устойчивости определите, в каком направлении смещено равновесие в системе:



4. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов кадмия (II) в 0,025 М растворе тетрагидроксокадмата (II) натрия с избыточной концентрацией гидроксида натрия, равной 2 моль/л.

5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы в гексабромовисмутате(III) калия.

Вариант 5

1. На рис. 13.2 б учебника изображена структура внутренней координационной сферы комплексного соединения, в котором лигандом служит этилендиамин. Из скольких атомов состоит хелатный цикл этого комплекса?

2. Напишите химическую формулу тетрахлороцинката (II) цезия. Определите тип гибридизации электронных орбиталей комплексообразователя и геометрическую форму внутренней координационной сферы.

3. На основании числовых значений констант устойчивости определите, в каком из соединений, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{ox})_3]$ или $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{ox})_3]$, комплексный анион более устойчив. Напишите название этого комплекс-

ного соединения. Увеличивается или уменьшается прочность комплексных соединений с ростом заряда иона-комплексобразователя?

4. К 200 мл 1 М раствора иодида калия прибавили 200 мл 0,01 М раствора иодида кадмия. Вычислите концентрацию гидратированных катионов Cd^{2+} в полученном растворе $\text{K}_2[\text{CdI}_4]$.

5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы тетрафторобериллата(II) натрия.

Вариант 6

1. Как называется повышенная устойчивость комплексных соединений с макроциклическими лигандами?

2. В соответствии с правилами ИЮПАК составьте название комплексного соединения $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_2$.

3. На основании числовых значений констант устойчивости определите, в каком из соединений, $\text{K}_2[\text{HgCl}_4]$, $\text{K}_2[\text{HgBr}_4]$ или $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, комплексный анион более устойчив. Напишите название этого комплексного соединения. Увеличивается или уменьшается прочность комплексных соединений ртути (II) с увеличением радиуса анионов-лигандов: $r(\text{Cl}^-) < r(\text{Br}^-) < r(\text{I}^-)$?

4. В 100 мл 1 М раствора этилендиамина растворили 0,281 г кристаллогидрата $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов кобальта в полученном растворе $[\text{Co}(\text{en})_3]\text{SO}_4$.

5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы в бромиде диаминмеди(I).

Вариант 7

1. Сколько донорных атомов в молекуле или ионе монодентатного лиганда?

2. Напишите химическую формулу комплексного соединения, которое называется тетранитродиаминкобальтат (III) калия и определите координационное число комплексобразователя, учитывая, что в этом комплексном соединении нитрит-ион – монодентатный лиганд.

3. На основании числовых значений констант устойчивости определите, в каком из соединений, $[\text{Fe}(\text{en})_3]\text{SO}_4$, $[\text{Co}(\text{en})_3]\text{SO}_4$ или $[\text{Ni}(\text{en})_3]\text{SO}_4$, комплексный катион более устойчив. Напишите название этого комплексного соединения. Увеличивается или уменьшается с ростом ионного радиуса прочность комплексных соединений

элементов семейства железа, в которых лигандами служат молекулы этилендиамина? Ионные радиусы имеют следующие значения: $r_{\text{ион}}(\text{Fe}^{2+}) = 75 \text{ пм}$, $r_{\text{ион}}(\text{Co}^{2+}) = 79 \text{ пм}$, $r_{\text{ион}}(\text{Ni}^{2+}) = 83 \text{ пм}$.

4. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов меди (II) в 0,005 М растворе тетраakis(изотиоцианато)купрата (II) натрия с избыточной концентрацией тиоцианата натрия, равной 0,1 моль/л.

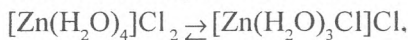
5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы тетрахлоромеркурата(II) калия.

Вариант 8

1. Как называют лиганды, содержащие два или более донорных атомов?

2. В соответствии с правилами ИЮПАК составьте название комплексного соединения $\text{Na}[\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})(\text{OH})_5]$. Определите координационное число комплексообразователя и геометрическую форму внутренней координационной сферы.

3. На основании числовых значений констант устойчивости определите, в каком направлении смещено равновесие в системе:



4. К 20 мл 0,2 М раствора этилендиамина прибавили 20 мл 0,01 М раствора сульфата железа (II). Вычислите концентрацию гидратированных катионов Fe^{2+} в полученном растворе сульфата трис(этилендиамин)железа (II).

5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы в гексафтороалюминате(III) натрия.

Вариант 9

1. Как называют комплексы с макроциклическими лигандами – криптандами?

2. Для нанесения гальванических покрытий платиной используют электролит, в состав которого входит гексагидроксоплатинат (IV) натрия. Напишите химическую формулу этого комплексного соединения.

3. На основании числовых значений констант устойчивости определите, в каком из соединений, $[\text{Co}(\text{en})_3]\text{SO}_4$ или $[\text{Co}(\text{en})_3]_2(\text{SO}_4)_3$, комплексный анион более устойчив. Напишите название этого комплексного соединения. Увеличивается или уменьшается устойчивость комплексных соединений с ростом заряда иона-комплексообразователя?

4. В 100 мл 0,9 М раствора тиосульфата натрия растворили 0,167 г кристаллогидрата $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Вычислите равновесную

концентрацию гидратированных катионов ртути (II) в полученном растворе $\text{Na}_6[\text{Hg}(\text{S}_2\text{O}_3)_4]$.

5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы тетрацианокадмата(II) калия.

Вариант 10

1. На рис. 13.4 учебника изображена структура комплексного соединения, в котором лигандом служит макроциклический лиганд - криптанд. Определите дентатность этого лиганда.

2. В соответствии с правилами ИЮПАК составьте название комплексного соединения $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

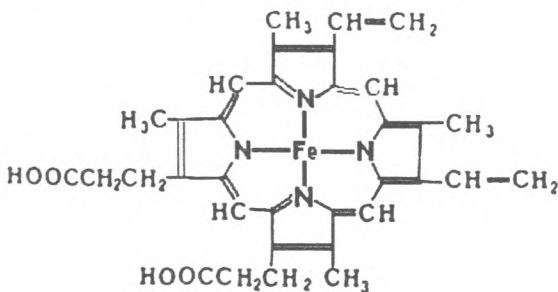
3. На основании числовых значений констант устойчивости определите, в каком из соединений, $\text{K}[\text{CuCl}_2]$, $\text{K}[\text{CuBr}_2]$ или $\text{K}[\text{CuI}_2]$, комплексный анион более устойчив. Напишите название этого комплексного соединения. Увеличивается или уменьшается прочность комплексных соединений меди (I) с увеличением радиуса анионов-лигандов: $r(\text{Cl}^-) < r(\text{Br}^-) < r(\text{I}^-)$?

4. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов свинца (II) в 0,002 М растворе тригидроксоплюмбата (II) натрия с избыточной концентрацией гидроксида натрия, равной 0,2 моль/л.

5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы в тетрацианоцинкате(II) натрия.

Вариант 11

1. В переносе кислорода от органов дыхания к тканям почти у всех позвоночных и у большинства беспозвоночных животных участвует комплексное соединение железа (II) – гем, входящий в состав гемоглобина. Определите дентатность макроциклического лиганда гема:



2. Напишите химическую формулу комплексного соединения, которое называется бис(изотиоцианато)тетраамминникель (II) и укажите заряд внутренней координационной сферы.

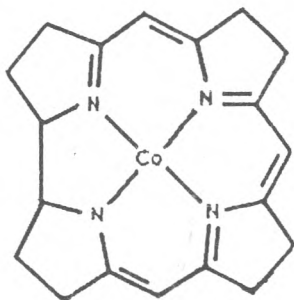
3. На основании числовых значений констант устойчивости определите, в каком из соединений, $K_2[ZnCl_4]$, $K_2[CdCl_4]$ или $K_2[HgCl_4]$, комплексный анион более устойчив. Напишите название этого комплексного соединения. Увеличивается или уменьшается с ростом ионного радиуса прочность комплексных соединений элементов ПБ-подгруппы, в которых лигандами служат хлорид-ионы? Ионные радиусы имеют следующие значения: $r_{\text{ион}}(Zn^{2+}) = 74 \text{ пм}$, $r_{\text{ион}}(Cd^{2+}) = 92 \text{ пм}$, $r_{\text{ион}}(Hg^{2+}) = 110 \text{ пм}$.

4. К 15 мл 0,15 М раствора оксалата натрия прибавили 15 мл 0,008 М раствора сульфата железа (II). Вычислите концентрацию гидратированных катионов Fe^{2+} в полученном растворе $K_4[Fe(ox)_3]$.

5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы гексабромоталлата(III) калия.

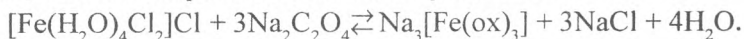
Вариант 12

1. В структуре витамина B_{12} присутствует корриновый лиганд, образующий донорно-акцепторные связи с катионом кобальта. Определите дентатность этого лиганда:



2. В соответствии с правилами ИЮПАК составьте название комплексного соединения $[Cr(CO)_6]$. Определите степень окисления комплексообразователя.

3. На основании числовых значений констант устойчивости определите, в каком направлении смещено равновесие в системе:

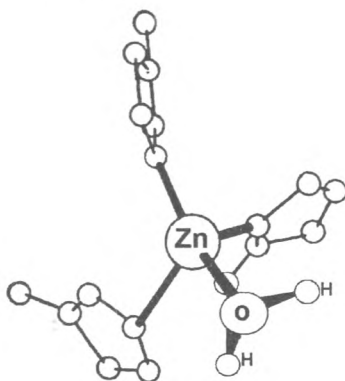


4. В 50 мл 1 М раствора тиосульфата натрия растворили 0,116 г оксида серебра (I). Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов серебра в полученном растворе $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]$.

5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы тетраодоплюмбата(II) калия.

Вариант 13

1. Активный центр фермента карбоангидразы, которая катализирует процесс превращения диоксида углерода в гидрокарбонат-ионы, представляет собой комплексное соединение, в котором комплексообразователем служит катион цинка Zn^{2+} . Определите координационное число и тип гибридизации электронных орбиталей комплексообразователя в этом комплексе:



2. Напишите химическую формулу комплексного соединения, которое называется этилендиаминтетраацетатодиакваантанат (III) калия и определите координационное число комплексообразователя. Является ли данное координационное число распространенным?

3. На основании числовых значений констант устойчивости определите, в каком из соединений, $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]_2\text{SO}_4$ или $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]\text{SO}_4$, комплексный катион более устойчив. Напишите название этого комплексного соединения. Увеличивается или уменьшается устойчивость комплексов с ростом заряда иона-комплексобразователя?

4. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов серебра в растворе, содержащем 0,02 моль/л катионов диамминсеребра (I) и 0,2 моль/л аммиака.

5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы тетрабромоаурата(І) калия.

Вариант 14

1. Как называются комплексы, способные к быстрому обмену лигандами?

2. В соответствии с правилами ИЮПАК составьте название комплексного соединения $K_4[V(CN)_7]$, в котором комплексный анион имеет форму пентагональной бипирамиды. Являются ли обычными координационное число комплексообразователя и геометрическая форма внутренней координационной сферы, которые имеют место в данном комплексном соединении?

3. Пользуясь числовым значением общей константы устойчивости для гексафтороалюминат(III)-иона, вычислите числовое значение общей константы нестойкости для этого комплексного аниона.

4. К 40 мл 0,2 М раствора тиоцианата натрия прибавили 40 мл 0,01 М раствора нитрата серебра. Вычислите концентрацию гидратированных катионов Ag^+ в полученном растворе бис(изотиоцианато)аргентата (І) натрия.

5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы в тетрагидроксоцинкате(II) натрия.

Вариант 15

1. На рис. 13.2 в учебника изображена структура внутренней координационной сферы комплексного соединения, в котором лигандом служит диэтилентриамин. Из скольких атомов состоит каждый из двух показанных на рисунке хелатных циклов этого комплекса?

2. Напишите химическую формулу октацианомолибдата (V) калия, внутренняя координационная сфера которого имеет форму додекаэдра. Являются ли распространенными координационное число и геометрическая форма внутренней координационной сферы, имеющие место в этом комплексном соединении.

3. На основании числовых значений констант устойчивости определите, в каком из соединений, $K[CuBr_2]$, $K[AgBr_2]$ или $K[AuBr_2]$, комплексный анион менее устойчив. Напишите название этого комплексного соединения. Увеличивается или уменьшается с ростом ионного радиуса прочность комплексных соединений элементов ІВ-подгруппы, в которых лигандами служат бромид-ионы? Ионные радиусы имеют следующие значения: $r_{\text{ион}}(Cu^+) = 60 \text{ пм}$, $r_{\text{ион}}(Ag^+) = 81 \text{ пм}$, $r_{\text{ион}}(Au^+) = 97 \text{ пм}$.

4. В 200 мл 1 М раствора фторида натрия растворили 0,135 г кристаллогидрата $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов железа (III) в полученном растворе $\text{Na}_2[\text{FeF}_5]$.

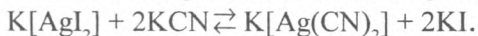
5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы тетрацианомеркурата(II) натрия.

Вариант 16

1. Как называется повышенная устойчивость комплексных соединений с полидентатными лигандами?

2. В соответствии с правилами ИЮПАК составьте название комплексного соединения $[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$.

3. На основании числовых значений констант устойчивости определите, в каком направлении смещено равновесие в системе:



4. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов Hg^{2+} в растворе, содержащем 0,025 моль/л тетрабромомеркурата (II) калия и 0,1 моль/л бромида калия.

5. Определите геометрическую форму комплексного катиона и тип гибридизации электронных орбиталей комплексообразователя в сульфате тетраамминкадмия(II).

Вариант 17

1. Как называются комплексы, которые чрезвычайно медленно обмениваются лигандами с раствором?

2. Напишите химическую формулу комплексного соединения, которое называется хлорид нитропентаамминкобальта (III) и определите координационное число комплексообразователя, учитывая, что в этом комплексном соединении нитрит-ион – монодентатный лиганд.

3. На основании числовых значений констант устойчивости определите, в каком из соединений, $\text{Na}_3[\text{Cu}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]$ или $\text{Na}_4[\text{Cu}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]$, комплексный анион более устойчив. Напишите название этого комплексного соединения. (Тиосульфат-ион в качестве лиганда называется тиосульфато). Увеличивается или уменьшается устойчивость комплексов с ростом заряда иона-комплексообразователя?

4. К 80 мл 0,5 М раствора бромида калия прибавили 80 мл 0,01 М раствора нитрата серебра. Вычислите концентрацию гидратированных катионов Ag^+ в полученном растворе $\text{K}_3[\text{AgBr}_4]$.

5. Определите геометрическую форму комплексного аниона в гексагидроксостаннате(IV) натрия.

Вариант 18

1. Как называют константы равновесия каждой из ступеней образования комплексного соединения?

2. Для гальванического золочения используют электролит, в состав которого входит $K[Au(CN)_2]$. Составьте название этого комплексного соединения в соответствии с правилами ИЮПАК, определите координационное число комплексообразователя и геометрическую форму внутренней координационной сферы.

3. Пользуясь числовым значением общей константы устойчивости для тетрахлоферрат(III)-иона, вычислите числовое значение общей константы нестойкости для этого комплексного аниона. Устойчиво ли это соединение в водном растворе?

4. В 100 мл 1 М раствора тиоцианата калия растворили 0,17 г нитрата серебра. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов серебра в полученном растворе $K[Ag(NCS)_2]$.

5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы в гексаиодовисмутате(III) натрия.

Вариант 19

1. Как называют координационные сферы с несколькими центральными атомами или ионами?

2. Напишите химическую формулу диоксалатокупрата (II) натрия и определите координационное число комплексообразователя.

3. Для многих лигандов справедлив ряд Ирвинга-Вильямса:



в котором двухзарядные катионы расположены в порядке возрастания устойчивости их комплексов. Проверьте, справедлив ли ряд Ирвинга-Вильямса в отношении комплексных анионов следующих соединений: $K_4[Fe(ox)_3]$, $K_4[Co(ox)_3]$ и $K_4[Ni(ox)_3]$. Напишите название того комплексного соединения, в состав которого входит наиболее устойчивый комплексный анион.

4. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов Ni^{2+} в растворе, содержащем 0,05 моль/л катионов трис(этилендиамин)никеля (II) и 1 моль/л этилендиамина.

5. Определите геометрическую форму комплексного катиона в сульфате гексаамминкобальта(II).

Вариант 20

1. На рис. 13.3 а учебника изображена структура комплексного соединения, в котором лигандом служит циклический тетраэтилен-тетраамин. Определите дентатность этого лиганда.

2. В соответствии с правилами ИЮПАК составьте название комплексного соединения $\text{Na}_2[\text{CuCl}_4]$.

3. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции, которую используют для получения палладиевых покрытий:



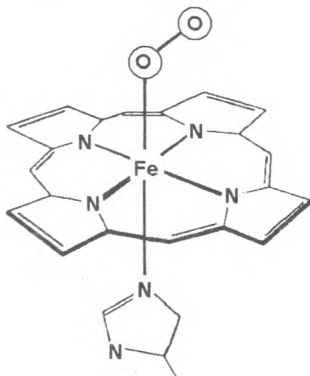
Подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов и вычислите молярную массу эквивалента окислителя.

4. К 30 мл 0,1 М раствора оксалата натрия прибавили 30 мл 0,01 М раствора сульфата кобальта (II). Вычислите концентрацию гидратированных катионов Co^{2+} в полученном растворе $\text{Na}_4[\text{Co}(\text{ox})_3]$.

5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы в гексагидроксогаллате(III) натрия.

Вариант 21

1. В переносе кислорода от органов дыхания к тканям почти у всех позвоночных и у большинства беспозвоночных животных участвует комплексное соединение железа (II) – гем, входящий в состав гемоглобина. Определите координационное число иона-комплексобразователя Fe^{2+} в геме гемоглобина, связавшем молекулу кислорода. (Ниже плоскости макроциклического лиганда показана связь, которую катион железа (II) образует с другим лигандом – белком глобином).



2. Напишите химическую формулу комплексного соединения, которое называется тетракис(изотиоцианато)диамминхромат (III) калия и укажите координационное число комплексообразователя.

3. На основании числовых значений констант устойчивости определите, в каком из соединений, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ или $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, комплексный катион более устойчив. Напишите название этого комплексного соединения. Увеличивается или уменьшается устойчивость комплексов с ростом заряда иона-комплексообразователя?

4. В 50 мл 2 М раствора этилендиамина растворили 0,259 г кристаллогидрата $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов цинка в полученном растворе $[\text{Zn}(\text{en})_3]\text{SO}_4$.

5. Определите геометрическую форму комплексного аниона в тетранитромеркурате(II) калия.

Вариант 22

1. В качестве противоопухолевого препарата при лечении рака применяли комплексное соединение платины $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$. Определите координационное число и заряд иона-комплексообразователя в этом комплексном соединении.

2. В соответствии с правилами ИЮПАК составьте название комплексного соединения $[\text{Os}(\text{CO})_5]$. Определите степень окисления комплексообразователя.

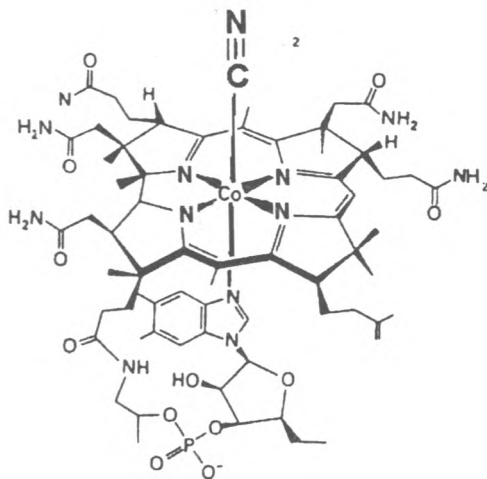
3. Пользуясь числовым значением общей константы устойчивости для катионов гексаамминкобальта(III), вычислите числовое значение общей константы нестойкости для этого комплексного катиона. Устойчив ли он в водном растворе?

4. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов Zn^{2+} в растворе, содержащем 0,01 моль/л тетрацианоцинката (II) натрия и 0,1 моль/л цианида натрия.

5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы в дииндоаргентате(I) натрия.

Вариант 23

1. Определите координационное число иона-комплексообразователя в лекарственной форме витамина B_{12} – цианокобаламине, который применяют для лечения злокачественной анемии:



2. Напишите химическую формулу комплексного соединения, которое называется этилендиаминтетраацетатомоноакваферрат (III) рубидия и определите координационное число комплексообразователя. Является ли данное координационное число распространенным?

3. Для многих лигандов справедлив ряд Ирвинга-Вильямса:



в котором двухзарядные катионы расположены в порядке возрастания устойчивости их комплексов. Проверьте, справедлив ли ряд Ирвинга-Вильямса в отношении комплексных катионов следующих соединений: $[\text{Ba}(\text{H}_2\text{O})_5\text{NO}_3]\text{NO}_3$, $[\text{Sr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{NO}_3]\text{NO}_3$ и $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_5\text{NO}_3]\text{NO}_3$. Напишите название того комплексного соединения, в состав которого входит наиболее устойчивый комплексный катион. Нитрат-ион в качестве лиганда называется нитрато.

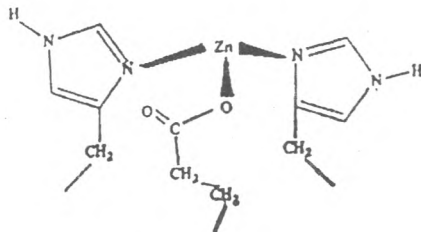
4. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов меди (II) в растворе, в 1 л которого содержится 0,005 моль анионов $[\text{Cu}(\text{P}_2\text{O}_7)_2]^{6-}$ и 0,05 моль пиродифосфата натрия $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$.

5. Определите геометрическую форму комплексного аниона в гексабромовисмутате(III) натрия.

Вариант 24

1. Активный центр фермента поджелудочной железы млекопитающих карбоксипептидазы А, которая отщепляет концевую аминокислоту от белковой цепи при гидролизе, представляет собой комплексное соединение, в котором комплексообразователем служит катион

цинка Zn^{2+} . Определите координационное число комплексообразователя в этом комплексе:



2. В соответствии с правилами ИЮПАК составьте название комплексного соединения $[Co(en)_2Cl_2]Cl$. Определите координационное число комплексообразователя.

3. На основании числовых значений констант устойчивости определите, в каком направлении смещено равновесие в водном растворе хлорида хрома (III):



4. В 200 мл 0,5 М раствора оксалата натрия растворили 0,278 г кристаллогидрата $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов железа (II) в полученном растворе $Na_4[Fe(ox)_3]$.

5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы в тетрагидроксобериллате(II) натрия.

Вариант 25

1. На рис. 13.2 д учебника изображена структура внутренней координационной сферы комплексного соединения, в котором лигандом служит анион аминокислоты гистидина. Из скольких атомов состоит тот из двух показанных на рисунке хелатных циклов этого комплекса, в состав которого входят два атома азота?

2. Напишите химическую формулу комплексного соединения, которое называется октациановольфрамат (V) калия, и определите координационное число комплексообразователя. Является ли данное координационное число распространенным?

3. На основании числовых значений констант устойчивости определите, в каком из соединений, $K_3[TiCl_4]$ или $K[TiCl_4]$, комплексный анион более устойчив. Напишите название этого комплексного соединения. Увеличивается или уменьшается устойчивость комплексных соединений с ростом заряда иона-комплексообразователя?

4. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов Cu^{2+} в растворе, содержащем 0,002 моль/л диоксалатокупрата (II) натрия и 0,02 моль/л оксалата натрия.

5. Определите геометрическую форму комплексного катиона в сульфате тетраамминцинка(II).

Вариант 26

1. Под каким названием объединяют лиганды, которые могут занимать одно координационное место у центрального атома-комплексобразователя?

2. В соответствии с правилами ИЮПАК составьте название комплексного соединения $\text{Na}[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]$. Определите координационное число комплексобразователя и геометрическую форму внутренней координационной сферы.

3. Пользуясь числовым значением общей константы устойчивости для тетрафторобериллат(II)-иона, вычислите числовое значение общей константы нестойкости для этого комплексного аниона. Устойчив ли он в водном растворе?

4. К 100 мл 2 М раствора аммиака прибавили 100 мл 0,2 М раствора сульфата никеля. Вычислите концентрацию гидратированных катионов Ni^{2+} в полученном растворе $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{4+}$.

5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы в нитрате тетраамминртути(II).

Вариант 27

1. Чему равна дентатность оксалат-ионов и этилендиамина?

2. Напишите химическую формулу комплексного соединения, которое называется гексанитрокупрат (II) свинца(II)-калия и определите заряд внутренней координационной сферы.

3. Для многих лигандов справедлив ряд Ирвинга-Вильямса:



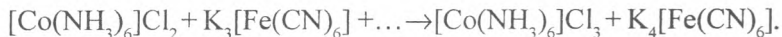
в котором двухзарядные катионы расположены в порядке возрастания устойчивости их комплексов. Проверьте, справедлив ли ряд Ирвинга-Вильямса в отношении комплексных катионов следующих соединений: $[\text{Ba}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]\text{Cl}$, $[\text{Sr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]\text{Cl}$ и $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]\text{Cl}$. Напишите название того комплексного соединения, в состав которого входит наиболее устойчивый комплексный катион.

4. В 200 мл 1 М раствора аммиака растворили 0,25 г медного купороса. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов меди в полученном растворе $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

5. Определите геометрическую форму комплексного аниона в тетракис(тиоцианато)меркурате(II) калия.

Вариант 28

1. Чему равна дентатность этилендиаминтетраацетат-иона?
2. В соответствии с правилами ИЮПАК составьте название комплексного соединения $K_2[Hg(SCN)_4]$. Определите тип гибридизации электронных орбиталей комплексообразователя и геометрическую форму внутренней координационной сферы.
3. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции и подсчитайте сумму стехиометрических коэффициентов и э.д.с.:



4. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов Cd^{2+} в растворе, содержащем 0,005 моль/л катионов трис(этилендиамин)кадмия (II) и 0,05 моль/л этилендиамина.
5. Укажите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую конфигурацию внутренней координационной сферы в дицианоaurate(I) натрия.

Вариант 29

1. Как называют во внутренней координационной сфере циклические группировки атомов, которые состоят из полидентатного лиганда и атома металла-комплексообразователя?
2. Напишите химическую формулу пентагидроксоаквастанната (IV) натрия и определите координационное число комплексообразователя.
3. Пользуясь числовым значением общей константы устойчивости для триоксалаатоалюминат(III)-иона, вычислите числовое значение общей константы нестойкости для этого комплексного аниона. Устойчив ли он в водном растворе?
4. К 100 мл 2 М раствора этилендиамина прибавили 100 мл 0,2 М раствора сульфата никеля. Вычислите концентрацию гидратированных катионов Ni^{2+} в полученном растворе.
5. Определите геометрическую форму комплексного аниона в гексахлоровисмутате(III) натрия.

Вариант 30

1. На рис. 13.3 в учебника изображена структура комплексного соединения, в котором лигандом служит циклический полиэфир 18-краун-6. Определите дентатность этого лиганда.

2. В соответствии с правилами ИЮПАК составьте название комплексного соединения $\text{Na}_4[\text{Zr}(\text{ox})_4]$. Определите координационное число комплексообразователя. Является ли это координационное число распространенным?

3. Пользуясь числовым значением общей константы устойчивости для бис(тиосульфато)цинкат(II)-иона, вычислите числовое значение общей константы нестойкости для этого комплексного аниона. Устойчив ли он в водном растворе?

4. В 100 мл 1 М раствора гидроксида натрия растворили 0,27 г металлического алюминия. Вычислите равновесную концентрацию гидратированных катионов алюминия в полученном растворе $\text{Na}[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]$.

5. Определите геометрическую форму комплексного катиона и тип гибридизации электронных орбиталей комплексообразователя в бромиде диамминмеди(I).

СЛОВАРЬ ОСНОВНЫХ ТЕРМИНОВ И ОПРЕДЕЛЕНИЙ

- Аквакомплексы** – комплексные соединения, в состав внутренней координационной сферы которых в качестве лигандов входят молекулы воды.
- Активированный комплекс** – геометрическая конфигурация химической системы, соответствующая седловой точке на поверхности потенциальной энергии и определяющая скорость химической реакции.
- Актиноиды** – четырнадцать *f*-элементов, следующих за актинием в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева.
- Акцептор** – частица, предоставляющая вакантные орбитали при образовании ковалентной химической связи по донорно-акцепторному механизму.
- Алмаз** – аллотропная модификация углерода.
- Алюмосиликаты** – природные и синтетические силикаты, содержащие в составе сложных анионов алюминий и кремний.
- Амальгамы** – сплавы металлов с ртутью.
- Аммиак** – NH_3 , бесцветный газ с резким запахом.
- Аммония катион** – NH_4^+ .
- Аниониты** – сетчатые синтетические полимеры, способные к обмену анионов при контакте с растворами электролитов.
- Апатит** – минерал класса фосфатов с общей формулой $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_3\text{X}$, где $\text{X} = \text{F}^-$, реже Cl^- , OH^- , CO_3^{2-} , O^{2-} .
- Арсенаты** – соли мышьяковой кислоты.
- Арсениты** – соли мышьяковистой кислоты.
- Арсин** – AsH_3 , газ без цвета и запаха.
- Ацетилениды** – карбиды, содержащие двухатомные анионы C_2^{2-} .
- Бораты** – соли борных кислот.
- Броматы** – соли бромноватой кислоты.
- Бромиды** – 1) бинарные соединения брома, в которых электроотрицательность брома больше, чем у второго элемента, входящего в состав этого соединения; 2) соли бромоводородной кислоты.
- Бура** – декагидрат тетрабората натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.
- Буферная емкость** – количество эквивалента (моль) сильной кислоты или сильного основания, которое нужно прибавить к 1 л буферного раствора, чтобы изменить его pH на единицу.
- Буферные растворы** – растворы, поддерживающие определенную концентрацию катионов водорода (pH) при разбавлении или незначительно изменяющие ее при добавлении небольших количеств сильных кислот и оснований.

Валентность – число химических связей, которое может образовать атом элемента.

Валентные углы – углы между связями.

Висмутиды – бинарные соединения висмута, в которых электроотрицательность висмута больше, чем у второго элемента, входящего в состав этого соединения.

Висмутин – BiH_3 , бесцветный газ с резким запахом.

Водородный показатель – отрицательный десятичный логарифм концентрации катионов водорода в растворе.

Галит – минерал (каменная соль), NaCl .

Галогениды – бинарные соединения галогенов, в которых электроотрицательность галогена больше, чем у второго элемента, входящего в состав этого соединения.

Гексафтороалюминаты – комплексные соли, кристаллические решетки которых содержат гексафтороалюминат-ионы $[\text{AlF}_6]^{3-}$.

Гексафторофосфаты – соли гексафторофосфорной кислоты.

Гексафторосиликаты – соли гексафторокремниевой кислоты.

Гетерогенные реакции – реакции, которые осуществляются на поверхности твердого вещества, взаимодействующего с жидкостью или газом, или на поверхности жидкости, реагирующей с газом.

Гибридизация электронных орбиталей – смешивание атомных орбиталей и выравнивание их по форме и по энергии.

Гиббсит – кристаллическая модификация гидроксида алюминия.

Гигроскопичность – способность веществ поглощать влагу из воздуха.

Гидразин – N_2H_4 , бесцветная, дымящая на воздухе жидкость.

Гидраргиллит – кристаллическая модификация гидроксида алюминия, то же, что и моноклинный гиббсит.

Гидратация – взаимодействие веществ с молекулами воды.

Гидриды – бинарные соединения водорода, в которых электроотрицательность водорода больше, чем у второго элемента, входящего в состав этого соединения.

Гидродифториды – соли фтороводородной кислоты, содержащие гидродифторид-ионы HF_2^- .

Гидроксид

- алюминия – $\text{Al}(\text{OH})_3$, амфотерное основание, студенистое, белое, малорастворимое вещество;
- аммония – водный раствор аммиака, имеющий свойства слабого основания, приписывают формулу NH_4OH ;
- бария – $\text{Ba}(\text{OH})_2$, сильное основание;
- бериллия – $\text{Be}(\text{OH})_2$, амфотерное основание;
- ванадия(III) – $\text{V}(\text{OH})_3$, слабое основание, сильный восстановитель;

- висмута - $\text{Bi}(\text{OH})_3$, слабое основание;
- галлия - $\text{Ga}(\text{OH})_3$, слабое амфотерное основание;
- железа(II) - $\text{Fe}(\text{OH})_2$, амфотерное основание с преобладанием основных свойств;
- железа(III) - $\text{Fe}(\text{OH})_3$, слабое амфотерное основание с преобладанием основных свойств;
- индия $\text{In}(\text{OH})_3$, амфотерное основание;
- кадмия $\text{Cd}(\text{OH})_2$, амфотерное основание;
- калия KOH , сильное основание;
- кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$, сильное основание по первой ступени диссоциации;
- кобальта(II), амфотерное основание;
- лития LiOH , сильное основание;
- магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$, слабое основание;
- марганца(II) $\text{Mn}(\text{OH})_2$, слабое амфотерное основание;
- меди(II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, амфотерное основание;
- натрия NaOH , сильное основание;
- никеля(II) $\text{Ni}(\text{OH})_2$, слабое основание;
- рубидия RbOH , сильное основание;
- свинца $\text{Pb}(\text{OH})_2$, амфотерное основание;
- стронция $\text{Sr}(\text{OH})_2$, сильное основание;
- сурьмы $\text{Sb}(\text{OH})_3$, слабое амфотерное основание;
- таллия(I) TlOH , сильное основание;
- хрома(III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$, амфотерное основание;
- цезия CsOH , сильное основание;
- цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$, амфотерное основание.

Гидрокарбонаты – кислые соли угольной кислоты.

Гидроксилламин – NH_2OH , бесцветное кристаллическое вещество, слабое основание.

Гидроксильный показатель – отрицательный десятичный логарифм концентрации гидроксид-ионов в растворе.

Гидролиз – взаимодействие ионов соли, приводящее к образованию слабой кислоты и/или слабого основания.

Гидросульфаты – кислые соли серной кислоты.

Гидросульфиды – кислые соли сероводородной кислоты.

Гидрофосфаты – кислые двузамещенные соли фосфорной кислоты.

Гипонитриты – средние соли азотноватистой кислоты.

Гипохлориты – соли хлорноватистой кислоты.

Гипофосфиты – соли фосфорноватистой кислоты.

Гипс – дигидрат сульфата кальция.

Глауберова соль – декагидрат сульфата натрия (мирабилит).

Глинозем – оксид алюминия.

Глины – осадочные горные породы.

Гомогенные реакции – реакции, которые протекают равномерно во всем объеме жидкого раствора или газовой смеси.

Графит – аллотропная модификация углерода.

Гремучий газ – газовая смесь, состоящая из двух объемов водорода и одного объема кислорода.

Дейтерий – изотоп водорода.

Дентатность – число химических связей, образуемых лигандом с комплексообразователем.

Десиканты – химические средства, предназначенные для предуборочного высушивания наземных частей растений.

Дефолианты – химические средства, предназначенные для ускорения опадения листьев и раскрытия коробочек хлопка.

Диаспор – кристаллическая модификация гидроксида алюминия.

Диборан – простейшее из бинарных соединений бора с водородом.

Дигидрофосфаты – кислые однозамещенные соли фосфорной кислоты.

Дипольный момент электрический – произведение положительного заряда диполя на расстояние между зарядами, векторная величина, направлен от отрицательного полюса диполя к положительному.

Диспропорционирование – окислительно-восстановительный процесс, в котором происходит одновременное увеличение и уменьшение степени окисления атомов одного и того же элемента.

Дихроматы – соли дихромовой кислоты.

Дициан – C_2N_2 , бинарное соединение углерода с азотом.

Длина связи – расстояние между ядрами атомов, образующих данную связь.

Добавки кормовые – химические или биологические препараты, вводимые в небольших количествах в рационы сельскохозяйственных животных для более полного удовлетворения их потребностей в питательных, минеральных и биологически активных веществах.

Доломит – минерал, двойная соль, карбонат магния и кальция.

Донор – атом, молекула или ион, предоставляющие в общее распоряжение электронную пару при образовании ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму.

Железный купорос – гептагидрат сульфата железа.

Известняк – горная порода, образованная минералом кальцитом, карбонатом кальция.

Индикаторы кислотно-основные – вещества, изменяющие окраску в зависимости от pH раствора.

Инертные газы – устаревшее название благородных газов, элементов VIIIA-подгруппы.

Инсектициды – химические средства борьбы с насекомыми.

Иодаты – соли иодноватой кислоты.

Иодиды – соли иодоводородной кислоты.

Иодоводород – газ, бинарное соединения иода и водорода.

Ионная сила – полусумма произведений концентраций каждого из сортов ионов, присутствующих в растворе, на квадрат заряда иона данного сорта.

Ионный обмен – обратимая химическая реакция обмена ионами между твердым веществом – ионообменником (ионитом) и раствором электролита.

Ионофоры – макроциклические лиганды, способные переносить катионы через биологические мембраны.

Каинит – минерал, $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$.

Калимагнезия – калийное удобрение, $K_2SO_4 \cdot MgSO_4$.

Каломель – Hg_2Cl_2 .

Кальцит – минерал $CaCO_3$.

Каолинит – минерал $Al_2[Si_2O_5](OH)_4$.

Карбамид – амид угольной кислоты.

Карбиды – бинарные соединения углерода, в которых электроотрицательность углерода больше, чем у второго элемента, входящего в состав этого соединения.

Карбин – аллотропная модификация углерода.

Карбонаты – соли угольной кислоты.

Карбонилы – комплексные соединения, в которых лигандами служат молекулы монооксида углерода CO.

Карборунд – карбид кремния SiC.

Карналлит – $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$

Катализ – повышение скорости реакции под влиянием катализатора.

Катализатор – нерасходуемый реагент, увеличивающий скорость реакции.

Катиониты – сетчатые синтетические полимеры, способные к обмену катионов при контакте с растворами электролитов.

Кварц – минерал, диоксид кремния.

Квасцы – кристаллогидраты двойных сульфатов, содержащих одно- и трехзарядные катионы.

Кернит – минерал, $Na_2B_4O_7 \cdot 4H_2O$.

Киноварь – HgS .

Кислота

- азотистая HNO_2 ;
- азотная HNO_3 ;
- азотноватистая $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$;
- борная H_3BO_3 ;
- бромноватая HBrO_3 ;
- бромноватистая HOBr ;
- бромоводородная HBr ;
- гексафторокремниевая $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$;
- гексафторофосфорная $\text{H}[\text{PF}_6]$;
- германиевая H_2GeO_2 ;
- дифосфорная $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_{10}$;
- дихромовая – $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;
- иодная H_5IO_6 ;
- иодноватая HIO_3 ;
- иодноватистая HOI ;
- иодоводородная HI ;
- марганцовая HMnO_4 ;
- метаборная HBO_2 (простейшая формула);
- метамышьяковистая HAsO_2 ;
- ортокремниевая H_4SiO_4 ;
- ортомышьяковая H_3AsO_4 ;
- ортомышьяковистая H_3AsO_3 ;
- ортотеллуровая H_6TeO_6 ;
- ортофосфорная H_3PO_4 ;
- пироксерная $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$;
- пирофосфорная $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$;
- плавиковая HF , то же, что фтороводородная;
- селенистая H_2SeO_3 ;
- селеновая H_2SeO_4 ;
- селеноводородная H_2Se ;
- серная H_2SO_4 ;
- сернистая H_2SO_3 , выделить из водных растворов не удастся;
- сероводородная H_2S ;
- синильная HCN , то же, что циановодородная;
- соляная HCl , то же, что хлороводородная;
- суперфосфорная, то же, что фосфолеум – равновесная система, в состав которой наряду с ортофосфорной входят конденсированные фосфорные кислоты;
- теллуристая H_2TeO_3 (в свободном виде не существует);
- теллуроводородная H_2Te ;

- тетраборная $H_2B_4O_7$ (в свободном виде не существует),
- тиосерная $H_2S_2O_3$,
- тиоугольная H_2CS_3 ,
- тиоциановая $HNCS$,
- трисерная $H_2S_3O_{10}$,
- триметафосфорная $H_3P_3O_9$,
- трифосфорная $H_5P_3O_{10}$,
- трициклофосфорная $H_3P_3O_3$, то же, что триметафосфорная,
- угольная H_2CO_3 ,
- фосфористая H_3PO_3 ,
- фосфорная H_3PO_4 , то же, что ортфосфорная,
- фосфорноватистая H_3PO_2 ,
- фтороводородная HF ,
- хлористая $HClO_2$,
- хлорная $HClO_4$,
- хлорноватая $HClO_3$,
- хлорноватистая $HOCl$,
- хлороводородная HCl ,
- хромовая H_2CrO_4 ,
- циановодородная HCN .

Кларк – число, выражающее среднее содержание химического элемента на Земле в целом, в каждой из геосфер в отдельности, а также в живом веществе.

Концентрация молярная – отношение количества вещества В (моль), содержащегося в растворе, к объему этого раствора.

Корунд – минерал, Al_2O_3 .

Коферменты – небольшие небелковые молекулы или катионы металлов калия, магния, марганца, меди, железа и никеля, необходимые для осуществления каталитического действия активного центра фермента.

Коэффициенты

- активности – частное от деления активности на концентрацию;
- стехиометрические – числа, стоящие перед формулами веществ в уравнениях реакций.

Краун-эфиры – синтетические макроциклические полиэфирные лиганды.

Кремнезем – диоксид кремния SiO_2 .

Криолит – минерал, $Na_3[AlF_6]$.

Криптандалы – макроциклы, имеющие структуру «корзины» или «клетки».

Криптандалы – комплексные соединения, в которых роль лиганда играют криптандалы.

Кристаллогидраты – кристаллические вещества, в которых на каждый атом, молекулы или ион приходится строго определенное число молекул воды.

Кристаллы – твердые тела, атомы, молекулы или ионы которых образуют упорядоченную структуру – кристаллическую решетку;

- ионные – кристаллы, в узлах кристаллической решетки которых чередуются катионы и анионы;
- металлические – кристаллы, в узлах кристаллической решетки которых находятся атомы металлов;
- молекулярные - кристаллы, в узлах кристаллической решетки которых находятся электронейтральные молекулы.

Купоросы – кристаллогидраты сульфатов некоторых тяжелых металлов.

Лангбейнит – минерал, $K_2SO_4 \cdot 2MgSO_4$.

Лантаноидное сжатие – уменьшение металлических и ионных радиусов лантаноидов с ростом атомного номера.

Лантаноиды – четырнадцать *f*-элементов, следующих за лантаном в периодической системе Д.И. Менделеева.

Ле Шателье принцип – если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, производится внешнее воздействие, то равновесие смещается в сторону той из двух противоположных реакций, которая ослабляет последствия этого воздействия.

Лиганды – молекулы или ионы, непосредственно связанные с комплексообразователем в составе внеутренней координационной сферы комплексного соединения.

Лимитирующая стадия – медленная стадия химической реакции, определяющая ее скорость.

Лонсдейлит – аллотропная модификация углерода.

Магнетит – минерал, Fe_3O_4 .

Магнитный железняк – минерал, Fe_3O_4 , то же, что магнетит;

Малахит – минерал, $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$.

Манганит – минерал, $MnO(OH)$.

Манганаты – соли, в которых марганец входит в состав кислородсодержащего аниона.

Массовая доля – безразмерная физическая величина, характеризующая содержание компонента в системе, например, в смеси, растворе, химическом соединении, минерале, горной породе, равна отношению массы компонента к массе системы, выражается в долях единицы, в процентах, в промилле (тысячных долях), в миллионных долях.

Метагидроксид алюминия – $AlO(OH)$.

Мирабилит – минерал, декагидрат сульфата натрия, то же, что глауберова соль.

Молибдаты – соли, с кислородсодержащими анионами молибдена.

Молибденит – минерал, MoS_2 .

Молибдит – минерал, $\text{Fe}_2(\text{MoO}_4)_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

Моль – количество вещества, содержащее столько же структурных элементов, сколько атомов содержится в 12 г углерода ^{12}C .

Монтмориллонит – минерал, $\text{Al}_2[\text{Si}_4\text{O}_{10}](\text{OH})_2$.

Мора соль – гексагидрат сульфата железа(II)-аммония.

Мусковит – минерал, $\text{KAl}_2[\text{AlSi}_3\text{O}_{10}](\text{OH})_2$.

Нитраты – соли азотной кислоты.

Нитриды – бинарные соединения азота, в которых электроотрицательность азота больше, чем у второго элемента, входящего в состав этого соединения.

Нитриты – соли азотистой кислоты.

Озон – аллотропная модификация кислорода, O_3 .

Оксид

- алюминия Al_2O_3 , амфотерный оксид;
- бериллия BeO , амфотерный оксид;
- бора B_2O_3 , кислотный оксид;
- ванадия(V) V_2O_5 , кислотный оксид;
- висмута(III) Bi_2O_3 , преобладают свойства основного оксида;
- висмута(V) Bi_2O_5 , в чистом виде не получен;
- галлия(III) Ga_2O_3 , амфотерный оксид;
- железа(II) FeO , преобладают свойства основного оксида;
- железа(III) Fe_2O_3 , амфотерный оксид;
- индия In_2O_3 , амфотерный оксид;
- калия K_2O , основной оксид;
- кальция CaO , основной оксид;
- кобальта(II) CoO , амфотерный оксид;
- кремния SiO_2 , кислотный оксид;
- лития Li_2O , основной оксид;
- магния MgO , основной оксид;
- марганца(III) Mn_2O_3 , преобладают свойства основного оксида;
- марганца(IV) MnO_2 , амфотерный оксид;
- меди CuO , амфотерный оксид;
- натрия Na_2O , основной оксид;
- сурьмы(V) Sb_2O_5 , кислотный оксид;
- таллия(I) Tl_2O , основной оксид;
- хрома(III) Cr_2O_3 , амфотерный оксид;
- хрома(VI) CrO_3 , кислотный оксид;

- цинка ZnO , амфотерный оксид.

Оксония катион – H_3O^+ .

Олеум – раствор триоксида серы в серной кислоте.

Оливин – минерал $(\text{Mg,Fe})_2[\text{SiO}_4]$.

Ортоклаз – минерал $\text{K}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$, то же, что калиевый полевой шпат.

Паули принцип – в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел.

Периодаты – соли иодной кислоты.

Перманганаты – соли марганцевой кислоты.

Пероксиды – бинарные соединения кислорода, содержащие пероксид-ионы O_2^{2-} .

Пероксид водорода – H_2O_2 , слабая кислота, проявляет и окислительные и восстановительные свойства.

Пероксокислоты – кислоты, в молекулах которых имеется пероксидная группа – $\text{O} - \text{O} -$.

Перхлораты – соли хлорной кислоты.

Пестициды – химические средства борьбы с сорняками, вредителями и болезнями сельскохозяйственных растений.

Пироксены – класс минералов, содержащих повторяющийся фрагмент $[\text{Si}_2\text{O}_6]^{4-}$.

Пирролюзит – минерал MnO_2 .

Пиросульфиты – соли с анионом $\text{S}_2\text{O}_5^{2-}$, то же, что метабисульфиты.

Полевые шпаты – группа минералов, изоморфные смеси алюмосиликатов калия, натрия и кальция.

Полисульфиды – соли сульфанов.

Правила

- Вант-Гоффа – повышение температуры на каждые 10° увеличивает скорость реакции в 2-4 раза.

- Клечковского – энергетические уровни и подуровни атомов заполняются электронами в порядке возрастания суммы главного и орбитального квантовых чисел. При одном и том же значении этой суммы заполнение происходит в порядке возрастания главного квантового числа.

- Хунда – электроны избегают занимать одну и ту же орбиталь настолько, насколько это совместимо с принципом минимума энергии. Электроны, поодиночке занимающие орбитали одного и того же подуровня имеют одинаковые (параллельные) спины.

Преципитат – фосфорное удобрение $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Произведение растворимости – произведение активностей ионов в насыщенном растворе, взятых в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции растворения малорастворимого соединения.

Протий – легкий изотоп водорода ^1H .

Равновесие химическое – состояние реакционной системы, когда скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции.

Радиусы

- Ван-дер-Ваальса – половина кратчайшего расстояния, на которое могут сблизиться ядра двух одинаковых атомов, если они принадлежат разным молекулам;
- ионные – расстояние от ядра до точки с минимальной электронной плотностью, лежащей на оси, которая соединяет ядра катиона и аниона;
- металлические – половина кратчайшего расстояния между ядрами атомов в кристаллической структуре металлов.

Растворимость – способность веществ растворяться в растворителях, количественно характеризуется концентрацией насыщенного раствора данного вещества в данном растворителе.

Реакции

- гетерогенные – реакции, осуществляющиеся на поверхности твердого вещества, взаимодействующего с жидкостью или газом, или на поверхности жидкости, реагирующей с газом;
- гомогенные – реакции, протекающие равномерно во всем объеме жидкого раствора или газовой смеси;
- обратимые – реакции, которые протекают как в прямом направлении (превращение реагентов в продукты), так и в обратном направлении (превращение продуктов в реагенты);
- экзотермические – реакции, сопровождающиеся выделением теплоты;
- эндотермические – реакции, сопровождающиеся поглощением теплоты.

Регуляторы роста растений – химические средства для обработки семян с целью интенсификации их прорастания и для обработки растений с целью ускорения роста, увеличения биомассы, усиления устойчивости к неблагоприятным факторам окружающей среды, повышения урожайности и качества продукции.

Репелленты – пестициды, отпугивающие насекомых.

Связь

- водородная – вторая, дополнительная химическая связь, возникающая между атомом водорода, связанным ковалентной связью с атомом наиболее электроотрицательного элемента (фтора, кислорода, азота), и другим атомом электроотрицательного элемента.
- ионная – химическая связь между ионами;

- ковалентная – химическая связь, осуществляемая одной или несколькими общими для двух атомов электронными парами;
- координационная – химическая связь, образованная по донорно-акцепторному механизму;
- металлическая – химическая связь в кристаллических металлах;
- пи – химическая связь, возникающая в дополнение к сигма-связи в результате перекрывания электронных облаков двух атомов с образованием двух максимумов электронной плотности по сторонам от линии, соединяющей ядра атомов;
- сигма – химическая связь, возникающая в результате перекрывания электронных облаков двух атомов с образованием максимума электронной плотности на линии, соединяющей ядра атомов;
- химическая – взаимодействие атомов, приводящее к образованию молекул или кристаллов простых и сложных веществ и обеспечивающее их устойчивость.

Селенаты – соли селеновой кислоты.

Селениты – соли селенистой кислоты.

Селеноводород – газ H_2Se .

Селитры – устаревшее техническое название солей азотной кислоты, то же, что нитраты.

Сероводород – газ H_2S .

Силикаты – соли кремниевых кислот.

Силаны – бинарные соединения кремния с водородом.

Силикагель – прозрачные зернистые микропористые вещества, образующиеся при высушивании и прокаливании гелей поликремниевых кислот.

Силициды – бинарные соединения кремния, в которых электроотрицательность кремния выше, чем у второго элемента, входящего в состав этого соединения.

Сильвин – минерал KCl .

Сильвинит – осадочная горная порода, состоящая из тонких слоев галита и сильвина.

Скорость реакции – количество вещества реагента, вступившего в реакцию за единицу времени, или количество вещества продукта, образовавшегося за единицу времени, в единице объема при гомогенной реакции или на единице поверхности при гетерогенной реакции.

Сольватация – взаимодействие растворяемого вещества с молекулами растворителя.

Спин электрона – собственный момент количества движения электрона.

Сродство к электрону – энергия, которая выделяется в результате присоединения электрона электронейтральным атомом и превращения его в анион.

Станнан – газ SnH_4 .

Степень

- диссоциации – отношение концентрации продиссоциировавших на ионы молекул слабого электролита к их исходной концентрации в растворе;
- гидролиза – отношение концентрации соли, подвергшейся гидролизу, к общей концентрации соли в растворе;
- ионности связи – отношение эффективного и расчетного зарядов атома;
- окисления – условный заряд атома в соединении, вычисленный из предположения, что все связи в соединении являются чисто ионными, а само соединение состоит из ионов.

Стехиометрия – раздел химии, в котором изучаются количественный состав веществ и соотношения между количествами реагентов, вступающих в химическую реакцию, и количествами продуктов, образующихся в результате реакции.

Стибин – газ SbH_3 .

Сублимация – переход твердого вещества непосредственно в газообразное состояние, минуя плавление.

Сулема – тривиальное название дихлорида ртути HgCl_2 .

Сульфаны – полисульфиды водорода H_2S_n .

Сульфаты – соли серной кислоты.

Сульфиды – бинарные соединения серы, в которых электроотрицательность серы выше, чем у второго элемента, входящего в состав этого соединения.

Сульфиты – соли сернистой кислоты.

Суперфосфат – фосфорное удобрение, различают простой суперфосфат $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{CaSO}_4$ и двойной суперфосфат $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Теллулаты – соли ортотеллуровой кислоты.

Теллуриды – соли несуществующей в свободном виде теллуристой кислоты.

Теллуриды – соли несуществующей в свободном виде теллуристой кислоты.

Теллуриды – соли несуществующей в свободном виде теллуристой кислоты.

Теллуриды – соли несуществующей в свободном виде теллуристой кислоты.

Титр – отношение массы растворенного вещества (г) к объему раствора (мл).

Тритий – тяжелый изотоп водорода ^3T .

Фактор эквивалентности – число, которое показывает, какая доля реальной частицы эквивалента одному катиону водорода в данной кислотно-основной реакции или одному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции.

Ферменты – белки, которые катализируют химические реакции в биологических системах.

Флюорит – минерал CaF_2 .

Фосген – дихлорид-оксид углерода COCl_2 .

Фосфаты – соли ортофосфорной кислоты.

Фосфиды – бинарные соединения фосфора, в которых электроотрицательность фосфора выше, чем у второго элемента, входящего в состав этого соединения.

Фосфины – бинарные соединения фосфора с водородом.

Фосфиты – соли фосфористой кислоты.

Фосфония катион – PH_4^+ .

Фториды – бинарные соединения фтора.

Фторводород – газ HF .

Фуллерен – аллотропная модификация углерода, состоящая из сферических или близких по форме к сферам молекул.

Фунгициды – химические средства борьбы с грибами.

Хелаты – комплексные соединения с полидентатными лигандами.

Химизация – внедрение методов химической технологии и продукции химической промышленности в производство с целью его интенсификации и повышения эффективности.

Химия – наука, изучающая состав, строение, свойства и превращения простых и сложных веществ.

Хлораты – соли хлорноватой кислоты.

Хлориды – бинарные соединения хлора, в которых электроотрицательность хлора выше, чем у второго элемента, входящего в состав этого соединения.

Хлориты – соли хлористой кислоты.

Хлороводород – газ HCl .

Хроматы – соли хромовой кислоты.

Хромовая смесь – раствор дихромата калия в концентрированной серной кислоте.

Целестин – минерал SrSO_4 .

Циановодород – газ HCN .

Цианиды – соли циановодородной кислоты.

Шенит – минерал $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Шунгит – минерал, состоит из фуллеренов.

Щелочи – сильные хорошо растворимые основания.

Эквивалент химический – реальная или условная частица вещества, которая в данной кислотно-основной реакции эквивалента одному катиону водорода или в данной окислительно-восстановительной реакции – одному электрону.

Электроотрицательность – мера способности атома элемента к приобретению отрицательного заряда при образовании химической связи.

Электролиты – вещества, молекулы и кристаллы которых в растворе вследствие электролитической диссоциации распадаются на ионы.

Эффект

-макроциклический – повышенная устойчивость комплексных соединений с макроциклическими лигандами;

-хелатный – повышенная устойчивость комплексных соединений с полидентатными лигандами.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1. Стандартные термодинамические величины

Формула вещества	$\Delta H_{f,298}^{\circ}$, кДж/моль	S° , Дж/(моль·К)	$\Delta G_{f,298}^{\circ}$, кДж/моль
B ₂ O ₃ (стекл)	-1254	78	-1182
B ₂ H ₆ (г)	38,5	232,0	89,6
H ₃ BO ₃ (трикл)	-1094	88,7	-968,8
C (графит)	0	5,74	0
C (алмаз)	1,83	2,37	2,83
CO ₂ (г)	-393,5	213,7	-394,4
Cs	0	84,4	0
CsH(к)	-54,1	66,94	-29,6
C ₂ N ₂ (г)	307,3	241,8	309,2
Cl ₂ (г)	0	222,9	0
Fe ₂ O ₃ (к)	-822,2	87,4	-740,3
FeS ₂ (к)	-163,2	52,9	-151,8
H ₂ (г)	0	130,52	0
H ₂ O (г)	-241,8	188,7	-228,6
H ₂ O (ж)	-285,8	70,1	-237,2
HCl (г)	-91,8	186,8	-94,8
H ₂ S (г)	-21,0	205,7	-33,8
H ₂ SO ₄ (ж)	-814,2	156,9	-690,3
H ₂ S ₂ O ₇ (ж)	-1272,3	-	-
K ₂ O (к)	-363,2	94,1	-322,1
K ₂ CO ₃ (к)	-1146,1	156,3	-1059,8
KCl (к)	-435,9	82,6	-408,0
KClO ₄ (к)	-430,1	151,0	-300,4
NO (г)	90,25	210,6	86,6
N ₂ O ₃ (г)	83,3	307	140,5
NO ₂ (г)	33,0	240,2	51,5
N ₂ O ₅ (к)	-42,7	178,0	114,1
NaNO ₂ (к)	-359,0	106	-295
NaNO ₃ (к)	-466,7	116	-365,9
O ₂ (г)	0	205	0
O ₃ (г)	142,3	238,8	162,7
S (ромб)	0	31,9	0
SO ₂ (г)	-296,9	248,1	-300,2
SO ₃ (г)	-439,0	122	-368,4
SO ₂ Cl ₂ (г)	-391,2	216,3	-305,0
SiO ₂ (кварц)	-910,9	41,8	-856,7
SiH ₄ (г)	34,7	204,6	57,2

Приложение 2. Состав питательных растворов для выращивания овощей в защищенном грунте (в таблице указана масса соли в граммах, которую растворяют в 1000 л воды)

Автор	Компоненты раствора											
	NH_4NO_3	KNO_3	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	KH_2PO_4	MgSO_4	$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	KCl	$\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Суперфосфат простой	FeSO_4	FeCl_3
Кноп	-	250	1000	250	250	-	-	-	-	-	100	-
Гельригель	-	-	492	136	-	123	KCl	-	-	-	-	25
Прянишников	240	-	-	-	-	123	-	172	344	-	-	25
Хоглянд и Арнон	-	505	820	136	-	240	-	-	-	-	-	-
Герике	-	1010	475	136	120	-	-	-	-	-	-	-
Чесноков, Базырина	200	500	-	-	-	300	-	-	-	550	-	-
Рейнгольд, Гейслер	-	1000	-	-	-	250	-	-	-	750	-	-

Приложение 3. Константы диссоциации слабых кислот и оснований (при 25° С, в скобках указана степень диссоциации)

Слабые кислоты:

Название кислоты	Формула кислоты	K
Азотистая	HNO_2	$4,3 \cdot 10^{-4}$
Азотноватистая	$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$	(I) $1,0 \cdot 10^{-7}$ (II) $1,0 \cdot 10^{-11}$
Борная (орто)	H_3BO_3	$5,8 \cdot 10^{-10}$
Бромноватая	HBrO_3	$2 \cdot 10^{-1}$
Бромноватистая	HOBr	$2,06 \cdot 10^{-9}$
Дифосфорная (пирофосфорная)	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	(I) $1,4 \cdot 10^{-1}$ (II) $1,1 \cdot 10^{-2}$ (III) $2,1 \cdot 10^{-7}$ (IV) $4,1 \cdot 10^{-10}$
Иодная (орто)	H_5IO_6	(I) $2 \cdot 10^{-4}$ (II) $7,08 \cdot 10^{-9}$ (III) $2,5 \cdot 10^{-13}$
Иодноватая	HIO_3	$1,7 \cdot 10^{-1}$
Иодноватистая	HOI	$2,3 \cdot 10^{-11}$
Кремниевая (мета)	H_2SiO_3	(I) $2,2 \cdot 10^{-10}$ (II) $1,6 \cdot 10^{-12}$
Кремниевая (орто)	H_4SiO_4	(I) $1,0 \cdot 10^{-10}$

		(II) $1,6 \cdot 10^{-12}$ (III) $1 \cdot 10^{-12}$ (IV) $1 \cdot 10^{-12}$
Муравьиная	HCOOH	$1,77 \cdot 10^{-4}$
Мышьяковая	H ₃ AsO ₄	(I) $5,6 \cdot 10^{-3}$ (II) $1,7 \cdot 10^{-7}$ (III) $3,0 \cdot 10^{-12}$
Мышьяковистая (мета)	HAsO ₂	$6 \cdot 10^{-10}$
Селеноводородная	H ₂ Se	(I) $1,7 \cdot 10^{-4}$ (II) $1 \cdot 10^{-11}$
Серная	H ₂ SO ₄	(II) $1,3 \cdot 10^{-2}$
Сернистая	H ₂ SO ₃	(I) $1,54 \cdot 10^{-2}$ (II) $1,02 \cdot 10^{-7}$
Сероводородная	H ₂ S	(I) $9,5 \cdot 10^{-8}$ (II) $1 \cdot 10^{-14}$
Теллуриводородная	H ₂ Te	(I) $2,3 \cdot 10^{-3}$ (II) $1 \cdot 10^{-11}$
Тиоциановая	HNCS	$1,4 \cdot 10^{-1}$
Угльная	H ₂ CO ₃	(I) $1,32 \cdot 10^{-4}$ (истинная) (I) $4,27 \cdot 10^{-7}$ (кажущаяся) (II) $4,68 \cdot 10^{-11}$
Уксусная	CH ₃ COOH	$1,75 \cdot 10^{-5}$
Фосфористая	H ₃ PO ₃	(I) $5,1 \cdot 10^{-2}$ (II) $1,8 \cdot 10^{-7}$
Фосфорная (орто)	H ₃ PO ₄	(I) $7,1 \cdot 10^{-3}$ (II) $6,2 \cdot 10^{-8}$ (III) $5,0 \cdot 10^{-13}$
Фосфорноватистая	H ₃ PO ₂	$8,9 \cdot 10^{-2}$
Фтороводородная	HF	$6,61 \cdot 10^{-4}$
Хлорноватистая	HCIO	$3,9 \cdot 10^{-8}$
Хлористая	HCIO ₂	$1,1 \cdot 10^{-2}$
Циановодородная	HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$
Щавелевая	H ₂ C ₂ O ₄	(I) $5,6 \cdot 10^{-2}$ (II) $5,4 \cdot 10^{-5}$

Слабые основания:

Название основания	Формула основания	K
Алюминия гидроксид	Al(OH) ₃	(III) $1,38 \cdot 10^{-9}$
Аммиака раствор	NH ₃ + H ₂ O	$1,75 \cdot 10^{-5}$
Гидразина раствор	N ₂ H ₄ + H ₂ O	(I) $3,2 \cdot 10^{-7}$ (II) $6,3 \cdot 10^{-16}$

Гидроксиламина раствор	$\text{NH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$	$9,3 \cdot 10^{-9}$
Железа (II) гидроксид	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	(II) $1,3 \cdot 10^{-4}$
Железа (III) гидроксид	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	(III) $1,35 \cdot 10^{-12}$
Магния гидроксид	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	(II) $2,5 \cdot 10^{-3}$
Марганца гидроксид	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	(II) $5 \cdot 10^{-4}$
Меди гидроксид	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	(II) $3,4 \cdot 10^{-7}$
Никеля гидроксид	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	(II) $2,5 \cdot 10^{-5}$
Свинца гидроксид	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	(II) $9,6 \cdot 10^{-4}$
Хрома (III) гидроксид	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	(III) $1,02 \cdot 10^{-10}$
Цинка гидроксид	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	(II) $4 \cdot 10^{-5}$

Приложение 4. Ионное произведение воды при различных температурах

$t, ^\circ\text{C}$	$K_w \cdot 10^{14}$	$t, ^\circ\text{C}$	$K_w \cdot 10^{14}$	$t, ^\circ\text{C}$	$K_w \cdot 10^{14}$
0	0,114	40	2,918	75	20,4
10	0,292	45	4,018	80	25,1
15	0,451	50	5,474	85	30,9
20	0,681	55	7,297	90	38,0
25	1,008	60	9,614	95	47,7
30	1,469	65	12,6	100	55,0
35	2,088	70	15,8		

Приложение 5. Электроотрицательности элементов по Полингу

H 2,2									
Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98			
Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,9	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16			
K 0,82	Ca 1,0	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91
Cu 2,00	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96			
Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,6	Mo 2,16	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,28	Pd 2,2
Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,8	Sb 2,05	Te 2,1	I 2,66			
Cs 0,79	Ba 0,89	La 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,36	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,28
Au 2,54	Hg 2,0	Tl 2,04	Pb 2,33	Bi 2,02	Po 2,0	At 2,2			
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1	Rf --	Db --	Sg --	Bh --	Hs --	Mt --	Ds --

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
1,12	1,13	1,14	---	1,17	---	1,2	---	1,22	1,23	1,24	1,25	---	1,27
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
1,3	1,5	1,7	1,3	1,3	1,3	1,3	1,3	1,3	1,3	1,3	1,3	1,3	---

ПРИЛОЖЕНИЕ 6. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы в водных растворах (температура 25°С, давление 101,325 кПа)

Полуреакция восстановления	E°, В
<i>Азот</i>	
$N_2 + 4H_2O + 2e = 2NH_2OH + 2OH^-$	-3,04
$N_2 + 2H_2O + 2H^+ + 2e = 2NH_2OH$	-1,87
$N_2 + 4H_2O + 4e = N_2H_4 + 4OH^-$	-1,16
$NO_2^- + H_2O + e = NO + 2OH^-$	-0,46
$NO_2^- + 6H_2O + 6e = NH_4OH + 7OH^-$	-0,15
$NO_3^- + 2H_2O + 3e = NO + 4OH^-$	-0,14
$NO_3^- + 7H_2O + 8e = NH_4OH + 9OH^-$	-0,12
$N_2H_4 + 2H_2O + 2e = 2NH_3 + 2OH^-$	0,11
$N_2 + 6H^+ + 6e = 2NH_3$	0,057
$NO_3^- + H_2O + 2e = NO_2^- + 2OH^-$	0,01
$N_2 + 8H^+ + 6e = 2NH_4^+$	0,275
$2NO_2^- + 4H_2O + 6e = N_2 + 8OH^-$	0,41
$2NO_2 + 4H_2O + 8e = N_2 + 8OH^-$	0,53
$NO_3^- + 2H^+ + e = NO_2 + H_2O$	0,78
$2NO + 2H_2O + 4e = N_2 + 4OH^-$	0,85
$HNO_2 + 7H^+ + 6e = NH_4^+ + 2H_2O$	0,864
$NO_3^- + 10H^+ + 8e = NH_4^+ + 3H_2O$	0,87
$2NO_2 + 2e = 2NO_2^-$	0,88
$NO_3^- + 3H^+ + 2e = HNO_2 + H_2O$	0,94
$NO_3^- + 4H^+ + 3e = NO + 2H_2O$	0,957
$HNO_2 + H^+ + e = NO + H_2O$	1,00
$NH_2OH + 3H^+ + 2e = NH_4^+ + H_2O$	1,35
$2HNO_2 + 6H^+ + 6e = N_2 + 4H_2O$	1,45
<i>Алюминий</i>	
$AlO_2^- + 2H_2O + 3e = Al + 4OH^-$	-2,35
$Al^{3+} + 3e = Al$	-1,663
$AlO_2^- + 4H^+ + 3e = Al + 2H_2O$	-1,262
<i>Барий</i>	
$Ba^{2+} + 2e = Ba$	-2,905
<i>Бор</i>	
$H_3BO_3 + 2H^+ + 3e = B + 3H_2O$	-0,869
<i>Бром</i>	
$2BrO^- + 2H_2O + 2e = Br_2 + 4OH^-$	0,45
$2BrO_3^- + 6H_2O + 10e = Br_2 + 12OH^-$	0,50

$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	0,61
$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	0,76
$\text{Br}_2 + 2\text{e} = 2\text{Br}^-$	1,065
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,44
$\text{HBrO} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,34
$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,52
$2\text{HBrO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,59
<i>Водород</i>	
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,828
$2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$	0,0000
<i>Железо</i>	
$\text{Fe}^{3+} + \text{e} = \text{Fe}^{2+}$	0,771
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{e} = [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	0,356
<i>Иод</i>	
$\text{IO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{IO}^- + 4\text{OH}^-$	0,14
$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\text{e} = \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	0,21
$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	0,25
$2\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{I}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45
$\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{I}^- + \text{OH}^-$	0,49
$\text{I}_2 + 2\text{e} = 2\text{I}^-$	0,536
$\text{I}_3^- + 2\text{e} = 3\text{I}^-$	0,545
$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,085
$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
<i>Кадмий</i>	
$\text{Cd}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Cd} + 2\text{OH}^-$	-0,81
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cd}$	-0,403
<i>Кислород</i>	
$\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{HO}_2^- + \text{OH}^-$	-0,076
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = 4\text{OH}^-$	0,401
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{O}_2$	0,682
$\text{HO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = 3\text{OH}^-$	0,88
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,228
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,776
$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07
<i>Кобальт</i>	
$\text{Co}^{2+} + 2\text{e} = \text{Co}$	-0,277
$\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{e} = \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,17
$\text{Co}^{3+} + 3\text{e} = \text{Co}$	0,33
$\text{Co}^{3+} + \text{e} = \text{Co}^{2+}$	1,808
<i>Магний</i>	
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mg}$	-2,363
<i>Марганец</i>	
$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mn}$	-1,179

$\text{MnO}_4^- + e = \text{MnO}_4^{2-}$	0,564
$\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,228
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,507
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	692
$\text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	2,257
Медь	
$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$	0,337
$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + e = \text{CuI}$	0,86
Мышьяк	
$\text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^-$	0,57
Никель	
$\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}$	-0,250
$\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Ni} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,110
Олово	
$\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$	-0,136
$\text{SnO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{SnO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,108
$\text{Sn}^{4+} + 2e = \text{Sn}^{2+}$	0,151
Полоний	
$\text{Po}^{2+} + 2e = \text{Po}$	0,65
Ртуть	
$\text{Hg}_2^{2+} + 2e = \text{Hg}$	0,788
$\text{Hg}_2^{2+} + 2e = \text{Hg}$	0,850
Свинец	
$\text{PbS} + 2e = \text{Pb} + \text{S}^{2-}$	-0,93
$\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}$	-0,126
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,449
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2e = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,68
Селен	
$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{Se}$	-0,40
$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4e = \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,741
$\text{SeO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	1,15
Сера	
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
$2\text{SO}_4^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} + 8e = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 10\text{OH}^-$	-0,76
$\text{S} + 2e = \text{S}^{2-}$	-0,48
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2e = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0,09
$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{S}$	0,14
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,17
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8e = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,149
$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8e = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,311
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6e = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,357
$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4e = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,45
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4e = 2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,5

$S_2O_8^{2-} + 2e = 2SO_4^{2-}$	2,01
Серебро	
$AgI + e = Ag + I^-$	-0,152
$Ag^+ + e = Ag$	0,799
Стронций	
$Sr^{2+} + 2e = Sr$	-2,888
Сурьма	
$SbO_3^- + H_2O + 2e = SbO_2^- + 2OH^-$	-0,43
$SbO_3^- + 2H^+ + 3e = SbO_2^- + H_2O$	0,353
Теллур	
$Te + 2H^+ + 2e = H_2Te$	-0,72
Углерод	
$2CO_2 + 2H^+ + 2e = H_2C_2O_4$	-0,49
Фосфор	
$H_2PO_2^- + e = P(\text{белый}) + 2OH^-$	-2,05
$P(\text{белый}) + 3H_2O + 3e = PH_3 + 3OH^-$	-0,89
$H_3PO_3 + 2H^+ + 2e = H_3PO_2 + H_2O$	-0,499
$H_3PO_4 + 4H^+ + 4e = H_3PO_2 + 2H_2O$	-0,39
$H_3PO_4 + 5H^+ + 5e = P(\text{белый}) + 4H_2O$	-0,411
$H_3PO_4 + 5H^+ + 5e = P(\text{красный}) + 4H_2O$	-0,383
$H_3PO_4 + 2H^+ + 2e = H_3PO_3 + H_2O$	-0,276
Фтор	
$F_2 + 2e = 2F^-$	2,87
Хлор	
$ClO^- + H_2O + 2e = Cl^- + 2OH^-$	0,88
$ClO_3^- + 3H_2O + 6e = Cl^- + 6OH^-$	0,63
$Cl_2 + 2e = 2Cl^-$	1,359
$2ClO_3^- + 12H^+ + 10e = Cl_2 + 6H_2O$	1,470
$HOCl + H^+ + 2e = Cl^- + H_2O$	1,494
$2HOCl + 2H^+ + 2e = Cl_2 + 2H_2O$	1,630
Хром	
$Cr^{2+} + 2e = Cr$	-0,913
$Cr^{3+} + 3e = Cr$	-0,744
$Cr^{3+} + e = Cr^{2+}$	-0,407
$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e = Cr(OH)_3 + 5OH^-$	-0,13
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e = 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,333
$CrO_4^{2-} + 8H^+ + 3e = Cr^{3+} + 4H_2O$	1,477
Цинк	
$Zn^{2+} + 2e = Zn$	-0,763
$ZnO_2^{2-} + 4H^+ + 2e = Zn + 2H_2O$	0,441

**ПРИЛОЖЕНИЕ 7. Общие константы устойчивости
комплексных соединений (температура 25°C)**

Комплекс	$\beta_{i, \text{уст}}$	Комплекс	$\beta_{i, \text{уст}}$
$[\text{AgBr}_2]^-$	$2,2 \cdot 10^7$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$7,9 \cdot 10^{12}$
$[\text{AgBr}_4]^{3-}$	$5,4 \cdot 10^8$	$[\text{Cu}(\text{ox})_2]^{2-}$	$2,0 \cdot 10^{10}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$7,1 \cdot 10^{19}$	$[\text{Cu}(\text{P}_2\text{O}_7)_2]^{6-}$	$1,0 \cdot 10^{10}$
$[\text{AgCl}_2]^-$	$1,8 \cdot 10^5$	$[\text{Cu}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]^{5-}$	$5,1 \cdot 10^{13}$
$[\text{AgI}_2]^-$	$5,5 \cdot 10^{11}$	$[\text{Cu}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]^{4-}$	$6,9 \cdot 10^{13}$
$[\text{Ag}(\text{NCS})_2]^-$	$1,7 \cdot 10^8$	$[\text{FeCl}_4]^-$	$1,4 \cdot 10^{-1}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$1,6 \cdot 10^{-7}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$7,9 \cdot 10^{36}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]^{3-}$	$7,1 \cdot 10^{13}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$7,9 \cdot 10^{43}$
$[\text{AlF}_6]^{3-}$	$6,8 \cdot 10^{20}$	$[\text{Fe}(\text{en})_3]^{2+}$	$5,0 \cdot 10^9$
$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]^-$	$3,2 \cdot 10^{32}$	$[\text{FeF}_5]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{16}$
$[\text{Al}(\text{ox})_3]^{3-}$	$2,0 \cdot 10^{16}$	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]^+$	$1,4 \cdot 10^{-1}$
$[\text{AuBr}_2]^-$	$2,9 \cdot 10^{12}$	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^+$	$3,6 \cdot 10^5$
$[\text{Ba}(\text{H}_2\text{O})_5\text{NO}_3]^+$	8,3	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$	$7,5 \cdot 10^{11}$
$[\text{Ba}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^+$	$1,7 \cdot 10^{-2}$	$[\text{Fe}(\text{ox})_3]^{4-}$	$1,7 \cdot 10^5$
$[\text{BcF}_4]^{2-}$	$9,3 \cdot 10^{14}$	$[\text{Fe}(\text{ox})_3]^{3-}$	$1,6 \cdot 10^{20}$
$[\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_5\text{NO}_3]^+$	1,9	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{20}$
$[\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^+$	$1,7 \cdot 10^1$	$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$1,7 \cdot 10^{15}$
$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$7,9 \cdot 10^2$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$6,8 \cdot 10^{29}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{17}$	$[\text{Hg}(\text{S}_2\text{O}_3)_4]^{6-}$	$4,1 \cdot 10^{33}$
$[\text{Cd}(\text{en})_3]^{2+}$	$1,9 \cdot 10^{12}$	$[\text{Mg}(\text{ox})_2]^{2-}$	$2,4 \cdot 10^4$
$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$2,6 \cdot 10^5$	$[\text{Ni}(\text{en})_3]^{2+}$	$1,51 \cdot 10^{18}$
$[\text{Cd}(\text{OH})_4]^{2-}$	$1,8 \cdot 10^9$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$5,38 \cdot 10^8$
$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,2 \cdot 10^{19}$	$[\text{Ni}(\text{ox})_3]^{4-}$	$1,0 \cdot 10^{14}$
$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{64}$	$[\text{Pb}(\text{OH})_3]^-$	$8,3 \cdot 10^{13}$
$[\text{Co}(\text{en})_3]^{3+}$	$6,6 \cdot 10^{13}$	$[\text{Sr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{NO}_3]^+$	6,7
$[\text{Co}(\text{en})_3]^{2+}$	$4,9 \cdot 10^{48}$	$[\text{Sr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^+$	6,6
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$2,5 \cdot 10^4$	$[\text{TlI}_4]^{3-}$	$4,0 \cdot 10^1$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$1,6 \cdot 10^{35}$	$[\text{TlI}_4]^-$	$2,0 \cdot 10^{30}$
$[\text{Co}(\text{ox})_3]^{4-}$	$5,0 \cdot 10^9$	$[\text{ZnCl}_4]^{2-}$	$3,0 \cdot 10^{-2}$
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]^{2+}$	4,0	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4,2 \cdot 10^{19}$
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]^+$	$2,0 \cdot 10^{-1}$	$[\text{Zn}(\text{en})_3]^{2+}$	$1,2 \cdot 10^{12}$
$[\text{CuBr}_2]^-$	$8,3 \cdot 10^5$	$[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Cl}]^+$	$3,2 \cdot 10^{-1}$
$[\text{CuCl}_2]^-$	$3,5 \cdot 10^5$	$[\text{ZnI}_4]^{2-}$	$3,1 \cdot 10^{-1}$
$[\text{CuI}_2]^-$	$5,8 \cdot 10^8$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$4,2 \cdot 10^8$
$[\text{Cu}(\text{NCS})_4]^{2-}$	$3,3 \cdot 10^6$	$[\text{Zn}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{2-}$	$3,9 \cdot 10^4$

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	3
Методические рекомендации для студентов	4
Глава 1. Стехиометрические расчеты	5
Глава 2. Скорость и энергетика химических реакций. Химическое равновесие	30
Глава 3. Способы выражения состава растворов	68
Глава 4. Растворы электролитов. Водородный показатель	95
Глава 5. Гидролиз солей	126
Глава 6. Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева	145
Глава 7. Химическая связь	163
Глава 8. Окислительно-восстановительные реакции	180
Глава 9. Комплексные соединения	212
Словарь основных терминов и определений	238
Приложения	253

Учебное издание

**Сергей Николаевич Смарыгин
Наталья Леонидовна Багнавец
Ирина Викторовна Дайдакова**

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

**Учебное пособие
для самостоятельной работы студентов**

**Часть 1
Теоретические основы**

**Компьютерная верстка с готового набора –
*Л.Н. Сорокина***

Подписано в печать 09.06.2008 г. Формат 60×84^{1/16}.
Усл. печ. л. 15,3. Уч.-изд. л. 15,8. Усл. кр.-отт. 15,5.
Тираж 1000 экз. Изд. № 39. Заказ 327.

Издательство РГАУ – МСХА имени К.А. Тимирязева
127550, Москва, ул. Тимирязевская, 44
Тел.: 977-00-12, 977-40-64