

**Министерство образования и науки Украины**  
**Харьковская национальная академия городского хозяйства**

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ**  
к выполнению контрольных работ  
по дисциплине **"ХИМИЯ"**

(для студентов 1 – 3 курсов заочной формы обучения направлений 6.060101 – "Строительство", 6.050701 – "Электротехника и электротехнологии", 6.050702 – "Электромеханика", 6.070101 – "Транспортные технологии (по видам транспорта)", 6.030601 – "Менеджмент"),

по дисциплине **"ХИМИЯ". Модуль 1. "ОБЩАЯ ХИМИЯ"**

(для студентов 1 – 3 курсов заочной формы обучения направления 6.060103 – "Гидротехника (водные ресурсы)),

по дисциплине **"ХИМИЯ". Модуль 1.**

**"ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ"**

(для студентов 1 – 3 курсов заочной формы обучения направления 6.040106 – "Экология, охрана окружающей среды и сбалансированное природопользование")

Методические указания к выполнению контрольных работ по дисциплине "Химия" (для студентов 1 – 3 курсов заочной формы обучения направлений 6.060101 – "Строительство", 6.050701 – "Электротехника и электротехнологии", 6.050702 – "Электромеханика", 6.070101 – "Транспортные технологии (по видам транспорта)", 6.030601 – "Менеджмент"), по дисциплине "Химия". Модуль 1. "Общая химия" (для студентов 1 – 3 курсов заочной формы обучения направления 6.060103 – "Гидротехника (водные ресурсы)), по дисциплине "Химия". Модуль 1. "Общая и неорганическая химия" (для студентов 1 – 3 курсов заочной формы обучения направления 6.040106 – "Экология, охрана окружающей среды и сбалансированное природопользование")/ Сост. Волювач С.В., Игнатов И.И., Зайцева И.С., Мураева О.А., Мокрицкая Н.В., Нат Т.П., Нестеренко С.В., Панаева Т.Д. – Харьков: ХНАГХ, 2009. – 91с. рус. язык.

Составители: С.В. Волювач,  
И.И. Игнатов,  
И.С. Зайцева,  
О.А. Мураева,  
Н.В. Мокрицкая,  
Т.П. Нат,  
С.В. Нестеренко,  
Т.Д. Панаева

Рецензент: С. С. Душкин

Рекомендовано кафедрой химии, протокол № 5 от 27.12.08г.

## Методические указания к выполнению контрольной работы

Выполнение контрольной работы является одной из составных частей самостоятельной работы студента во время изучения курса химии. Непосредственному выполнению работы предшествует изучение теоретического материала одновременно с детальным рассмотрением примеров решения типичных для каждого раздела задач. Такие примеры приведены в начале соответствующего раздела этих указаний. На этом этапе и во время выполнения задачи можно использовать учебные пособия из приведенного в конце указаний списка литературы. Не следует переходить к изучению новых разделов курса, пока детально не изучены предыдущие.

Каждый студент выполняет индивидуальный вариант контрольной работы, соответствующий двум последним цифрам номеру зачетной книжки. Номера задач, которые входят в определенный вариант, приведенные в таблице вариантов контрольных задач (см. Приложение). Решение задач и ответ на теоретические вопросы должны быть краткими, но четко обоснованными, за исключением тех случаев, когда по сути вопроса такое мотивирование не нужно, например, когда нужно составить электронную формулу атома, написать уравнение реакции и т.п. При решении задач нужно приводить весь ход решения и математические преобразования.

Контрольная работа должна быть аккуратно оформлена в отдельной тетради, для замечаний рецензента нужно оставить широкие поля. Номера и условия задач необходимо переписывать в той последовательности, в которой они указаны в варианте контрольной работы. Работа должна быть датирована, подписана студентом и своевременно представлена на рецензирование.

Незачтенную работу, в которой есть ошибки, нужно выполнить повторно, согласно указаниям рецензента, и подать на рецензирование вместе с не зачтенной работой. Исправление нужно выполнить в конце тетради, а не в рецензированном тексте.

Контрольная работа, которая выполнена не в соответствии со своим вариантом, преподавателем не рецензируется и не засчитывается.

# 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

## 1.1. Понятие о количестве вещества

Внедрение правил ИЮПАК (IUPAC) и Международной системы единиц физических величин (СИ), особенно ее новой главной единицы количества вещества – моль, означает, что ряд терминов, которые широко используются в химии, не являются сегодня действительно необходимыми, тем более, что некоторые из этих терминов используются в смысле, который не согласовывается с точным использованием системы СИ и даже противоречит ей.

Согласно системе СИ главной единицей массы является килограмм (кг), а количеством вещества - моль, поэтому использование таких единиц массы как грамм-атом, грамм-ион, грамм-молекула и соответствующих им единиц концентрации не допускается.

Согласно системе СИ **количество вещества** — это физическая величина, которая характеризует число структурных элементов в данном веществе.

**Моль** – это количество вещества, которое содержит столько определенных условных частиц (УЧ), сколько атомов содержится в 0,012 кг атомов углерода-12 ( $^{12}\text{C}$ ).

**УЧ** — это любой вид реальных частиц (атомы, молекулы, ионы, электроны, радикалы и т.п.) или условно существующих частей реальных частиц (например,  $1/2\text{Ba}^{2+}$ ,  $1/5\text{KMnO}_4$  и т.п.).

Итак, главная единица измерения количества вещества - моль относится к любым видам частиц или определенных групп частиц. Вот почему при использовании термина "моль" эти частицы надо обязательно указывать.

Согласно международным правилам ИЮПАК (IUPAC) количество вещества  $X$  обозначается символом  $n$  и записывается как  $n(X)$ .

Например,

$n(\text{H}_2) = 1$  моль (один моль вещества водорода);

$n(\text{Ca}^{2+}) = 1$  моль (один моль вещества кальций(2+)- ионов);

$n(\text{C}) = 1$  моль (один моль вещества углерода).

*Слово "моль" после числа и в заголовках таблиц не склоняется.*

## **1.2. Понятие о количестве вещества эквивалента, эквивалент, фактор эквивалентности, молярной массе эквивалента**

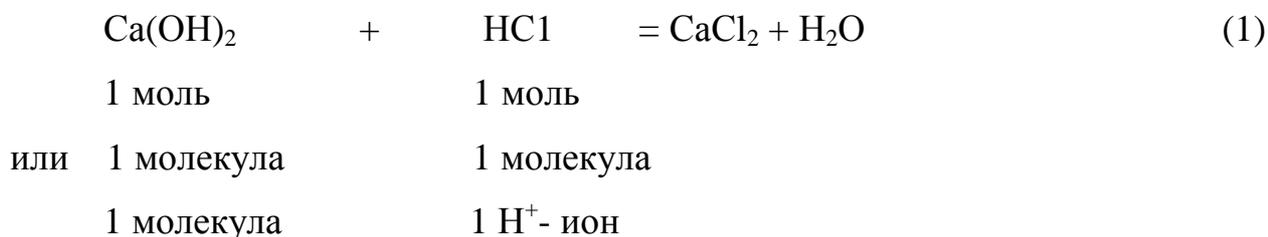
*В связи с введением в действие системы СИ и указаний ИЮПАК (IUPAC) использование терминов "грамм-эквивалент" и "грамм - эквивалент/литр" не допускается!*

В правилах ИЮПАК отмечается, что понятие эквивалентности веществ, которые реагируют в химических реакциях, было и остается одним из главных понятий в химии и даются рекомендации относительно использования терминов "эквивалент" и "нормальный" в реакциях кислотно-основного взаимодействия, окисления-восстановления и комплексообразования.

**Эквивалент вещества** – это реальная или условная частица этого вещества, которое в кислотно-основной реакции освобождает один ион водорода или соединяется с ним, а в окислительно-восстановительной реакции присоединяет или освобождает один электрон.

Эквивалент вещества может быть разным и зависит от реакции, в которой это вещество принимает участие.

Например, пусть реакция между гидроксидом кальция и соляной кислотой протекает по уравнению(1)



Итак, одна молекула гидроксида кальция реагирует с одной молекулой соляной кислоты, т.е. с одним ионом водорода.

Число, которое показывает, какая часть реальной частицы вещества X эквивалентна одному иону водорода в данной кислотно-основной реакции, назы-

вается **фактором эквивалентности вещества X**. Фактор эквивалентности — величина безразмерная. В общем виде фактор эквивалентности вещества X обозначается символом  $f_{\text{ЭКВ}}(X)$ .

Величина  $f_{\text{ЭКВ}}(X)X$  называется **эквивалентом вещества X**, или эквивалентной формой вещества X и является общей формой обозначения всех частиц, которые реагируют в кислотно-основных или окислительно-восстановительных реакциях.

В реакции (1) фактор эквивалентности гидроксида кальция равен 1, т.е.  $f_{\text{ЭКВ}}(\text{Ca}(\text{OH})_2)=1$  а форма записи эквивалента этого вещества -  $f_{\text{ЭКВ}}(\text{Ca}(\text{OH})_2)\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}(\text{OH})_2$ . Эквивалент – безразмерная величина.

Если гидроксид кальция взаимодействует с соляной кислотой согласно уравнению (2), то на каждую реагирующую частицу гидроксида кальция приходится две реагирующие частицы соляной кислоты :



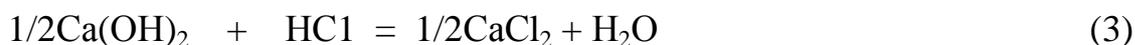
1 моль                      2 моль

или 1 молекула            2 молекулы

1/2 молекулы            1 H<sup>+</sup>- ион

1 УЧ                        1 H<sup>+</sup>- ион

или на один ион водорода приходится 1 условная частица (1 УЧ) гидроксида кальция (3):



Из уравнения (3) хорошо видны УЧ, которые реально не существуют. В данном случае УЧ — это половина молекулы гидроксида кальция ( $1/2 \text{Ca}(\text{OH})_2$ ) или половина молекулы хлорида кальция ( $1/2 \text{CaCl}_2$ ).

Отсюда видно, что УЧ - это части реальных частиц (молекул, атомов, ионов) или их групп, которые условно существуют.

В реакции (2) или (3) фактор эквивалентности гидроксида кальция равен  $1/2 (f_{\text{ЭКВ}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1/2)$ .

Таким образом, фактор эквивалентности вещества X рассчитывают обязательно на основе стехиометрических коэффициентов реакции. Вот почему при определении фактора эквивалентности вещества X всегда нужно записывать уравнение реакции при участии этого вещества.

Форма записи эквивалента гидроксида кальция для реакции (2) или (3) имеет вид  $f_{\text{ЭКВ}}(\text{Ca}(\text{OH})_2)\text{Ca}(\text{OH})_2 = \frac{1}{2}\text{Ca}(\text{OH})_2$

Очевидно, что фактор эквивалентности вещества в реакциях может быть равен или меньше единицы. Если фактор эквивалентности равен 1, то эквивалент идентичен самой реагирующей частице.

Величину фактора эквивалентности кислот, оснований, солей в обменных реакциях в общем виде можно рассчитать по формуле

$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{X}) = \frac{1}{z}, \quad (4)$$

где для кислот  $z$  – число атомов водорода, которые могут быть замещены в молекуле кислоты на атомы металла;

для оснований  $z$  – это число гидроксильных групп, которые могут быть замещены на кислотный остаток;

для солей  $z$  равняется  $q \cdot n$ , где  $q$  – заряд катиона металла,  $n$  – число катионов в формулу соли.

Для определения факторов эквивалентности окислителей и восстановителей в окислительно-восстановительных реакциях обязательно нужно использовать схему электронного баланса. Число  $z$  для вещества, в этом случае, равно числу принятых или отданных электронов молекулой вещества.

**Молярная масса вещества эквивалента** — это масса одного моля вещества эквивалента  $f_{\text{ЭКВ}}(\text{X})\text{X}$ , равная произведению фактора эквивалентности  $f_{\text{ЭКВ}}(\text{X})$  на молярную массу вещества X. Молярная масса вещества эквивалента имеет форму записи  $M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{X})\text{X})$  и исчисляется по формуле

$$M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{X})\text{X}) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{X}) \cdot M(\text{X})$$

Например, молярная масса вещества эквивалента гидроксида кальция для реакции (1) имеет такое обозначение и величину

$$M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{Ca}(\text{OH})_2)\text{Ca}(\text{OH})_2) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{Ca}(\text{OH})_2)$$

$$M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1.74 \text{ г/моль} = 74 \text{ г/моль}.$$

Для реакции (2) или (3) молярная масса вещества эквивалента гидроксида кальция имеет форму записи и величину:

$$M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{Ca}(\text{OH})_2)\text{Ca}(\text{OH})_2) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{Ca}(\text{OH})_2)$$

$$M(1/2\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1/2 \cdot 74 \text{ г/моль} = 37 \text{ г/моль}.$$

**Количество вещества эквивалента**  $n(f_{\text{ЭКВ}}(\text{X})\text{X})$  - это отношение массы вещества к молярной массе его эквивалента:

$$n(f_{\text{ЭКВ}}(\text{X})\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{X}))} \quad (5)$$

Единицей количества вещества эквивалента есть моль.

Например, количество вещества эквивалента гидроксида кальция в реакции (2) или (3):  $n(f_{\text{ЭКВ}}(\text{Ca}(\text{OH})_2)\text{Ca}(\text{OH})_2) = n(1/2\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1$  моль, т.е. 1 моль вещества условно состоит из эквивалентов  $1/2\text{Ca}(\text{OH})_2$ , поскольку в реакции (2) или (3)  $f_{\text{ЭКВ}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1/2$ .

**Пример реакции обмена – осаждение:**



1 моль                      1 моль

или 1 молекула            1 молекула

1 молекула            2 Cl<sup>-</sup> - ионы

1/2 молекулы            1 Cl<sup>-</sup> - ион

В этой реакции одному хлорид-иону эквивалентна 1/2 молекулы вещества натрий сульфата. Но один хлорид-ион эквивалентен одному иону водорода. Таким образом, 1/2 молекулы  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  эквивалентна одному иону водорода. Это пример того, когда условная частица данного вещества в данной реакции как-то иным образом эквивалента одному иону водорода. Тогда

$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1/2,$$

эквивалент  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  имеет форму записи:  $f_{\text{ЭКВ}}(\text{Na}_2\text{SO}_4)\text{Na}_2\text{SO}_4 = 1/2 \text{Na}_2\text{SO}_4$ .

Тогда молярная масса эквиваленту имеет форму записи

$$M\left(\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{SO}_4\right) = f_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_4)$$

$$M\left(\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{SO}_4\right) = \frac{1}{2} \cdot 142 = 71 \text{ г/моль.}$$

**Пример 1.** Определить факторы эквивалентности, эквиваленты, и молярные массы эквивалентов следующих веществ: 1) HCl; 2) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; 3) H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>; 4) KOH; 5) Cu(OH)<sub>2</sub>; 6) Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>; 7) Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>.

**Решение.** Величина фактора эквивалентности кислот, основ, солей в обменных реакциях рассчитывается по формуле (4). Тогда:

$$1) z = 1, f_{\text{экв}}(\text{HCl}) = 1;$$

эквивалент соляной кислоты

$$f_{\text{экв}}(\text{HCl}) \text{ HCl} = \text{HCl};$$

молярная масса эквивалента HCl

$$M(\text{HCl}) = f_{\text{экв}}(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = 1 \cdot 35,5 = 35,5 \text{ г/моль.}$$

$$2) z = 2; f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2};$$

эквивалент серной кислоты

$$f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \text{ H}_2\text{SO}_4 = \frac{1}{2} \text{ H}_2\text{SO}_4;$$

молярная масса эквивалента серной кислоты

$$M\left(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4\right) = f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 98 = 49 \text{ г/моль.}$$

$$3) z = 3; f_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3};$$

эквивалент фосфорной кислоты

$$f_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) \text{ H}_3\text{PO}_4 = \frac{1}{3} \text{ H}_3\text{PO}_4;$$

молярная масса эквивалента фосфорной кислоты

$$M\left(\frac{1}{3} \text{H}_3\text{PO}_4\right) = f_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot M(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3} \cdot 98 = 32,7 \text{ г/моль.}$$

$$4) z = 1, f_{\text{экв}}(\text{KOH}) = 1;$$

эквивалент гидроксида калия

$$f_{\text{экв}}(\text{KOH}) \text{ KOH} = \text{KOH};$$

молярная масса эквивалента гидроксида калия

$$M(\text{KOH}) = f_{\text{экв}}(\text{KOH}) \cdot M(\text{KOH}) = 1 \cdot 56 = 56 \text{ г/моль.}$$

$$5) z = 2, f_{\text{ЭКВ}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2};$$

эквивалент гидроксида меди

$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) \text{ Cu}(\text{OH})_2 = \frac{1}{2} \text{ Cu}(\text{OH})_2;$$

молярная масса эквивалента гидроксида калия

$$M\left(\frac{1}{2} \text{ Cu}(\text{OH})_2\right) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2} \cdot 98 = 49 \text{ г/моль.}$$

$$6) z = 1 \cdot 3 = 3, f_{\text{ЭКВ}}(\text{Na}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3};$$

эквивалент соли

$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{Na}_3\text{PO}_4) \text{ Na}_3\text{PO}_4 = \frac{1}{3} \text{ Na}_3\text{PO}_4;$$

молярная масса эквивалента соли

$$M\left(\frac{1}{3} \text{ Na}_3\text{PO}_4\right) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{Na}_3\text{PO}_4) \cdot M(\text{Na}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3} \cdot 164 = 54,7 \text{ г/моль.}$$

$$7) z = 3 \cdot 2 = 6, f_{\text{ЭКВ}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{1}{6};$$

эквивалент соли

$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) \text{ Cr}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{1}{6} \text{ Cr}_2(\text{SO}_4)_3;$$

молярная масса эквивалента соли

$$M\left(\frac{1}{6} \text{ Cr}_2(\text{SO}_4)_3\right) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot M(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{1}{6} \cdot 392 = 65,3 \text{ г/моль.}$$

**Пример 2.** Вычислить факторы эквивалентности и молярные массы эквивалентов веществ  $\text{H}_2\text{CO}_3$  и  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  в следующих реакциях:



**Решение.** Величина фактора эквивалентности кислот, оснований, солей в обменных реакциях рассчитывается по формуле

$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{X}) = \frac{1}{z},$$

где для кислот  $z$  - число атомов водорода, которые могут быть замещены в молекуле кислоты на атомы металла;

для оснований  $z$  - это число гидроксидных групп, которые могут быть замещены на кислотный остаток;

для солей  $z$  равняется  $q \cdot n$ , где  $q$  - заряд катиона металла,  $n$  - число катионов формуле соли.

В реакции (1) только один атом водорода в  $\text{H}_2\text{CO}_3$  замещается на натрий, тогда  $z = 1$  и  $f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 1$ ; молярная масса эквивалента кислоты тогда рассчитывается как:

$$M(\text{H}_2\text{CO}_3) = f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{H}_2\text{CO}_3) = 1 \cdot 62 = 62 \text{ г/моль}$$

В реакции (2) два атома водорода в кислоте замещаются на два атома натрия, тогда  $z = 2$  и  $f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2}$ . Следовательно, молярная масса эквивалента кислоты

$$M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{CO}_3\right) = f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{H}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2} \cdot 62 = 31 \text{ г/моль}$$

В реакции (3) все три  $\text{OH}^-$  - группы в  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  замещены на кислотный остаток, тогда  $z = 3$  и  $f_{\text{экв}}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = \frac{1}{3}$ . Следовательно, молярная масса эквивалента

$$M\left(\frac{1}{3}\text{Fe}(\text{OH})_3\right) = f_{\text{экв}}(\text{Fe}(\text{OH})_3) \cdot M(\text{Fe}(\text{OH})_3) = \frac{1}{3} \cdot 107 = 35,7 \text{ г/моль}$$

В реакции (4) только одна  $\text{OH}^-$  - группа в  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  замещена кислотным остатком, тогда  $z = 1$ ,  $f_{\text{экв}}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 1$ ;

$$M(\text{Fe}(\text{OH})_3) = f_{\text{экв}}(\text{Fe}(\text{OH})_3) \cdot M(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 1 \cdot 107 = 107 \text{ г/моль.}$$

**Пример 3.** Определить факторы эквивалентности и молярные массы эквивалентов для окислителей и восстановителей прямой и обратной реакции:



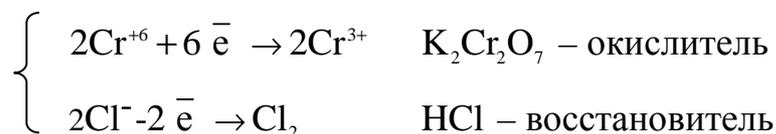
**Решение.** Фактор эквивалентности веществ в окислительно-восстановительных реакциях рассчитывают по уравнению

$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{X}) = \frac{1}{z},$$

где  $z$  - число принятых или отданных электронов 1 молям вещества.

Для определения факторов эквивалентности окислителей и восстановителей обязательно нужно использовать схему электронного баланса.

Для **прямой реакции** схема электронного баланса имеет вид:



1 моль  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , который содержит  $2\text{Cr}^{+6}$ , принимает 6 электронов, тогда

$$z(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 6, f_{\text{ЭКВ}}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{1}{6};$$

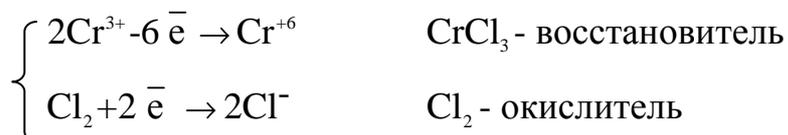
$$M\left(\frac{1}{6}\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7\right) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{1}{6} \cdot 294 = 49\text{г/моль}.$$

2 иона  $\text{Cl}^-$ , которые отвечают 2 молям  $\text{HCl}$ , отдают 2 электрона, тогда очевидно, что 1 моль  $\text{HCl}$  отдает 1 электрон

$$z(\text{HCl}) = 1 \quad f_{\text{ЭКВ}}(\text{HCl}) = 1$$

$$M(\text{HCl}) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = 1 \cdot 36.5 = 36.5\text{г/моль}$$

Для **обратной реакции** схема электронного баланса имеет вид:



2 иона  $\text{Cr}^{3+}$ , которые отвечают 2 молям  $\text{CrCl}_3$ , отдают 6 электронов, тогда 1 моль будет отдавать 3 электрона, т.е.

$$z(\text{CrCl}_3) = 3, f_{\text{ЭКВ}}(\text{CrCl}_3) = \frac{1}{3};$$

$$M\left(\frac{1}{3}\text{CrCl}_3\right) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{CrCl}_3) \cdot M(\text{CrCl}_3) = \frac{1}{3} \cdot 158.5 = 52.8\text{г/моль};$$

для  $\text{Cl}_2$

$$z(\text{Cl}_2) = 2, f_{\text{ЭКВ}}(\text{Cl}_2) = \frac{1}{2};$$

$$M\left(\frac{1}{2}\text{Cl}_2\right) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{Cl}_2) \cdot M(\text{Cl}_2) = \frac{1}{2} \cdot 71 = 35.5\text{г/моль}.$$

**Пример 4.** Серная кислота массой 4,9г прореагировала с гидроксидом калия массой 2,8г. Определите молярную массу эквивалента серной кислоты и напишите уравнение реакции.

**Решение.** По закону эквивалентов вещества взаимодействуют и образуются в количествах, которые равны их количествам веществ эквивалентов. Например, при взаимодействии веществ А и В можно записать следующим образом:

$$n(f_{\text{ЭКВ}}(\text{A})) = n(f_{\text{ЭКВ}}(\text{B})) \quad (1)$$

Тогда очевидно, что

$$\frac{m(\text{A})}{M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{A})\text{A})} = \frac{m(\text{B})}{M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{B})\text{B})} \quad (2)$$

или

$$\frac{m(\text{A})}{m(\text{B})} = \frac{M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{A})\text{A})}{M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{B})\text{B})} \quad (3)$$

Соотношение (3) является следствием закона эквивалентов (1) - массы веществ, которые реагируют между собой, пропорциональные их молярным массам эквивалентов.

Для гидроксида калия всегда  $z = 1$  и тогда  $f_{\text{ЭКВ}}(\text{KOH}) = 1$ . Рассчитаем молярную массу эквивалента гидроксида калия:

$$M(\text{KOH}) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{KOH}) \cdot M(\text{KOH}) = 1 \cdot 56 = 56 \text{ г/моль.}$$

Запишем закон эквивалентов для реагирующих веществ

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{KOH}}} = \frac{M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_2\text{SO}_4)\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{KOH})\text{KOH})} \quad (4)$$

Рассчитаем молярную массу эквивалента серной кислоты, исходя из уравнения (4)

$$M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_2\text{SO}_4)\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{KOH})\text{KOH})}{m(\text{KOH})} = \frac{4.9 \cdot 56}{2.8} = 98 \text{ г/моль.}$$

Находим фактор эквивалентности серной кислоты:

$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_2\text{SO}_4)\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{98}{98} = 1.$$

Следовательно, в этой реакции лишь один атом водорода в молекуле серной кислоты замещается на металл. Поэтому реакция идет по уравнению



Ответ:  $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$ .

**Пример 5.** При восстановлении водородом 10,17г оксида двухвалентного металла образовалось 2,25г воды, молярная масса эквивалента которой 9,00 г/моль. Вычислите молярные массы эквивалентов оксида и металла и атомную массу металла. Чему равен объем (н.у.) водорода, который прореагировал в реакции?

**Решение.** По закону эквивалентов вещества взаимодействуют и образуются в количествах, которые равны количествам их веществ эквивалентов.

Для решения задачи воспользуемся следствием из закона эквивалентности, согласно которому массы веществ, которые реагируют между собой, пропорциональные их молярным массам эквивалента:

$$\frac{m_{\text{оксида}}}{m_{\text{воды}}} = \frac{M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{оксида})\text{оксид})}{M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{воды})\text{вода})} \quad (1)$$

Из уравнения (1) рассчитаем молярную массу эквивалента оксида металла:

$$M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{оксида})\text{оксид}) = \frac{m_{\text{оксида}} \cdot M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{воды})\text{вода})}{m_{\text{воды}}} = \frac{10.17 \cdot 9}{2.25} = 40.7 \text{ г/моль}$$

Для определения молярной массы эквивалента металла используем соотношение:

$$M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{оксида})\text{оксид}) = M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})\text{Me}) + M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{O})\text{O}), \quad (2)$$

где Me - металл; O - кислород.

Рассчитаем молярную массу эквивалента кислорода:

$$M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{O})\text{O}) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{O}) \cdot M(\text{O}) = \frac{1}{2} \cdot 16 = 8 \text{ г/моль}$$

Тогда из уравнения (2) вытекает, что

$$M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})\text{Me}) = M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{оксида})\text{оксид}) - M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{O})\text{O}) = 40.7 - 8 = 32.7 \text{ г/моль}$$

Поскольку  $M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})\text{Me}) = M(\text{Me}) \cdot f_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})$ , (где  $f_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})$  - фактор эквивалентности металла), то зная (из условия задачи), что металл двухвалентный (ведь  $f_{\text{ЭКВ}}(\text{Me}) = \frac{1}{2}$ ), можно рассчитать молярную массу атомов металла:

$$M(\text{Me}) = M(f_{\text{экв}}(\text{Me}))/f_{\text{экв}}(\text{Me}) = 32.7 : \frac{1}{2} = 65.4 \text{ г/моль.}$$

Молярная масса атомов металла численно совпадает с относительной атомной массой и равна 65,4 а.е.м. – этот металл Zn. Оксид цинка - ZnO.

Молярным объемом эквивалента называется объем, который занимает при данных условиях 1 моль эквивалента вещества. Например, при нормальных условиях молярный объем эквивалента кислорода равен  $V(\frac{1}{4}\text{O}_2) = V(\text{O}_2) \cdot f_{\text{экв}}(\text{O}_2) = 22.4/4 = 5.6$  л (где  $V(\text{O}_2)$  - молярный объем, который равен 22,4 л;  $f_{\text{экв}}(\text{O}_2) = \frac{1}{4}$ ), а молярный объем эквивалента водорода соответственно будет -  $V(\frac{1}{2}\text{H}_2) = V(\text{H}_2) \cdot f_{\text{экв}}(\text{H}_2) = 22.4/2 = 11.2$  л ( $f_{\text{экв}}(\text{H}_2) = \frac{1}{2}$ ).

Запишем закон эквивалентов в объемном выражении:

$$\frac{m_{\text{воды}}}{M(f_{\text{экв}}(\text{воды})\text{вода})} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V(\frac{1}{2}\text{H}_2)} \quad (3)$$

Из уравнения (3) рассчитаем, какой объем водорода вступил в реакцию:

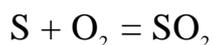
$$V_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{воды}} \cdot V(\frac{1}{2}\text{H}_2)}{M(f_{\text{экв}}(\text{воды})\text{вода})} = \frac{2.25 \cdot 11.2}{9} = 2.8 \text{ л(н.у.)}$$

**Ответ:**  $M(\frac{1}{2}\text{металла}) = 32.7 \text{ г/моль}; \quad M(f_{\text{экв}}(\text{оксида})\text{оксид}) = 40.7 \text{ г/моль};$

$Ar(\text{металла}) = 65.4 \text{ а.е.м.}; \quad V_{\text{H}_2} = 2.8 \text{ л(н.у.)}.$

**Пример 6.** При сгорании серы в кислороде образовалось 12,8 г SO<sub>2</sub>. Сколько эквивалентов кислорода израсходовано на эту реакцию? Чему равны молярные массы эквивалента серы и его оксида?

**Решение.** Запишем уравнение реакции:



Рассчитаем молярные массы эквивалентов кислорода, диоксида серы и серы. Поскольку

$$f_{\text{экв}}(\text{O}_2) = \frac{1}{4}; f_{\text{экв}}(\text{SO}_2) = \frac{1}{4}; f_{\text{экв}}(\text{S}) = \frac{1}{4},$$

Это тогда

$$M\left(\frac{1}{4}\text{O}_2\right) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = \frac{1}{4} \cdot 32 = 8 \text{ г/моль};$$

$$M\left(\frac{1}{4}\text{SO}_2\right) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{SO}_2) \cdot M(\text{SO}_2) = \frac{1}{4} \cdot 64 = 16 \text{ г/моль};$$

$$M\left(\frac{1}{4}\text{S}\right) = f_{\text{ЭКВ}}(\text{S}) \cdot M(\text{S}) = \frac{1}{4} \cdot 32 = 8 \text{ г/моль}$$

По закону эквивалентов определим массу кислорода, которая прореагировала:

$$\frac{m_{\text{O}_2}}{m_{\text{SO}_2}} = \frac{M\left(\frac{1}{4}\text{O}_2\right)}{M\left(\frac{1}{4}\text{SO}_2\right)};$$

$$m_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{SO}_2} \cdot M\left(\frac{1}{4}\text{O}_2\right)}{M\left(\frac{1}{4}\text{SO}_2\right)} = \frac{12.8 \cdot 8}{16} = 6.4 \text{ г}$$

Рассчитаем количество молей эквивалента кислорода, израсходованного на реакцию:

$$n\left(\frac{1}{4}\text{O}_2\right) = \frac{m_{\text{O}_2}}{M\left(\frac{1}{4}\text{O}_2\right)} = \frac{6.4}{8} = 0.8 \text{ моль}$$

**Ответ:**  $M\left(\frac{1}{4}\text{O}_2\right) = 8 \text{ г/моль}; M\left(\frac{1}{4}\text{SO}_2\right) = 16 \text{ г/моль}; M\left(\frac{1}{4}\text{S}\right) = 8 \text{ г/моль};$

$$n\left(\frac{1}{4}\text{O}_2\right) = 0.8 \text{ моль.}$$

**Пример 7.** Из 1,3 г гидроксида металла образуется 2,85 г сульфата этого же металла. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

**Решение.** Молярную массу эквивалента гидроксида металла можно представить как сумму молярных масс эквивалентов металла и гидроксогруппы, т.е.

$$M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{гидр.})\text{гидроксид}) = M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})\text{Me}) + M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{OH}^-)\text{OH}^-).$$

Молярную массу эквивалента сульфата металла можно представить как сумму молярных масс эквивалентов металла (Me) и сульфат-иона, т.е.:

$$M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{сульфата})\text{сульфат}) = M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})\text{Me}) + M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{SO}_4^{2-})\text{SO}_4^{2-}).$$

По закону эквивалентов:

$$\frac{m_{\text{гидроксида}}}{m_{\text{сульфата}}} = \frac{M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})\text{Me}) + M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{OH}^-)\text{OH}^-)}{M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})\text{Me}) + M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{SO}_4^{2-})\text{SO}_4^{2-})}$$

Рассчитаем эквивалентные массы гидроксид - и сульфат - ионов. Поскольку  $f_{\text{ЭКВ}}(\text{OH}^-) = 1$ , а  $f_{\text{ЭКВ}}(\text{SO}_4^{2-}) = \frac{1}{2}$ , то

$$M(\text{OH}^-) = M(\text{OH}^-) \cdot f_{\text{ЭКВ}}(\text{OH}^-) = 17 \cdot 1 = 17 \text{ г/моль};$$

$$M\left(\frac{1}{2}\text{SO}_4^{2-}\right) = M(\text{SO}_4^{2-}) \cdot f_{\text{ЭКВ}}(\text{SO}_4^{2-}) = 96 \cdot \frac{1}{2} = 48 \text{ г/моль}.$$

Тогда

$$\frac{1.3 \text{ г}}{2.85 \text{ г}} = \frac{M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})\text{Me}) + 17 \text{ г/моль}}{M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})\text{Me}) + 48 \text{ г/моль}} \Rightarrow$$
$$M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})\text{Me}) = 9 \text{ г/моль}.$$

**Ответ:** молярная масса эквивалента металла 9 г/моль.

### ЗАДАНИЯ

1. На восстановление 7,09 г оксида двухвалентного металла нужно 2,24 л водорода (н.у.). Вычислите молярные массы эквивалентов оксида и металла. Чему равна атомная масса металла?

2. Одна и та же масса металла соединяется с 1,591 г галогена и 70,2 см<sup>3</sup> кислорода (н.у.). Вычислите молярную массу эквивалента галогена.

3. Напишите уравнение реакций  $\text{Al}(\text{OH})_3$  из с соляной и серной кислотой, при которых образуются следующие соединения алюминия:

а) дигидроксохлорид; б) гидроксодихлорид; в) трихлорид; г) сульфат, а также вычислите фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента  $\text{Al}(\text{OH})_3$  в каждой реакции.

4. Какая масса металла, молярная масса эквиваленту которого 12,16 г/моль, взаимодействует с 310 см<sup>3</sup> кислорода (н.у)?

5. Из 3,85 г нитрата металла получили 1,6 г его гидроксида. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

6. Молярная масса эквивалента трехвалентного металла равна 9 г/моль. Вычислите атомную массу металла, молярную массу эквивалента его оксида и процентное содержание кислорода в оксиде.

7. Из 1,35 г оксида металла образуется 3,15 г его нитрата. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

8. Вещество содержит 39,0 % серы, молярная масса эквиваленту которого 16 г/моль, и мышьяк. Вычислите молярную массу эквивалента и валентность мышьяка, составьте формулу этого вещества.

9. Оксид трехвалентного элемента содержит 31,58% кислорода. Вычислите молярную массу эквивалента и атомную массу этого элемента.

10. Вычислите фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента  $\text{H}_3\text{PO}_4$  в реакциях образования: а) гидрофосфата натрия; б) дигидрофосфата натрия; у) орто - фосфата натрия.

11. Один оксид марганца содержит 22,56% кислорода, а другой - 50,50%. Вычислите молярные массы эквивалентов марганца в этих оксидах и составьте их формулы.

12. При взаимодействии 3,24 г трехвалентного металла с кислотой выделилось 4,03 л водорода (н.у.). Вычислите молярную массу эквивалента и атомную массу металла.

13. Едким калием подействовали на растворы: а) дигидрофосфата калия; б) дигидроксонитрата висмута (+3). Напишите уравнение реакций, определите молярные массы эквивалентов соединений.

14. В 2,48 г оксида одновалентного металла содержится 1,84 г металла. Вычислите молярные массы эквивалентов металла и его оксида.

15. В оксидах азота на два атома азота приходится: а) пять; б) четыре; в) три; г) два атома кислорода. Вычислите молярную массу эквивалента азота в оксидах и молярные массы эквивалентов его оксидов.

16. Чему равна молярная масса эквивалента воды при взаимодействии ее с:  
а) с натрием; б) с оксидом натрия.

17. На нейтрализацию 0,943 г фосфорной кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_3$  израсходовано 1,291 г КОН. Вычислите молярную массу эквивалента кислоты и ее основность.

18. При восстановлении 1,2 г оксида металла водородом образовалось 0,27 г воды. Вычислите молярные массы эквивалентов оксида и металла.

19. Избытком соляной кислоты подействовали на растворы: а) гидрокарбоната кальция; б) гидроксохлорида алюминия. Напишите уравнение реакций

этих веществ с соляной кислотой и определите их факторы эквивалентности и молярные массы эквивалентов в этих реакциях.

20. При окислении 16,74 г двухвалентного металла образовалось 21,54 г оксида. Вычислите молярные массы эквивалентов металла и его оксида. Чему равна масса одного моля атомов металла.

## 2. СТРОЕНИЕ АТОМА

**Пример 1.** С помощью главного, орбитального и магнитного квантовых чисел описать подуровни  $3p$  и  $3f$ , указать количество атомных орбиталей в этих подуровнях.

**Решение.** Для подуровня  $3p$   $n=3$ ,  $l=1$ ,  $m_l = -1, 0, +1$ , таким образом, количество орбиталей (число возможных значений  $m$ ) равно 3.

Для подуровня  $5f$   $n=5$ ,  $l=3$ ,  $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ , таким образом, количество орбиталей (число возможных значений  $m$ ) равно 7.

**Пример 2.** Какие подуровни в каких электронных уровнях имеют сумму главного и орбитального квантовых чисел, равную 5? В какой последовательности они заполняются электронами?

**Решение.** Сумму  $(n+l)$  могут иметь  $5s$  ( $n = 5, l = 0$ ),  $4p$  ( $n = 4, l = 1$ ) и  $3d$  ( $n = 3, l = 2$ ) подуровни. По правилу Клечковского при одинаковых значениях суммы  $(n+l)$  первым заполняется тот подуровень, для которого значения главного квантового числа меньше. Таким образом, последовательность заполнения должна быть следующей:  $3d > 4p > 5s$ .

**Пример 3.** Для электронных структур  $3p^2 4s^2$  и  $4d^{12} 5s^2$  указать невозможные и причину невозможности их реализации в невозбужденном состоянии атома.

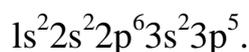
**Решение.** Структура  $3p^2 4s^2$  невозможна потому, что, согласно правилу Клечковского, на  $4s$ - подуровень ( $4+0 = 4$ ) электроны не могут поступать до тех пор, пока полностью не заполнится  $3p$ - подуровень ( $3+1 = 4$ ), который может вмещать 6 электронов.

Структура  $4d^{12} 5s^2$  невозможна потому, что наибольшая вместительность d- подуровня - 10 электронов, поскольку на d- подуровне только пять орбиталей.

**Пример 4.** Напишите электронные и электроннографические формулы атомов Cl и Mn, укажите, к какому электронному семейству (s-, p-, d-, f) они относятся, сравните максимально возможную валентность этих элементов и их металлические (неметаллические) свойства.

**Решение.** Написать электронную формулу элемента - это значит, исходя из принципа Паули и правил Хунда и Клечковского, распределить электроны, который принадлежат атому данного элемента, по уровням и подуровням.

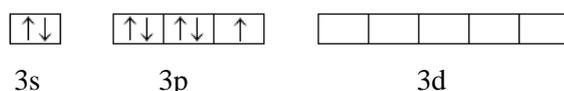
Электронная формула атома Cl, который имеет 17 электронов, имеет вид:



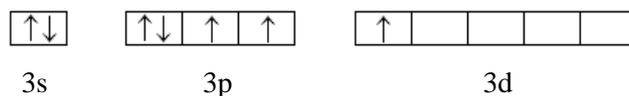
Электронная оболочка, которая заканчивается на  $ns^2 np^6$  (где n – целое число), очень устойчива. Ее электроны не способны взаимодействовать с электронами других атомов при образовании химической связи. Такие оболочки напоминают оболочки инертных газов. Поэтому в атоме хлора электроны  $1s^2 2s^2 2p^6$  повторяют устойчивую оболочку предыдущего к хлору инертного газа неона. Тогда электронную формулу хлора можно представить в сокращенном виде:  $[Cl] 3s^2 3p^5$ .

Сокращенная электронная формула позволяет выделить "валентные" электроны, т.е. электроны, способные к участию в образовании химических связей. Таким образом, у атома хлора семь валентных электронов.

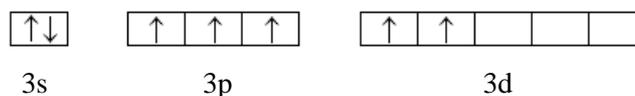
Для наглядного представления о валентных возможностях этих электронов в основном и возбужденном состоянии составляют графические электронные формулы. Эти формулы показывают распределение электронов не только по уровням и подуровням, но и по орбиталям. Запишем графическую формулу атома хлора в основном (невозбужденном) состоянии:



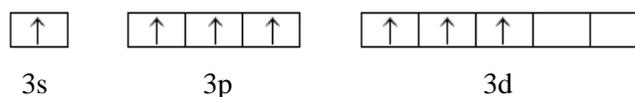
Валентность элемента определяется количеством неспаренных электронов. Тогда, в основном состоянии хлор имеет валентность 1. При возбуждении атома возможны переходы электронов в пределах собственного уровня, если есть вакантные орбитали. Так, в атоме хлора при возбуждении возможны переходы одного из спаренных электронов, потом другого из спаренных электронов p- подуровня и в конце концов одного s-электрона на d - подуровень, согласно чему валентность хлора будет:



(валентность хлора III)

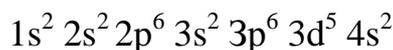


(валентность хлора V)



(валентность хлора VII)

Аналогично, электронная формула марганца, который имеет порядковый номер 25:



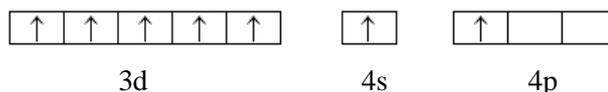
Сокращенная электронная формула:  $[Mn] 3d^5 4s^2$ .

Графическая электронная формула марганца в основном (невозбужденном) состоянии:



(валентность марганца V)

В возбужденном состоянии:



(валентность марганца VII)

Как видно из этих формул, максимальная валентность марганца, как и хлора, равна 7. Поэтому марганец и хлор могут образовывать похожие соединения с кислородом, в которых и хлор и марганец проявляют высшую степень

окисления +7 ( $\text{Cl}_2\text{O}_7$  и  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ). В этих соединениях и хлор, и марганец проявляют неметаллические свойства. Вместе с тем, марганец, имея на внешнем 4 s-подуровне два электрона, может их отдавать, образуя соединения со степенью окисления +2, которые имеют выраженные металлические свойства. Поскольку марганец не способен присоединять электроны, то он, в отличие от хлора, соединений с водородом не образует. Таким образом, хлор - типичный неметалл, а марганец может проявлять как металлические, так и неметаллические свойства.

Чтобы ответить на вопрос, к какому электронному семейству (s-, p-, d-, f) относится данный элемент, нужно установить по графической электронной формуле, какой подуровень заполняется последним. Так, как в хлоре последним заполняется p- подуровень, то хлор - p- элемент. В марганце последним заполняется d- подуровень, следовательно, марганец - d-элемент.

### ЗАДАНИЯ.

21. С помощью главного, орбитального и магнитного квантовых чисел описать подуровни 5s и 4p, указать количество атомных орбиталей в этих подуровнях.

22. Напишите электронные и электроннографические формулы элементов с порядковыми номерами 16 и 34, укажите их валентность в основном и возбужденном состояниях, к какому электронному семейству относятся эти элементы, сравните их свойства.

23. Какие орбитали 4d или 5s, 3d или 4p заполняются электронами раньше и почему?

24. Описать, пользуясь значениями главного, орбитального и магнитного квантовых чисел подуровни 3d и 4s, указать возможное количество атомных орбиталей в этих подуровнях.

25. Среди электронных структур  $4s^1$ ,  $3p^8$ ,  $5d^{11}$  указать невозможные и обосновать невозможность их реализации.

26. Составьте электронные и электроннографические формулы элементов с порядковыми номерами 35 и 43, укажите валентность в основном и возбуж-

денном состоянии, к какому электронному семейству они относятся, на основании электронного строения сравните их свойства.

27. Возможна ли реализация электронных структур  $3p^6 4s^1$  и  $3s^0 3p^1$  в невозбужденном атоме ?

28. Сколько и какие значения может принимать магнитное квантовое число при значении орбитального квантового числа, которое равно: а)  $l = 0$ ; б)  $l = 1$ ; в)  $l = 2$  ? Ответ обосновать.

29. В чем заключается принцип Паули? Возможные ли электронные конфигурации  $3p^5 4s^2$ ,  $3d^{12} 4s^2$ ,  $3p^6 4s^2 4p^3$ ?

30. Какие подуровни и в каких электронных уровнях имеют значение  $n+l=4$ ? В какой последовательности они заполняются электронами?

31. Чем объясняется возможность или невозможность следующих электронных конфигураций: а)  $4s^3$ ; б)  $5d^8$ ; в)  $3p^9$ ?

32. Указать возможное количество орбиталей в  $3d$  и  $5f$  подуровнях, исходя из ограничений, которые накладываются главным квантовым числом на значение орбитального и магнитного квантовых чисел.

33. Для электронных структур  $2d^3$  и  $3d^4 4s^2$  указать возможные и невозможные. Ответ обосновать.

34. Составить электронные и электронографические формулы элементов с порядковыми номерами 15 и 33. Указать валентность в основном и возбужденном состояниях, к какому электронному семейству относятся эти элементы, на основании электронного строения сравнить их основные свойства (металл или не металл).

35. Для каких подуровней возможные значения  $(n+l) = 7$ . В какой последовательности будут заполняться эти подуровни?

36. Обосновать возможность или невозможность существования электронных конфигураций  $1s^2 1p^3$  и  $3d^3 4s^2$ , пользуясь представлениями о разрешенных значениях квантовых чисел.

37. С помощью главного, орбитального и магнитного квантовых чисел указать количество орбиталей в  $2p$  и  $5d$  - подуровнях, рассчитать максимальное

число электронов на подуровнях.

38. Чем отличается последовательность в заполнении орбиталей в атомах d-элементов от последовательности их заполнения в атомах s- и p- элементов, как это объясняется согласно правилу Клечковского? Привести примеры.

39. Написать электронные и электронографические формулы элементов с порядковыми номерами 19 и 29 (у последнего элемента наблюдается провал одного s-электрона на d-подуровень предыдущего уровня), к каким электронным семействам относятся эти элементы, сравните их металлические свойства.

40. Составьте электронную и электронографическую формулу элемента с порядковым номером 46, учитывая, что находясь в пятом периоде, атомы этого элемента не содержат ни одного электрона на пятом энергетическом уровне. Какие свойства можно предположить у этого элемента, исходя из его электронного строения?

### 3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ

**Пример 1.** Что следует понимать под степенью окисления атома? Определить степень окисления азота в соединениях  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{NH}_2\text{OH}$ ,  $\text{N}_2$ .

**Решение.** Степень окисления - это условный электрический заряд (в единицах заряда электрона), который получил бы данный атом, если бы каждая общая пара электронов, связывающих его с другими атомами, полностью сместилась к более электроотрицательному атому. Или под степенью окисления (x) понимают условный заряд атома, который исчисляется, исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов.

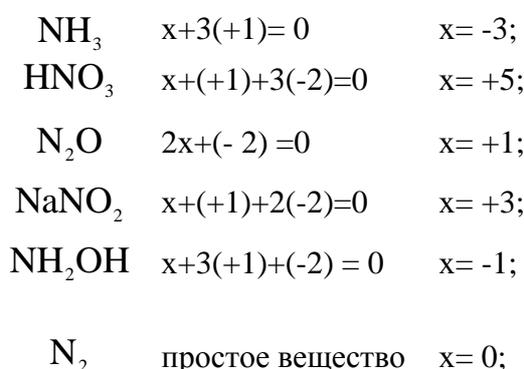
При расчете степеней окисления исходят из электронейтральности вещества: сумма степеней окисления всех атомов в соединении равна нулю.

Степень окисления может быть положительной, отрицательной, нулевой. Она указывается арабской цифрой со знаком плюс или минус над символом атома.

Некоторые атомы имеют постоянную степень окисления. Так, водород в большинстве соединений имеет степень окисления +1 и лишь в соединениях с некоторыми металлами она равна -1, например  $\text{KH}$  или  $\text{MgH}_2$ ; Кислород обычно проявляет степень окисления -2 (кроме пероксидов, в которых степень окисления кислорода -1). Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю.

Рассчитаем степень окисления азота в предложенных соединениях.

Обозначим степень окисления азота через  $x$ , тогда, учитывая, что степень окисления водорода +1, а кислорода - 2, получим:



**Пример 2.** Объяснить механизм образования молекулы  $\text{SiF}_4$ , а также иона  $\text{SiF}_6^{2-}$ .

**Решение.** Электронная конфигурация атома кремния  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ . Электронное строение валентных орбиталей атома кремния в невозбужденном состоянии соответствует схеме:



При возбуждении атом кремния переходит в состояние  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$ , а электронное строение его валентных орбиталей соответствует схеме:



Четыре неспаренных электрона возбужденного атома кремния могут участвовать в образовании четырех ковалентных связей по обычному механизму с

атомами фтора ( $1s^2 2s^2 2p^5$ ), имеющими по одному неспаренному электрону, с образованием молекулы  $\text{SiF}_4$ .

Для образования иона  $\text{SiF}_6^{2-}$  к молекуле  $\text{SiF}_4$  должны присоединиться два иона фтора ( $1s^2 2s^2 2p^6$ ), все валентные электроны которых спарены. Связь осуществляется по донорно-акцепторному механизму за счет пары электронов каждого иона фтора и двух вакантных 3d-орбиталей атома кремния.

**Пример 3.** Как изменяется прочность связи атому Гидрогена в ряде  $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se} - \text{H}_2\text{Te}$ ?

**Решение.** В данном ряде размеры валентных электронных облаков элементов O, S, Se, Te возрастают, что приводит к уменьшению степени их перекрытия с электронным облаком водорода и к отдалению области перекрытия от ядра соответствующего элемента. Это вызывает уменьшение тяготения ядер взаимодействующих атомов к области перекрытия электронных облаков, т.е. приводит к уменьшению прочности связи. Кроме того, возрастает экранирование ядер элементов в последовательности O – S – Se – Te вследствие увеличения числа промежуточных электронных слоев.

Таким образом, при переходе от кислорода к теллуру прочность связи водород-элемент уменьшается.

**Пример 4.** В чем заключается отличие  $\sigma$ - и  $\pi$ -связей?

**Решение.**  $\sigma$ -связью называется ковалентная связь, при которой перекрытие электронных облаков происходит по линии, которая связывает ядра атомов.

$\pi$ -связи образуются за счет перекрытия p- или d-электронных облаков по обе стороны от линии соединения атомов.

**Пример 5.** Указать типы химических связей в молекулах следующих веществ:  $\text{H}_2\text{O}$ , CO, HCl,  $\text{BCl}_3$ , LiH,  $\text{CH}_4$ , Na, NaCl,  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ .

**Решение.** В соединениях  $\text{H}_2\text{O}$ , CO, HCl,  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{CH}_4$  – ковалентная полярная связь;

$\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  – ковалентная неполярная связь;

LiH, NaCl,  $\text{CaF}_2$  – ионная связь;

Na – металлическая связь.

## ЗАДАНИЯ

41. Составьте электронные схемы строения молекул  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CCl}_4$ . В каких молекулах ковалентная связь есть полярной? Как метод валентных связей объясняет угловое строение молекулы  $\text{H}_2\text{S}$ ?

42. Какая химическая связь называется координационной или донорно-акцепторной? Разберите строение комплекса  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ . Укажите донор и акцептор. Как метод валентных связей объясняет тетраэдрическое строение этого иона?

43. Что следует понимать под степенью окисления атома? Определить степень окисления атома углерода и его валентность, обусловленную числом неспаренных электронов, в соединениях  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{HCOOH}$ ,  $\text{CO}_2$ .

44. Какая химическая связь называется ионной? Какой механизм ее образования? Какие свойства ионной связи отличают ее от ковалентной? Приведите два примера типичных ионных соединений, напишите уравнение преобразования соответствующих ионов в нейтральные атомы.

45. Какая химическая связь называется водородной? Между молекулами каких веществ она образовывается? Почему  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{HF}$ , имея меньшую молярную массу, плавятся и кипят при более высокой температуре, чем их аналоги?

46. Чем отличается структура кристаллов  $\text{NaCl}$  от структуры кристаллов натрия? Какой вид связи имеет место в этих кристаллах? Какие кристаллические решетки имеют натрий и хлорид натрия? Чему равно координационное число натрия в этих решетках?

47. Что называется электрическим моментом диполя? Какая из молекул  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$  или  $\text{HI}$  имеет наибольший момент диполя? Почему?

48. Какие кристаллические структуры называются ионными, атомными, молекулярными и металлическими? Кристаллы каких веществ - алмаза, хлорида натрия, диоксида углерода, цинка имеют указанные структуры?

49. Распределите электроны атома серы по квантовым ячейкам. Сколько неспаренных электронов имеют его атомы в нормальном и возбужденном состояниях? Чему при этом равна валентность серы?

50. Как метод валентных связей объясняет линейное строение молекул  $\text{BeCl}_2$  и тетраэдрическое строение  $\text{CH}_4$ .

51. Какие ковалентные связи называются  $\sigma$ -связью и  $\pi$ -связью? Разберитесь на примере строения молекулы азота.

52. Сколько неспаренных электронов имеет атом хлора в нормальном и возбужденном состояниях? Распределите эти электроны по квантовым ячейкам. Чему равна валентность хлора в нормальном и возбужденном состояниях?

53. Какую химическую связь называют ковалентной? Чем можно объяснить направленность ковалентной связи? Как метод валентных связей объясняет строение молекулы воды?

54. Какая ковалентная связь называется  $\sigma$ -связью и  $\pi$ -связью? Что служит количественной мерой полярности ковалентной связи? Составьте электронные схемы строения молекул  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HI}$ . Какие из них являются диполями?

55. Какой способ образования ковалентной связи называется донорно-акцепторным? Какие химические связи есть в ионах  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{BF}_4^-$ ? Укажите донор и акцептор.

56. Сколько  $\sigma$  и  $\pi$ -связей в молекулах  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{HF}$ ? Приведите схематическое строение этих молекул.

57. Указать, к какому атому смещена электронная пара в молекулах  $\text{NH}_3$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{HI}$ .

58. Приведите примеры, когда один и тот же элемент может образовывать разные виды связи: ионный, ковалентный полярный, ковалентный неполярный.

59. Приведите валентные схемы образования химических связей в молекулах  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ .

60. В какой молекуле –  $\text{BF}_3$  или  $\text{NH}_3$  – значение дипольного момента больше и почему?

## 4. ТЕРМОХИМИЯ

**Пример 1.** Реакция горения этана выражается термохимическим уравнением:  $C_2H_{6(g)} + 3,5O_{2(g)} = 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(ж)}$ ;  $\Delta H_{298}^0 = -1559,87$  кДж/моль. Вычислите тепловой эффект образования этана.

**Решение.** Используем следствие из закона Гесса: стандартный тепловой эффект химической реакции  $\Delta H_{298}^0$  равен разности сумм теплот (энтальпий) образования продуктов реакции и начальных веществ:

$$\Delta H_{298}^0 = \sum n \Delta H_{f,298}^0 (\text{продуктов}) - \sum n \Delta H_{f,298}^0 (\text{исходных веществ}),$$

где  $n$  – стехиометрические коэффициенты для данной реакции;

$\Delta H_{f,298}^0$  – стандартная теплота (энтальпия) образования вещества.

$$\Delta H_{298}^0 = 2\Delta H_{f,298}^0 (CO_2) + 3\Delta H_{f,298}^0 (H_2O) - \Delta H_{f,298}^0 (C_2H_6) - 3,5\Delta H_{f,298}^0 (O_2).$$

С учетом того, что энтальпия образования простых веществ (в данном случае молекул кислорода) равна нулю, получаем

$$\Delta H_{f,298}^0 (C_2H_6) = 2\Delta H_{f,298}^0 (CO_2) + 3\Delta H_{f,298}^0 (H_2O) - \Delta H_{298}^0.$$

Данные об энтальпиях образования диоксида углерода и воды находим в справочной таблице 1 (см. Приложение). Тогда

$$\Delta H_{f,298}^0 (C_2H_6) = 2(-393,51) + 3(-285,84) - (-1559,87) = -84,67 \text{ кДж/ моль}.$$

Ответ:  $\Delta H_{f,298}^0 (C_2H_6) = -84,67$  кДж/ моль.

**Пример 2.** Рассчитайте стандартный тепловой эффект реакции

$1/2 Na_2O_{(к)} + 1/2 H_2O_{(ж)} = NaOH_{(к)}$ , если известны стандартные энтальпии образования веществ.

**Решение.** С учетом следствия из закона Гесса (см. предыдущую задачу) можно записать

$$\Delta H_{298}^0 = \Delta H_{f,298}^0 (NaOH) - 1/2\Delta H_{f,298}^0 (Na_2O) - 1/2\Delta H_{f,298}^0 (H_2O).$$

Подставив значение стандартных энтальпий образования веществ с учетом их агрегатных состояний, получим для 1 моль NaOH:

$$\Delta H_{298}^0 = -426,60 - 1/2(-430,60) - 1/2(-285,84) = -68,38 \text{ кДж/моль.}$$

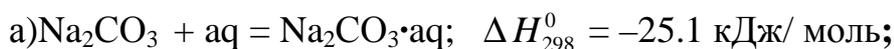
Итак, термохимическое уравнение реакции имеет вид



**Ответ:**  $\Delta H_{298}^0 = -68,38 \text{ кДж/моль.}$

**Пример 3.** Растворение 1 моль безводной соли  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  в достаточно большом количестве воды сопровождается выделением 25,1 кДж теплоты, тогда как при растворении в воде кристаллогидрата  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  поглощается 66,94 кДж теплоты. Вычислите теплоту образования кристаллогидрата.

**Решение.** Запишем термохимическое уравнение реакций (растворитель - воду - условно обозначим через aq):



Если отнять уравнение б) от уравнения а), то получим теплоту образования кристаллогидрата:

$$\Delta H_{f,298}^0 (\text{кристаллогидрата}) = -25,1 - (+66,94) = -92,05 \text{ кДж/моль.}$$

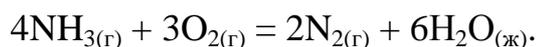
Итак, термохимическое уравнение образования кристаллогидрата имеет следующий вид:



**Ответ:**  $\Delta H_{298}^0 = -92,04 \text{ кДж/моль.}$

**Пример 4.** При взаимодействии газообразного аммиака с кислородом получили газообразный азот и воду в жидком состоянии. При этом выделилось 766 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и сравните приведенное значение теплового эффекта с рассчитанным по закону Гесса. Рассчитайте, сколько моль кислорода вступило в реакцию.

**Решение.** Составим уравнение реакции



На основании следствия из закона Гесса рассчитаем тепловой эффект реакции (данные об энтальпиях образования см. в табл.1 Приложения)

$$\Delta H_{298}^0 = 2\Delta H_{\text{f},298}^0(\text{N}_2) + 6\Delta H_{\text{f},298}^0(\text{H}_2\text{O}) - 4\Delta H_{\text{f},298}^0(\text{NH}_3) - 3\Delta H_{\text{f},298}^0(\text{O}_2);$$

$$\Delta H_{298}^0 = 2 \cdot 0 + 6(-285,8) - 4(-46,2) - 3 \cdot 0 = -1530 \text{ кДж/моль}.$$

По условию задачи в результате реакции выделилось 766 кДж теплоты, расчетное значение  $-1530$  кДж. Следовательно, в результате реакции выделилось в два раза меньше теплоты ( $1530/766 = 2$ ), поэтому в реакцию вступило не 3, а  $3/2$  моль  $\text{O}_2$ .

**Ответ:**  $3/2$  моль  $\text{O}_2$ .

## ЗАДАНИЯ

61. Вычислите тепловой эффект реакции восстановления  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  металлическим алюминием.

62. Газообразный этиловый спирт  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  можно добыть при взаимодействии этилена  $\text{C}_2\text{H}_4$  и водяного пара. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и рассчитайте ее тепловой эффект.

63. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероуглерод. Составьте термохимическое уравнение и рассчитайте тепловой эффект реакции.

64. Напишите термохимическое уравнение реакции между  $\text{CO}_{(\text{r})}$  и  $\text{H}_{2(\text{r})}$ , в результате которой образуются  $\text{CH}_{4(\text{r})}$  и  $\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ . Сколько теплоты выделилось в результате этой реакции?

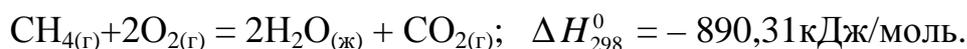
65. При сгорании газообразного этана ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ) образовывается диоксид углерода<sub>(г)</sub> и вода<sub>(ж)</sub>. Напишите термохимическое уравнение реакции и рассчитайте количество теплоты при сгорании  $1 \text{ м}^3$  (н.у.) этана.

66. Напишите термохимическое уравнение и рассчитайте тепловой эффект

реакции при сгорании 5 моль газообразного аммиака. Продукты сгорания - пары воды и газообразный монооксид азота NO.

67. В результате реакции между газообразными метаном (CH<sub>4</sub>) с сероводородом образуются газообразные сероуглерод (CS<sub>2</sub>) и водород. Напишите термохимическое уравнение реакции и рассчитайте ее тепловой эффект.

68. Рассчитайте теплоту образования метана, исходя из таких уравнений:



Полученное значение сравните с табличным.

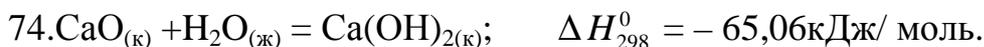
69. Теплота растворения безводного хлорида стронция SrCl<sub>2</sub> равна -47,7 кДж, а теплота растворения кристаллогидрата SrCl<sub>2</sub>·10H<sub>2</sub>O +30,96 кДж. Рассчитайте теплоту гидратации хлорида стронция.

70. При сгорании этиловый спирт образует пары воды и диоксид углерода. Рассчитайте теплоту образования C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH<sub>(ж)</sub>, если при сгорании 11,5г спирта выделяется 308,71 кДж теплоты.

71. Совместное присутствие паров аммиака и соляной кислоты ведет к образованию аэрозоля NH<sub>4</sub>Cl. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и рассчитайте ее тепловой эффект, исходя из 10л газообразного аммиака при н.у.

72. Теплота парообразования жидкого метанола (CH<sub>3</sub>OH) равна +37,4 кДж. Какое количество теплоты выделится в процессе сгорания 1 моль метанола, если продуктами реакции есть газообразный диоксид углерода и пары воды?

73. Рассчитайте теплоту образования Ca(OH)<sub>2</sub>, исходя из таких уравнений:



75. При взаимодействии трех молей газообразного N<sub>2</sub>O с газообразным аммиаком образуются газообразный азот и пары воды. Напишите термохи-

мическое уравнение этой реакции и рассчитайте теплоту образования  $N_2O$ , если тепловой эффект реакции взаимодействия  $N_2O$  с  $NH_3$  равна  $-877,76$  кДж/моль.

74. При получении 37 г кристаллического гидроксида кальция из кристаллического оксида кальция и жидкой воды выделяется 32,53 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции и рассчитайте теплоту образования  $CaO$ .

76. Газообразный аммиак при сгорании образует газ азот и пары воды. При этом тепловой эффект реакции  $-1530,28$  кДж/моль. Рассчитайте теплоту образования газообразного аммиака.

77. Теплота растворения сульфата меди  $CuSO_4$  и медного купороса  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  соответственно равны  $-66,11$  кДж и  $+11,72$  кДж. Рассчитайте теплоту гидратации  $CuSO_4$ .

78. Тепловой эффект сгорания жидкого бензола с образованием газообразного диоксида углерода и паров воды равен  $-3135,58$  кДж/моль. Составьте термохимическое уравнение реакции и рассчитайте теплоту образования бензола.

79. При сгорании жидкого бензола образуются газообразный диоксид углерода и паров воды. Какой тепловой эффект этой реакции, если теплота парообразования жидкого бензола равна  $+33,9$  кДж/моль?

80. При взаимодействии кристаллов хлорида фосфора (+5) с парами воды образуются жидкий хлорид фосфора ( $POCl_3$ ) и газообразная  $HCl$ . Реакция сопровождается выделением 111,4 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение реакции.

## 5. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ

**Пример 1.** Реакция протекает по уравнению  $2 NO + O_2 = 2NO_2$ . Константа скорости этой реакции при  $500^\circ C$  равна 0,18. Начальные концентрации реагирующих веществ были:  $[NO]_0 = 0,12$  моль/л и  $[O_2]_0 = 0,27$  моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и скорость ее в тот момент, когда прореагировало 40%  $NO$ .

**Решение.** Согласно основному закону химической кинетики начальная скорость прямой реакции равна:

$$V_0 = k[\text{NO}]_0^2 \cdot [\text{O}_2]_0 = 0,18 \cdot 0,12^2 \cdot 0,27 = 7 \cdot 10^{-4} \text{ моль(л·с)}^{-1},$$

где  $k$  - константа скорости реакции.

На момент, когда прореагировало 40% NO, уменьшение концентрации NO составляет  $0,12 \cdot 0,4 = 0,048$  моль/л, а концентрация  $\text{O}_2$ , соответственно стехиометрии, –  $0,024$  моль/л. Следовательно, текущие концентрации реагентов равны:

$$[\text{NO}] = [\text{NO}]_0 - 0,048 = 0,12 - 0,048 = 0,072 \text{ моль/л};$$

$$[\text{O}_2] = [\text{O}_2]_0 - 0,024 = 0,27 - 0,024 = 0,246 \text{ моль/л}.$$

Тогда текущая скорость реакции:

$$V = k[\text{NO}]^2 [\text{O}_2] = 0,18 \cdot 0,072^2 \cdot 0,246 = 2,3 \cdot 10^{-4} \text{ моль(л·с)}^{-1}.$$

**Пример 2.** Скорость гомогенной реакции при температуре  $10^\circ \text{C}$  равна  $2,36 \cdot 10^{-2} \text{ моль(л·с)}^{-1}$ . Определите скорость этой реакции при температуре  $60^\circ \text{C}$ , если температурный коэффициент скорости реакции равен 2,3.

**Решение.** Согласно эмпирическому правилу Вант-Гоффа скорость реакции при температуре  $60^\circ \text{C}$  составляет:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{(t_2 - t_1)/10} = 2,36 \cdot 10^{-2} \cdot 2,3^{(60-10)/10} = 1,52 \text{ моль(л·с)}^{-1}.$$

**Пример 3.** Константа скорости реакции  $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$  при температуре  $574\text{K}$  равна  $8,56 \cdot 10^{-2} \text{ л(моль·мин)}^{-1}$ , а при температуре  $497\text{K}$  –  $3,6 \cdot 10^{-4} \text{ л(моль·мин)}^{-1}$ . Вычислите энергию активации реакции и константу скорости ее при температуре  $512\text{K}$ .

**Решение.** Согласно уравнению Аррениуса, запишем выражение для энергии активации:

$$k_{T_2} = k_0 \cdot e^{-E_{\text{акт.}}/RT_2};$$

$$k_{T_1} = k_0 \cdot e^{-E_{\text{акт.}}/RT_1};$$

где  $k_{T_2}$ ,  $k_{T_1}$  - константы скорости реакций, соответственно при температурах  $T_2$  и  $T_1$ ;  $k_0$  - предэкспоненциальный множитель;  $E_{\text{акт.}}$  - энергия активации реакции, Дж/моль.

$$k_{T_2}/k_{T_1} = e^{E_{\text{акт.}}(T_2-T_1)/RT_1T_2};$$

$$E_{\text{акт.}} = \frac{R \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1} \cdot \ln \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{8,31 \cdot 574 \cdot 497}{574 - 497} \cdot \ln \frac{8,56 \cdot 10^{-2}}{3,6 \cdot 10^{-4}} = 1,69 \cdot 10^5 \text{ Дж/моль.}$$

Поскольку известна энергия активации реакции, можно найти предэкспоненциальный множитель в уравнении Арениуса:

$$k_0 = k_{T_2} \cdot e^{-E_{\text{акт.}}/RT_2} = 8,56 \cdot 10^{-2} \cdot e^{1,69 \cdot 10^5 / 8,31 \cdot 574} = 2,08 \cdot 10^{14} \text{ л(моль} \cdot \text{мин)}^{-1}$$

Тогда константа скорости реакции при температуре 512К равна:

$$k_{T_3} = k_0 \cdot e^{-E_{\text{акт.}}/RT_3} = 2,08 \cdot 10^{14} \cdot e^{1,69 \cdot 10^5 / 8,31 \cdot 512} = 1,17 \cdot 10^{-3} \text{ л(моль} \cdot \text{мин)}^{-1}$$

**Пример 4.** Гомогенная реакция протекает по уравнению



Равновесные концентрации реагентов:  $[A]_p = 0,31$  моль/л;  $[B]_p = 0,16$  моль/л;  $[C]_p = 0,22$  моль/л. Константа равновесия равна 33,51. Определите равновесную концентрацию реагента D, а также начальные концентрации реагентов А и В.

**Решение.** По закону действующих масс Гульдберга-Вааге константа химического равновесия реакции (1):

$$K_p = \frac{[C]_p \cdot [D]_p^2}{[A]_p \cdot [B]_p^3}.$$

Отсюда равновесная концентрация реагента D равна:

$$[D]_p = \sqrt{\frac{K_p [A]_p [B]_p^3}{[C]_p}} = \sqrt{\frac{33,51 \cdot 0,31 \cdot 0,16^3}{0,22}} = 0,44 \text{ моль/л.}$$

Согласно стехиометрии уравнения реакции, уменьшение концентрации реагента А в ходе реакции равно 0,22 моль/л, а уменьшение концентрации реагента В - 0,66 моль/л. Таким образом, начальные концентрации этих реагентов:

$$[A]_0 = [A]_p + 0,22 = 0,31 + 0,22 = 0,53 \text{ моль/л,}$$

$$[B]_0 = [B]_p + 0,66 = 0,16 + 0,66 = 0,82 \text{ моль/л.}$$

### ЗАДАНИЯ

81. Гомогенная реакция идет по уравнению  $A + 2B + 3C \rightarrow$

Константа скорости реакции равна 0,08. Начальные концентрации реагентов:  $[B]_0 = 0,19$  моль/л и  $[C]_0 = 0,85$  моль/л. Начальная скорость реакции  $152 \cdot 10^{-4}$  моль(л·с)<sup>-1</sup>. Рассчитайте начальную концентрацию реагента А и скорость реакции в момент, когда прореагирует 20% реагента В.

82. Определите температурный коэффициент Вант - Гоффа реакции, скорость которой при 34°C равняется  $1,48 \cdot 10^{-3}$  моль(л·с)<sup>-1</sup>, а при 73°C равняется  $0,36$  моль(л·с)<sup>-1</sup>.

83. Реакция протекает по уравнению  $SO_2Cl_2 = SO_2 + Cl_2$ . При температуре 552К константа скорости этой реакции равна  $61 \cdot 10^{-5}$  мин.<sup>-1</sup>, а при температуре 593К равна  $1,32 \cdot 10^{-3}$  мин.<sup>-1</sup>. Найдите энергию активации этой реакции, а также константу скорости при температуре 688 К.

84. Реакция протекает по уравнению  $A + B \rightleftharpoons C + D$ . Начальные концентрации реагентов  $[A]_0 = 0,10$  моль/л и  $[B]_0 = 0,40$  моль/л, константа химического равновесия равна 1,0. Определите равновесные концентрации реагентов А, В, С, D.

85. Реакция протекает по уравнению  $A + B \rightleftharpoons 2C + 2D$ . Исходные концентрации реагентов  $[A]_0 = 0,26$  моль/л и  $[B]_0 = 0,18$  моль/л, а равновесные концентрации  $[A]_p = 0,16$  моль/л и  $[B]_p = 0,08$  моль/л. Найдите константу химического равновесия, а также равновесные концентрации С и D.

86. Реакция протекает по уравнению  $N_2 + O_2 = 2NO$ . Концентрации исходных

веществ к началу реакции были:  $[N_2] = 0,049$  моль/л и  $[O_2] = 0,01$  моль/л. Вычислите концентрацию этих веществ в момент, когда концентрация NO станет 0,005 моль/л.

87. Как изменится скорость реакции, которая протекает в газовой фазе, если уменьшить температуру на  $36^\circ\text{C}$ , температурный коэффициент скорости данной реакции 3,2?

88. Равновесие гомогенной системы  $4HCl_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(г)} + 2Cl_{2(г)}$  установилась при следующих концентрациях реагирующих веществ:  $[HCl] = 0,20$  моль/л;  $[O_2] = 0,32$  моль/л;  $[H_2O] = 0,14$  моль/л;  $[Cl_2] = 0,14$  моль/л. Вычислите начальные концентрации хлороводорода и кислорода.

89. Реакция протекает по уравнению  $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$ . Концентрация исходных веществ:  $[NO] = 0,03$  моль/л;  $[O_2] = 0,05$  моль/л. Как изменится скорость реакции, если увеличить концентрацию кислорода до 0,10 моль/л, а концентрацию NO до 0,06 моль/л?

90. Константа равновесия гомогенной системы  $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$  при температуре  $400^\circ\text{C}$  равна 0,1. Равновесные концентрации водорода и аммиака соответственно равны 0,2 и 0,08 моль/л. Вычислите равновесную и начальную концентрации азота.

91. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы  $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ . Как изменится скорость прямой реакции образования  $SO_3$ , если увеличить концентрацию  $SO_2$  в три раза?

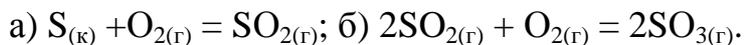
92. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, которая протекает в газовой фазе, если снизить температуру от  $120$  до  $80^\circ\text{C}$ . Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.

93. Реакция протекает по уравнению  $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ . Константа скорости этой реакции при  $508^\circ\text{C}$  равна 0,16. Начальные концентрации реагирующих веществ:  $[H_2] = 0,04$  моль/л;  $[I_2] = 0,05$  моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и скорость ее, когда  $[H_2] = 0,03$  моль/л.

94. Начальные концентрации NO и  $Cl_2$  в гомогенной системе  $2NO + Cl_2 \rightleftharpoons$

2NOCl составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если на момент равновесия прореагировало 20% NO.

95. Окисление серы и ее диоксида протекает по уравнениям:



Как изменятся скорости этих реакций, если объемы каждой из систем уменьшить в четыре раза?

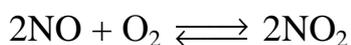
96. Константа равновесия гомогенной системы



при некоторой температуре равна 1. Вычислите равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации:  $[CO] = 0,10$  моль/л;  $[H_2O] = 0,40$  моль/л.

97. Реакция протекает по уравнению  $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ . Концентрации веществ, которые принимают участие в ней, были:  $[N_2] = 0,80$  моль/л;  $[H_2] = 1,5$  моль/л;  $[NH_3] = 0,10$  моль/л. Вычислите концентрацию водорода и аммиака, когда  $[N_2] = 0,5$  моль/л.

98. При некоторой температуре равновесие гомогенной системы



установилось при следующих концентраций реагирующих веществ:  $[NO] = 0,2$  моль/л;  $[O_2] = 0,1$  моль/л;  $[NO_2] = 0,1$  моль/л. Вычислите константу равновесия и начальную концентрацию NO и  $O_2$ .

99. Как изменится скорость реакции, которая протекает в газовой фазе, при повышении температуры на  $60^\circ C$ , если температурный коэффициент скорости реакции равен 2?

100. Две реакции протекают при  $30^\circ C$  с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2, а второй – 4. Найдите отношение скоростей этих реакций при  $90^\circ C$ .

## 6. РАСТВОРЫ. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ

### КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

**Концентрация** - это важнейшая характеристика любого раствора. Она определяет содержание вещества в единице массы или объема раствора (иногда растворителя).

#### Обозначения:

$X$  - растворенное вещество;

$m(X)$  - масса вещества, г;

$m_p$  - масса раствора, г;

$m(Y)$  - масса растворителя, г;

$V_p$  - объем раствора, л;

$\rho_p$  - плотность раствора, г/см<sup>3</sup>;

$n(X)$  - количество вещества, моль;

$f_{\text{экв}}(X)$  - фактор эквивалентности вещества;

$n(f_{\text{экв}}(X)X)$  - количество вещества эквивалента, моль;

$M(X)$  - молярная масса вещества, г/моль;

$M(f_{\text{экв}}(X)X)$  - молярная масса эквивалента вещества, г/моль;

ИЮПАК рекомендует использовать несколько способов выражения количественного состава растворов, которые основываются на постоянстве массы раствора, растворенного вещества, растворителя или объема раствора.

#### Способы выражения количественного состава растворов

**1. Массовая доля вещества в растворе** –  $\omega(X)$  – это отношение массы растворенного вещества  $m(X)$ , что содержится в растворе, к общей массе этого раствора  $m_p$ .

$$\text{Форма записи: } \omega(X) = \frac{m(X)}{m_p} \text{ или } \omega(X) = \frac{m(X)}{m_p} \cdot 100\% \quad (1)$$

Единица измерения безразмерная. Допускается выражать массовую долю вещества  $\omega(X)$  в процентах. Такая концентрация называется **процентной концентрацией** - она показывает сколько грамм растворенного вещества содержится в 100 г раствора.

**2. Молярная или мольная доля растворенного вещества X в растворе** – это отношение количества вещества X (в молях), что содержится в этом растворе, к общему количеству веществ в растворе (в молях).

Форма записи:

$$\chi(X) = \frac{n(X)}{n(X) + n(Y)} = \frac{m(X)/M(X)}{m(X)/M(X) + m(Y)/M(Y)} \quad (2)$$

где  $\chi(X)$  - молярная или мольная доля растворенного вещества X ;

$n(X)$ - количество молей растворенного вещества X;

$n(Y)$  - количество молей растворителя Y.

Единица измерения относительная.

Допускается выражать молярную или мольную долю в таких же единицах, как и массовую долю растворенного вещества в растворе.

**3. Молярная концентрация вещества X в растворе** — это отношение количества вещества  $n(X)$ , что содержится в растворе к объему ( $V_p$ ) этого раствора.

Молярная концентрация вещества в растворе показывает сколько молей растворенного вещества содержится в 1 дм<sup>3</sup> раствора.

В системе СИ основной единицей молярной концентрации есть моль/м<sup>3</sup>, а для практического использования — моль/дм<sup>3</sup> или моль/л.

Форма записи:

$$c(X) = \frac{n(X)}{V_p} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_p} \quad (3)$$

Например, молярная концентрация вещества натрий хлорида (NaCl) в растворе записывается так:

$$c(\text{NaCl}) = \frac{n(\text{NaCl})}{V_p} = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{X}) \cdot V_p}, \text{ моль/дм}^3.$$

Раствор с молярной концентрацией растворенного вещества, равной 1 моль/дм<sup>3</sup>, называется одномолярным раствором и обозначается 1М раствор; 0,1 моль/дм<sup>3</sup> называется децимолярным раствором (0,1М раствор); 0,01 моль/дм<sup>3</sup>, называется сантимольным (0,01М раствор); 0,001 моль/дм<sup>3</sup> называется миллимолярным (0,001М раствор).

Для растворов и газов разрешается также обозначение молярной концентрации вещества с помощью квадратных скобок, в которых записывается формула соответствующего вещества.

Например,  $[\text{O}_2] = 0,01 \text{ моль/дм}^3$ .

*Термин "молярная концентрация" полностью охватывает термин "молярность". Поэтому термин "молярность раствора" использовать не рекомендуется. Например, нельзя говорить "молярность раствора серной кислоты (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) 1М".*

*Не допускается сокращение M для обозначения единиц измерения молярной концентрации. Не следует писать C(HCl)=0,1М.*

**4. Молярная концентрация эквивалента в растворе или нормальная концентрация** (устаревшее название «эквивалентная» концентрация) — это отношение числа моль эквивалентов ( $n(f_{\text{эkv}}(\text{X})\text{X})$ ) вещества в растворе к объему этого раствора ( $V_p$ ).

Форма записи:

$$c(f_{\text{эkv}}(\text{X})\text{X}) = \frac{n(f_{\text{эkv}}(\text{X})\text{X})}{V_p} = \frac{m(\text{X})}{M(f_{\text{эkv}}(\text{X})\text{X}) \cdot V_p} \quad (4)$$

Единица измерения молярной концентрации эквивалента есть моль/м<sup>3</sup>, а для практического использования — моль/дм<sup>3</sup> или моль/л.

Например, для серной кислоты молярная концентрация эквивалента записывается так:  $c\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) \cdot V_p}$ .

Согласно рекомендациям ИЮПАК, если 1 моль вещества эквивалента  $f_{\text{эkv}}(\text{X})\text{X}$  растворен в  $1\text{дм}^3$  раствора, то именно этот раствор можно назвать нормальным раствором.

Раствор с  $c(f_{\text{эkv}}(\text{X})\text{X}) = 1$  моль/ $\text{дм}^3$  называется однонормальным раствором вещества X, т.е. раствор, который содержит 1 моль вещества эквивалента в  $1\text{дм}^3$ ,

с  $c(f_{\text{эkv}}(\text{X})\text{X}) = 0,1$  моль/ $\text{дм}^3$  - децинормальным раствором,

с  $c(f_{\text{эkv}}(\text{X})\text{X}) = 0,01$  моль/ $\text{дм}^3$  — санинормальным раствором,

с  $c(f_{\text{эkv}}(\text{X})\text{X}) = 0,001$  моль/ $\text{дм}^3$  — миллинормальным раствором вещества X.

Вместо обозначения единицы измерения количества вещества эквивалента моль/ $\text{дм}^3$  допускается сокращение н. или N.

*Не допускается сокращение н. или N для обозначения единиц измерения молярной концентрации эквивалента. Не следует писать  $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1\text{н}$ . Использование терминов "грамм-эквивалент" и "грамм - эквивалент/литр" также не допускается!*

Использование терминов "нормальный" раствор и "нормальная" концентрация имеет смысл лишь тогда, когда фактор эквивалентности меньше единицы. В тех случаях, когда фактор эквивалентности равен единице, использовать термины "нормальный" раствор и "нормальная" концентрация не рекомендуется. Тогда нужно пользоваться исключительно термином "молярный" раствор и молярная концентрация. Например, для 2 М раствора NaOH ( $f_{\text{эkv}} = 1$ ) не следует использовать выражение 2н NaOH.

Термин "нормальность" не рекомендуется использовать.

Использование растворов с нормальной концентрацией на практике или понятие "нормальный" раствор в расчетах обязательно требует знаний уравнений соответствующих реакций.

Между молярной концентрацией вещества X в растворе и нормальной концентрацией вещества X в растворе есть связь.

$$c(f_{\text{экв}}(\text{X})\text{X}) = \frac{c(\text{X})}{f_{\text{экв}}(\text{X})} \quad (5)$$

Например, 1М раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$  отвечает 2н раствору  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$ ); 0,06М раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$  отвечает 0,12н раствору  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$ ); 0,1н раствор  $\text{KMnO}_4$  ( $f_{\text{экв}}(\text{KMnO}_4) = 1/5$ ) отвечает 0,02М раствора  $\text{KMnO}_4$ .

**5. Моляльность растворенного вещества в растворе** (устаревшее название “моляльная концентрация” растворенного вещества) – это отношение количества вещества  $n(\text{X})$  (в молях), что содержится в растворе, к массе  $m$  растворителя  $\text{Y}$  (в кг) этого раствора.

Форма записи:

$$b(\text{X}/\text{Y}) = \frac{n(\text{X})}{m(\text{Y})} = \frac{m(\text{X})}{M(\text{X}) \cdot m(\text{Y})} \quad (6)$$

Единица измерения моль/кг.

Например, моляльность  $\text{HCl}$  в водном растворе записывается так:

$$b(\text{HCl}/\text{H}_2\text{O}) = \frac{n(\text{HCl})}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl}) \cdot m(\text{H}_2\text{O})}, \text{ моль/кг.}$$

**6. Титр раствора** – это масса вещества  $\text{X}$ , которая содержится в одном  $\text{см}^3$  раствора.

Форма записи:

$$T(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{V_{\text{р}}} \quad (7)$$

Единицы измерения:  $\text{кг}/\text{см}^3$ , для практического пользования  $\text{г}/\text{см}^3$ ,  $\text{г}/\text{мл}$  (последняя -несистемная).

**Пример 1.** В 320 г воды содержится 40 г хлорида кальция, плотность раствора равна  $1,08 \text{ г}/\text{см}^3$ . Определите процентную, молярную и нормальную концентрации, моляльность и молярную долю растворенного вещества, а также титр раствора.

**Решение:** 1. Рассчитаем процентную концентрацию хлорида кальция в растворе:

$$\omega(\text{CaCl}_2) \% = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{m(\text{CaCl}_2) + m(\text{H}_2\text{O})} \cdot 100\% = \frac{40}{40 + 320} \cdot 100\% = 11.1\% ,$$

2. Рассчитаем молярную концентрацию хлорида кальция в растворе ( $c(\text{CaCl}_2)$ ).

Сначала рассчитаем объем раствора:

$$V_p = \frac{m_p}{\rho_p} = \frac{40 + 320}{1,08} = 333,3 \text{ мл} = 0,3333 \text{ л}.$$

Тогда молярная концентрация хлорида кальция будет:

$$c(\text{CaCl}_2) = \frac{n(\text{CaCl}_2)}{V_p} = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{M(\text{CaCl}_2) \cdot V_p} = \frac{40}{111 \cdot 0,3333} = 1,08 \text{ моль/л}.$$

Сокращенно молярная концентрация может записываться (например, для данной задачи) в виде 1,08М.

3. Рассчитаем молярную концентрацию эквивалента или нормальную концентрацию кальция хлорида в растворе:

$$c\left(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2\right) = \frac{n\left(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2\right)}{V_p} = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{M\left(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2\right) \cdot V_p} = \frac{40}{111 \cdot 0,5 \cdot 0,3333} = 2,16 \text{ моль/л}$$

Сокращенно молярная концентрация эквивалента может записываться (например, для данной задачи) в виде 2,16н или 2,16N.

Молярную концентрацию эквивалента можно рассчитать и другим способом - а именно, используя уравнение (5), которое описывает связь между молярной и нормальной концентрациями:

$$c\left(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2\right) = \frac{c(\text{CaCl}_2)}{f_{\text{эkv}}(\text{CaCl}_2)} = \frac{1,08}{\frac{1}{2}} = 2,16 \text{ моль/л}$$

Расчет молярных масс эквивалентов веществ и факторов эквивалентности для разных классов неорганических соединений детально приведены в разделе 1 (примеры 1-4)

4. Рассчитаем молярность хлорида кальция в растворе:

$$b\left(\frac{\text{CaCl}_2}{\text{H}_2\text{O}}\right) = \frac{n(\text{CaCl}_2)}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{M(\text{CaCl}_2) \cdot m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{40}{111 \cdot 0,32} = 1,13 \text{ моль/кг}$$

5. Рассчитаем мольную или молярную долю хлорида кальция в растворе:

$$\begin{aligned} \chi(\text{CaCl}_2) &= \frac{n(\text{CaCl}_2)}{n(\text{CaCl}_2) + n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{CaCl}_2)/M(\text{CaCl}_2)}{m(\text{CaCl}_2)/M(\text{CaCl}_2) + m(\text{H}_2\text{O})/M(\text{H}_2\text{O})} = \\ &= \frac{40/111}{40/111 + 320/18} = 0,02. \end{aligned}$$

6. Рассчитаем титр раствора хлорида кальция:

$$T(\text{CaCl}_2) = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{V_p} = \frac{40}{333,3} = 0,12 \text{ г/см}^3.$$

**Ответ:**  $\omega(\text{CaCl}_2) \% = 11,1\%$ ;  $c(\text{CaCl}_2) = 1,08 \text{ моль/л}$ ;  $c(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2) = 2,16 \text{ моль/л}$ ;  $b\left(\frac{\text{CaCl}_2}{\text{H}_2\text{O}}\right) = 1,13 \text{ моль/кг}$ ;  $\chi(\text{CaCl}_2) = 0,02$ ;  $T(\text{CaCl}_2) = 0,12 \text{ г/см}^3$ .

**Пример 2.** На нейтрализацию  $31 \text{ дм}^3$   $0,16 \text{ н}$  раствора щелочи нужно  $217 \text{ дм}^3$  раствора серной кислоты. Чему равна молярная концентрация эквивалента и титр раствора серной кислоты?

**Решение.** При полной нейтрализации фактор эквивалентности серной кислоты  $f_{\text{эв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$  а фактор эквивалентности щелочи всегда равен 1.

При использовании растворов нормальной концентрации действует правило, согласно которому в равных объемах растворов равных нормальных концентраций содержатся эквивалентные количества веществ, которые реагируют между собой без остатка. Если нормальные концентрации не равны, то объемы растворов реагирующих веществ обратно пропорциональны их концентрациям, т.е.

$$n(\text{щелочи}) = n\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) \quad (1),$$

а тогда справедливо и такое уравнение:

$$c(\text{щелочи}) \cdot V_{\text{щелочи}} = c\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4} \quad (2)$$

Тогда, исходя из уравнения (2) нормальная концентрация серной кислоты будет равна:

$$c\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = \frac{c(\text{щелочи}) \cdot V_{\text{щелочи}}}{V_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{0,16 \cdot 31}{217} = 0,023 \text{ моль/л.}$$

Титр раствора кислоты:

$$T(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{c\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) \cdot M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right)}{1000} = \frac{0,023 \cdot 49}{1000} = 1,13 \cdot 10^{-3} \text{ г/см}^3.$$

Молярная масса эквивалента серной кислоты равна

$$M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = f_{\text{эkv}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 98 = 49 \text{ г/моль.}$$

**Ответ:**  $c\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = 0,023 \text{ моль/л; } T(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,13 \text{ г/см}^3.$

**Пример 3.** К 4 л 1,16М раствора карбоната натрия (плотность 1,105 г/см<sup>3</sup>) прибавили 2600 г 5%-го раствора карбоната натрия. Чему равна моляльность карбоната натрия в растворе после сливания двух растворов?

**Решение.** Масса Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> в первом растворе рассчитывается из уравнения молярной концентрации:

$$m_1(\text{Na}_2\text{CO}_3) = c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V_p = 1,16 \cdot 106 \cdot 4 = 492 \text{ г,}$$

где  $M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль}$  - молярная масса Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

Масса воды в первом растворе равна:

$$m_1(\text{H}_2\text{O}) = m_p - m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = V_p \cdot \rho_p - m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 4000 \cdot 1,105 - 492 = 3928 \text{ г.}$$

Масса Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> во втором растворе

$$m_2(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2600 \cdot 0,05 = 130 \text{ г,}$$

а масса воды в нем

$$m_2(\text{H}_2\text{O}) = 2600 - 130 = 2470 \text{ г.}$$

Тогда общая масса  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  в растворе, который получили при смешивании двух растворов, составляет

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m_1(\text{Na}_2\text{CO}_3) + m_2(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 492 + 130 = 622 \text{ г},$$

а общая масса воды после сливания растворов равна

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_1(\text{H}_2\text{O}) + m_2(\text{H}_2\text{O}) = 3928 + 2470 = 6398 \text{ г}.$$

Моляльность карбоната натрия тогда будет:

$$b\left(\frac{\text{Na}_2\text{CO}_3}{\text{H}_2\text{O}}\right) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot 1000}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{622 \cdot 1000}{106 \cdot 6398} = 0,92 \text{ моль/кг}.$$

**Ответ:**  $b\left(\frac{\text{Na}_2\text{CO}_3}{\text{H}_2\text{O}}\right) = 0,92 \text{ моль/кг}.$

**Пример 4.** Какой объем 50%-го (по массе) раствора KI с плотностью 1,538 г/см<sup>3</sup> нужен для приготовления 4 л 0,7М раствора KI?

**Решение.** 1) Из уравнения для молярной концентрации

$$c(\text{KI}) = \frac{m(\text{KI})}{M(\text{KI}) \cdot V_p},$$

рассчитаем массу KI, которая необходима для приготовления 4 л 0,7М раствора.

$$m(\text{KI}) = c(\text{KI}) \cdot M(\text{KI}) \cdot V_p = 0,7 \cdot 56 \cdot 4 = 156,8 \text{ г},$$

где  $M(\text{KI}) = 56 \text{ г/моль}$  (молярная масса KI)

2) Рассчитаем массу 50%-го раствора KI, которая содержит 156,8 г KI. Составим пропорцию, исходя из физического смысла процентной концентрации:

$$\frac{100}{X} = \frac{50}{156,8}, \text{ (где } X \text{ - масса 50%-го раствора, которая содержит 156,8 г чистого}$$

вещества KI). Тогда

$$X = m_{50\%} = \frac{156,8 \cdot 100}{50} = 313,6 \text{ г}.$$

3) Рассчитаем объем этого раствора

$$V_{50\%} = \frac{m_{50\%}}{\rho_p} = \frac{313,6}{1,538} = 203,9 \text{ мл.}$$

Итак, для приготовления 4 л 0.7М раствора KI нужно 203,9 мл 50%-го раствора KI.

**Ответ:** 203,9 мл.

## ЗАДАНИЯ

101. Вычислите молярную и нормальную концентрации, моляльность и мольную долю растворенного вещества, титр 8% -го (по массе) раствора азотной кислоты, плотность раствора 1,043 г/см<sup>3</sup>.

102. Вычислите процентную, нормальную концентрации, моляльность и мольную долю растворенного вещества, титр 1,598М раствора едкого натра, плотность раствора 1,065 г/см<sup>3</sup>.

103. Вычислите процентную и молярную концентрации, моляльность и мольную долю растворенного вещества, титр 1,925н раствора хлорида аммония, плотность раствора 1,071 г/см<sup>3</sup>.

104. Вычислите процентную, молярную, нормальную концентрации, мольную долю растворенного вещества и титр раствора серной кислоты, моляльность которой 1,134 моль/1000 г воды, а плотность раствора 0,943 г/см<sup>3</sup>.

105. Вычислите процентную, молярную, нормальную концентрации, моляльность и титр раствора нитрата алюминия, в котором мольная доля растворенного вещества равна 0,0044, а плотность раствора 1,032 г/см<sup>3</sup>.

106. Вычислите процентную, молярную, нормальную, моляльную концентрации и мольную долю растворенного вещества раствора гидроксида кальция, титр которого равен 0,132 г/см<sup>3</sup>, а плотность раствора 0,943 г/см<sup>3</sup>.

107. Смешали 300 г 20%-го и 500 г 40%-го раствора хлорида натрия. Чему равна процентная, молярная и нормальная концентрации полученного раствора?

108. Какой объем 30%-го раствора нитрата калия (плотность  $1,31 \text{ г/см}^3$ ) нужен для приготовления 7 л 3%-го раствора (плотность  $1,03 \text{ г/см}^3$ )?

109. К 3 л 10%-го раствора азотной кислоты (плотность раствора  $1,054 \text{ г/см}^3$ ) прибавили 5 л 2%-го раствора той же кислоты плотностью  $1,009 \text{ г/см}^3$ . Вычислите процентную, молярную, нормальную концентрации полученного раствора.

110. Какой объем 0,3 н. раствора кислоты нужен для нейтрализации раствора, который содержит 0,32 г едкого натра в  $40 \text{ дм}^3$  раствора?

111. Из 10 кг 20%-го раствора при охлаждении выделилось 400 г соли. Чему равна процентная концентрация охлажденного раствора?

112. Смешали 247 г 62%-го и 145 г 18%-го раствора серной кислоты. Какой процентная концентрация раствора стала после смешивания?

113. Для осаждения в виде хлорида серебра всего серебра, которое содержится в  $100 \text{ дм}^3$  раствора нитрата серебра, нужно  $50 \text{ дм}^3$  0,2н раствора соляной кислоты. Чему равна нормальная концентрация раствора нитрата серебра? Сколько граммов хлорида серебра выпало в осадок?

114. Чему равна нормальная концентрация 30%-го раствора хлорида магния, плотность которой  $1,328 \text{ г/см}^3$ ? К 1 л этого раствора прибавили 5 л воды. Вычислите процентную, молярную и нормальную концентрацию полученного раствора.

115. Вычислите молярную, нормальную и моляльную концентрации 16%-го раствора хлорида алюминия, плотность которого  $1,149 \text{ г/см}^3$ .

116. На нейтрализацию 1 л раствора, который содержит 1,4 г едкого калия, нужен  $50 \text{ дм}^3$  раствора кислоты. Вычислите нормальную концентрацию раствора кислоты.

117. Из 700 г 60%-ной серной кислоты выпариванием удалили 200 г воды. Чему равна процентная концентрация раствора, который остался?

118. Сколько граммов азотной кислоты содержится в растворе, если на нейтрализацию его нужно  $35 \text{ дм}^3$  0,4М раствора едкого натра? Чему равен титр раствора едкого натра?

119. Смешали  $10 \text{ см}^3$  10%-го раствора (плотность  $1,056 \text{ г/см}^3$ ) и  $100 \text{ см}^3$

30% -го раствора азотной кислоты (плотность  $1,184 \text{ г/см}^3$ ). Вычислите процентную, молярную и нормальную концентрации полученного раствора.

120. Вычислите нормальную концентрацию и моляльность серной кислоты 20,8%-го раствора серной кислоты, плотность которого  $1,12 \text{ г/см}^3$ . Сколько граммов кислоты содержится в 4 л этого раствора?

## 7. СВОЙСТВА РАСТВОРОВ НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ И ЭЛЕКТРОЛИТОВ

**Пример 1.** При 315 К давление насыщенного пара над водой равно 8,2 кПа (61,5 мм рт. ст.). На сколько снизится давление пара при указанной температуре, если в 540 г воды растворить 36 г глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

**Решение.** Согласно закону Рауля относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно молярной (мольной) доле растворенного вещества  $\chi(\text{X})$ :

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{\Delta P}{P_0} = \chi(\text{X}) = \frac{m(\text{X}) / M(\text{X})}{m(\text{X}) / M(\text{X}) + m(\text{Y}) / M(\text{Y})} \quad (\text{закон Рауля})$$

$$\text{Тогда, } \Delta P = P_0 \cdot \chi(\text{X}) = 8,2 \cdot \frac{30/180}{30/180 + 540/18} = 0,054 \text{ кПа,}$$

где  $P_0$ ,  $P$  - давление пара над чистым растворителем и раствором, соответственно, кПа;  $\chi(\text{X})$  - молярная доля растворенного вещества;  $m(\text{X})$  - масса растворенного вещества, г;  $m(\text{Y})$  - масса растворителя (воды), г;  $M(\text{X})$  - молярная масса растворенного вещества (для глюкозы 180 г/моль);  $M(\text{Y})$  - молярная масса растворителя (для воды 18 г/моль).

**Пример 2.** При какой температуре будет кристаллизоваться 5%-ный раствор этилового спирта  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ?

**Решение.** Согласно следствию из закона Рауля понижение температуры кристаллизации раствора пропорциональное моляльности вещества в растворе:

$$\Delta t_{\text{кр.}} = t_0 - t = k \cdot b(\text{X}) = k \frac{m(\text{X}) \cdot 1000}{M(\text{X}) \cdot m(\text{Y})} = 1,86 \cdot \frac{5 \cdot 1000}{46 \cdot 95} = 2,13^\circ \text{C},$$

где  $t_0$  - температура кристаллизации чистого растворителя,  $^{\circ}\text{C}$ ;  $t$  - температура кристаллизации раствора,  $^{\circ}\text{C}$ ;  $K$  - криоскопическая константа (для воды 1,86 град кг /моль);  $b(X)$ - моляльность вещества, моль/кг;  $m(X)$ - масса растворенного вещества, г;  $m(Y)$  - масса растворителя, г;  $M(X)$  - молярная масса растворенного вещества, г/моль (для этилового спирта 46 г/моль).

Вода кристаллизуется при  $0^{\circ}\text{C}$ , тогда, температура кристаллизации раствора будет  $t = 0 - \Delta t_{\text{кр}} = 0 - 0,13 = -2,13^{\circ}\text{C}$ .

**Пример 3.** Вычислите процентную концентрацию водного раствора глицерина  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ , если известно, что этот раствор кипит при  $100,39^{\circ}\text{C}$ .

**Решение.** Температура кипения чистой воды  $100^{\circ}\text{C}$ . Тогда, повышение температуры кипения раствора ( $\Delta t_{\text{кип}}$ ) составляет  $100,39 - 100 = 0,39^{\circ}\text{C}$ . Согласно следствию из закона Рауля

$$\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot b(X) = E \cdot \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)},$$

где  $E$  - эбулиоскопическая константа (для воды  $E = 0,52$  град кг /моль);  $M(X)$  - молярная масса глицерина, равная 92 г/ моль; все остальные обозначения см. в предыдущей задаче.

Определим массу глицерина, которая содержится в 1000 г воды:

$$m(X) = \frac{\Delta t_{\text{кип}} \cdot M(X)}{E} = \frac{0,39 \cdot 92}{0,52} = 69 \text{ г.}$$

Чтобы определить процентную концентрацию раствора глицерина, нужно рассчитать, сколько граммов глицерина содержится в 100 граммах раствора:

1069 г раствора (1000 г воды + 69 г глицерина) содержит 69 г вещества

100 г раствора содержит X г вещества

Отсюда 
$$X = \frac{60 \cdot 100}{1069} = 6,45 \text{ г.}$$

Итак, процентная концентрация раствора составляет 6,45%.

**Пример 4.** При 25°C осмотическое давление раствора, который содержит 2,8 г высокомолекулярного органического соединения в 200 мл раствора, равно 0,7 кПа. Найдите молекулярную массу растворенного вещества.

**Решение.** Осмотическое давление раствора рассчитывается по уравнению Вант-Гоффа:

$$P_{\text{осм.}} = c(X) \cdot R \cdot T = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_p} RT \text{ (кПа)},$$

где  $c(X)$  - молярная концентрация вещества, моль/л;  $R$ - универсальная газовая постоянная, равная 8,31 Дж/(моль·К);  $T$ - температура, К;  $m(X)$  - масса растворенного вещества, г ;  $M(X)$  - молярная масса растворенного вещества, г/ моль;  $V_p$  – объем раствора, л.

Из уравнения (1) рассчитаем молярную массу растворенного вещества

$$M(X) = \frac{m(X) \cdot R \cdot T}{P_{\text{осм.}} \cdot V_p} = \frac{2,8 \cdot 8,31 \cdot 298}{0,7 \cdot 0,2} = 4,95 \cdot 10^4 \text{ г/моль.}$$

Молекулярная масса вещества равна  $M_r = 4,95 \cdot 10^4$  о.а.е.

**Пример 5.** При растворении гидроксида натрия массой 12 г в воде массой 100 г температура кипения воды увеличилась на 2,65 °С. Какая степень диссоциации гидроксида натрия отвечает этим данным?

**Решение.** Для растворов электролитов выражение уравнения для  $\Delta t_{\text{кип}}$  имеет вид:

$$\Delta t_{\text{кип}} = i \cdot E \cdot b(X) = i \cdot E \cdot \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)},$$

где  $i$  – изотонический коэффициент; все остальные обозначения см. пример 3.

Из приведенного уравнения рассчитаем изотонический коэффициент:

$$i = \frac{\Delta t_{\text{кип}} \cdot M(X) \cdot m(Y)}{E \cdot m(X) \cdot 1000} = \frac{2,65 \cdot 40 \cdot 100}{0,52 \cdot 12 \cdot 1000} = 1,7$$

Рассчитаем степень диссоциации NaOH. Степень диссоциации ( $\alpha$ ) связана с изотоническим коэффициентом уравнением:

$$\alpha = \frac{i-1}{z-1} = \frac{1,7-1}{2-1} = 0,7 \text{ или } 70\%.$$

(где  $z$  – число ионов, на которые распадается электролит, для NaOH  $z = 2$ ).

### ЗАДАНИЯ

121. Определите снижение давления пара растворителя над водным раствором вещества, молярная масса которого 60 г/ моль, если процентная концентрация раствора 5,6% (по массе), а давление пара над чистим растворителем 3,17 кПа.

122. Определите снижение температуры кристаллизации 1,8%-го раствора неэлектролита с молярной массой 46 г/моль в бензоле. Криоскопическая константа бензола 5,2.

123. Найдите молярную массу неэлектролита и процентную концентрацию его раствора, который содержит 33 г растворенного вещества в 851 г бензола, если повышение температуры кипения раствора равно 1,08° С. Эбулиоскопическая константа бензола 2,57.

124. Вычислите осмотическое давление при 22°С раствора неэлектролита с молярной массой 342 г/ моль, который содержит 18 г растворенного вещества в 287 г воды, если плотность раствора равна 1,03 г/см<sup>3</sup>.

125. Чему равно при 17°С осмотическое давление раствора, который содержит 2,26 г натрий сульфата в растворе объемом 200 мл, если изотонический коэффициент раствора равен 2,5?

126. Найдите массу растворенной в 370 г воды глюкозы C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> и процентную концентрацию ее раствора, понижение температуры кристаллизации которого равно 0,34° С. Криоскопическая константа воды 1,86.

127. Вычислите повышение температуры кипения 2,5% (по массе) раствора карбамида CO(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub> в диэтиловом эфире. Эбулиоскопическая константа диэтилового эфира равна 2,02.

128. Определите молярную массу неэлектролита, если раствор, который содержит 4 г его в 193 г воды (плотность раствора  $1,02 \text{ г/см}^3$ ), при температуре 305 К имеет осмотическое давление 291,6 кПа.

129. Чему равен изотонический коэффициент раствора нитрата кальция, если его молярная концентрация эквиваленту 0,5 моль/л, а осмотическое давление при  $0^\circ\text{C}$  равно  $1,474 \cdot 10^5 \text{ Па}$ ?

130. Сколько граммов глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  должно находиться в 0,5 литрах раствора, чтобы его осмотическое давление (при этой же температуре) было таким же как раствора, в 1 л которого содержится 9,2 г глицерина  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ ?

131. При которой приблизительно температуре будет кипеть 50%-ный (по массе) водный раствор сульфата натрия, если степень диссоциации соли 60%? Эбулиоскопическая константа воды 0,52.

132. В каком отношении должны находиться масса воды и этилового спирта, чтобы при их смешивании получить раствор, который кристаллизуется при  $-20^\circ\text{C}$ .

133. К 100 мл 0,5М водного раствора сахарозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  прибавили 200 мл воды. Чему будет равно осмотическое давление полученного раствора при  $25^\circ\text{C}$ ?

134. Найдите степень диссоциации  $\text{NH}_4\text{Cl}$  в растворе, для приготовления которого 1,07 г соли растворили в воде объемом 200 мл, а температура кипения этого раствора  $100,09$ .

135. При растворении 3,24 г серы в 40 г бензола температура кипения раствора повысилась на  $0,81^\circ\text{C}$ . Из скольких атомов серы состоит молекула серы в растворе?

136. Температура кипения водного раствора сахарозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  равна  $101,4^\circ\text{C}$ . Рассчитайте моляльность и массовую долю сахарозы в растворе. При какой температуре замерзает этот раствор? Криоскопическая константа воды 1,86, эбулиоскопическая константа воды 0,52.

137. Вычислите температуру кипения 5%-го раствора нафталина  $C_{10}H_8$  в бензоле. Температура кипения бензола  $80,2^{\circ}C$ . Эбулиоскопическая константа бензола 2,57.

138. Сколько граммов фенола  $C_6H_5OH$  необходимо растворить в 125 г бензола, чтобы температура кристаллизации раствора была ниже, чем температура кристаллизации бензола на  $1,7^{\circ}C$ ? Криоскопическая константа бензола 5,1.

139. Вычислите температуру кипения 15%-ного водного раствора пропилового спирта  $C_3H_7OH$ , если известно, что эбулиоскопическая константа воды 0,52.

140. Определите температуру кристаллизации 2%-го раствора метилового спирта  $CH_3OH$ , если известно, что криоскопическая константа воды 1,86.

## 8. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. ОБМЕННЫЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

**Пример 1.** Определите степень диссоциации уксусной кислоты в растворе, который содержит 20г кислоты в 1440г воды (плотность раствора  $0,996 \text{ г/см}^3$ ), если константа диссоциации уксусной кислоты равна  $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

**Решение.** По закону разбавления Оствальда константа диссоциации:

$$K_d = \frac{\alpha^2 \cdot c(X)}{1-\alpha} \quad (1)$$

$$\text{или } K_d = \alpha^2 c(X) \text{ при } \alpha \ll 1, \quad (2)$$

где ( $\alpha$  - степень диссоциации уксусной кислоты;  $c(X)$  - молярная концентрация уксусной кислоты, моль/л.

Молярную концентрацию уксусной кислоты в растворе рассчитываем по формуле

$$c(X) = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_p} = \frac{m(X) \cdot \rho \cdot 1000}{M(X)(m(X) + m(Y))}, \quad (3)$$

где  $m(X)$  – масса уксусной кислоты, г;  $m(Y)$  – масса воды, г;  $M(X) = 60$  г/моль – молярная масса уксусной кислоты, г/моль;  $V_p$  – объем раствора, л;  $\rho$  – плотность раствора, г/см<sup>3</sup>.

Тогда, с учетом уравнения (3), степень диссоциации уксусной кислоты:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{c(X)}} = \sqrt{\frac{K_d \cdot M(X) \cdot (m(X) + m(Y))}{m(X) \cdot \rho \cdot 1000}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 60 \cdot (20 + 1440)}{20 \cdot 0,996 \cdot 1000}} = 9 \cdot 10^{-4}.$$

**Пример 2.** Вычислите концентрацию ионов водорода и значение pH в 0,3М растворе азотистой кислоты, если при температуре 25<sup>0</sup> С константа диссоциации ее равна  $4 \cdot 10^{-4}$ .

**Решение.** Электролитическая диссоциация азотистой кислоты протекает по уравнению  $\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$ .

Степень диссоциации азотистой кислоты, как слабого электролита, рассчитываем из уравнения:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{c(\text{HNO}_2)}} = \sqrt{\frac{4 \cdot 10^{-4}}{0,3}} = 3,65 \cdot 10^{-2}.$$

Концентрация ионов водорода в растворе слабой азотистой кислоты:

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot c(\text{HNO}_2) = 3,65 \cdot 10^{-2} \cdot 0,3 = 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

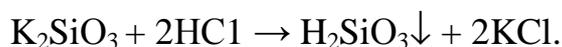
Значение водородного показателя:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(1,1 \cdot 10^{-2}) = 2 - \lg 1,1 = 1,96.$$

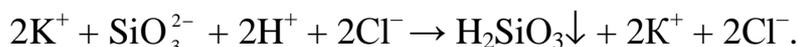
**Пример 3.** Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах: а)  $\text{K}_2\text{SiO}_3$  и  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{NaHCO}_3$  и  $\text{HNO}_3$ .

**Решение.** а) Реакция необратимая, поскольку в результате реакции выделяется осадок орто - кремниевой кислоты.

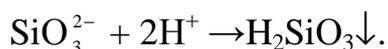
Уравнение реакции в молекулярном виде:



Уравнение реакции в ионно-молекулярном виде:



Реакция в сокращенном ионно-молекулярном виде:

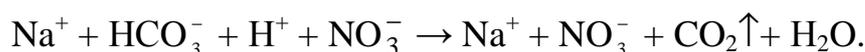


б) Реакция необратимая, поскольку в результате реакции выделяется газ  $\text{CO}_2$  и образовывается слабый электролит  $\text{H}_2\text{O}$ .

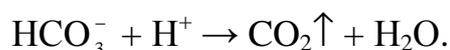
Уравнение реакции в молекулярном виде:



Уравнение реакции в ионно-молекулярном виде:



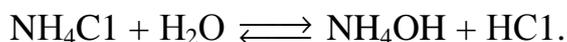
Уравнение в сокращенном виде:



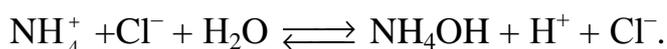
**Пример 4.** Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: а)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ; б)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

**Решение.** а) Хлорид аммония ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) - соль, образованная слабым основанием  $\text{NH}_4\text{OH}$  и сильной кислотой  $\text{HCl}$  - гидролиз идет по катиону.

В молекулярном виде:



В ионно - молекулярном виде (*сильные электролиты нужно записывать в ионном, а слабые - в молекулярном виде*):

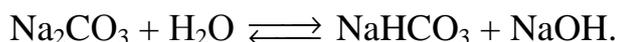


В сокращенном виде:

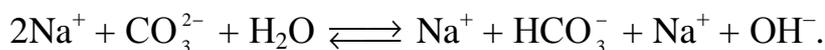


б) карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  - соль, образованная щелочью  $\text{NaOH}$  и слабой кислотой  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Гидролиз идет по аниону.

**I ступень гидролиза** (в молекулярном виде):



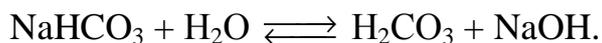
В ионно- молекулярном виде:



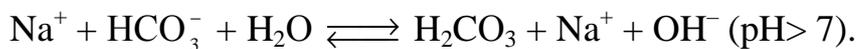
В сокращенном виде:



**II степень гидролиза** (в молекулярном виде):



В ионно-молекулярном виде:



В сокращенном виде:



Поскольку  $K_{\text{д}}(\text{I}) \gg K_{\text{д}}(\text{II})$ , то гидролиз карбоната натрия практически завершается на первой степени.

## ЗАДАНИЯ

141. Определить константу диссоциации гидроксида аммония в растворе, который содержит 8.3г его в 822г воды (плотность раствора  $0.994 \text{ г/см}^3$ ), если степень диссоциации гидроксида аммония равна 0.008.

142. Вычислить молярную концентрацию и концентрацию ионов водорода в водном растворе муравьиной кислоты  $\text{НСООН}$ , рН которого равно 3, а константа диссоциации кислоты  $1.8 \cdot 10^{-4}$ .

143. Определить плотность раствора синильной кислоты, который содержит 12 г  $\text{HCN}$  в 1238 г воды, если степень диссоциации кислоты  $4.6 \cdot 10^{-5}$ , а константа диссоциации при  $25^\circ\text{C}$  равна  $7.9 \cdot 10^{-10}$ .

144. Найдите молярную концентрацию и концентрацию гидроксид-ионов в водном растворе гидроксида аммония, гидроксидный показатель которого  $\text{pOH} = 3$ , а константа диссоциации  $\text{NH}_4\text{OH}$  при  $25^\circ\text{C}$  равна  $1.8 \cdot 10^{-5}$ .

145. Вычислите степень диссоциации масляной кислоты  $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$  в растворе, который содержит 5г кислоты в 996г воды (плотность раствора  $1.0 \text{ г/см}^3$ ), если константа диссоциации кислоты равна  $1.5 \cdot 10^{-5}$ .

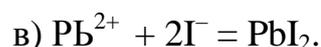
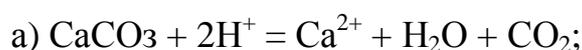
146. Определить молярную концентрацию и водородный показатель водного раствора фтористоводородной кислоты, если концентрация ионов водорода

равна  $5 \cdot 10^{-2}$  моль/л, а константа диссоциации кислоты при  $25^\circ\text{C}$  составляет  $6,6 \cdot 10^{-4}$ .

147. Сколько воды нужно прибавить к 300 мл 0,2М раствора уксусной кислоты, чтобы степень ее диссоциации удвоилась?

148. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) Cd и HCl; б) Cr(OH)<sub>3</sub> и NaOH; в) Ba(OH)<sub>2</sub> и CoCl<sub>2</sub>.

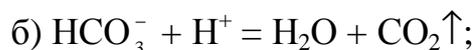
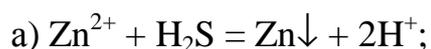
149. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые описываются ионно-молекулярными уравнениями:



150. Какое из веществ: NaCl, NiSO<sub>4</sub>, Be(OH)<sub>2</sub>, KHCO<sub>3</sub> будет взаимодействовать с раствором гидроксида натрия? Выразите эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

151. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций в растворах между: а) FeCl<sub>3</sub> и KOH; б) NiSO<sub>4</sub> и (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S ; в) MgCO<sub>3</sub> и HNO<sub>3</sub>.

152. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые описываются ионно-молекулярными уравнениями:



153. Какое из веществ: KHCO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COOH, NiSO<sub>4</sub>, Na<sub>2</sub>S - будет взаимодействовать с раствором серной кислоты? Выразите эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

154. Какие из солей NaBr, Na<sub>2</sub>S, K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, CoCl<sub>2</sub> подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Укажите pH среды.

155. При смешивании растворов  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  каждая из этих солей гидролизуется необратимо до конца. Опишите этот совместный гидролиз ионно-молекулярными и молекулярными уравнениями.

156. Какое значение pH ( $>7$ ) имеют растворы солей  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

157. Какие из солей  $\text{RbCl}$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$  подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Укажите pH среды.

158. Какое значение pH ( $>7$ ) имеют растворы следующих солей:  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей.

159. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ . Какое значение pH имеют растворы этих солей?

160. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ . Какое значение pH имеют растворы этих солей?

## 9.ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

**Окислительно-восстановительные реакции** - эти реакции, которые сопровождаются изменением степеней окисления атомов, которые входят в состав реагирующих веществ.

**Окисление** – это процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. Атомы, молекулы или ионы, которые отдают электроны, называются **восстановителями**, сами же они окисляются.

**Восстановление** – это процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. Атомы, молекулы или ионы, которые присоединяют электроны, называются **окислителями**, сами же они восстанавливаются.

**Пример 1.** Определите степень окисления хлора в следующих соединениях:

$\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaClO}$ ,  $\text{KClO}_4$ ,  $\text{HClO}_3$ .

**Решение.** Обозначим степень окисления хлора через  $x$ . Помня, что степень окисления водорода и щелочных металлов равна  $+1$ , кислорода  $-2$ , а суммарная степень окисления любого соединения есть нулевой, получим:

$$\text{Cl}_2\text{O} \quad 2x + (-2) = 0 \quad x = +1;$$

$$\text{HCl} \quad (+1) + x = 0 \quad x = -1;$$

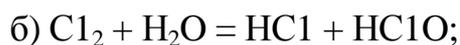
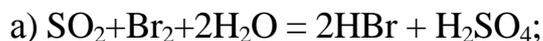
$$\text{NaClO} \quad (+1) + x + (-2) = 0 \quad x = +1;$$

$$\text{KClO}_4 \quad (+1) + x + 4(-2) = 0 \quad x = +7;$$

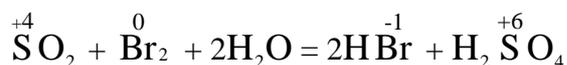
$$\text{HClO}_3 \quad (+1) + x + 3(-2) = 0 \quad x = +5.$$

Степень окисления атома обозначается арабской цифрой со знаком "+" или "-" и ставится над символом химического элемента. Например,  $\overset{+1}{\text{Cl}}_2\text{O}$ ;  $\text{Na}\overset{+1}{\text{Cl}}\text{O}$ ;  $\text{K}\overset{+7}{\text{Cl}}\text{O}_4$ .

**Пример 2.** Какие вещества и за счет каких элементов выполняют роль окислителей и восстановителей в следующих реакциях:



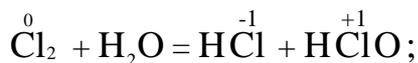
**Решение.** Реакция а) относится к реакциям **межмолекулярного окисления-восстановления**. В веществах реакции находим элементы, которые меняют степень окисления (степень окисления записывается над элементом):



Тогда



Реакция б) относится к реакциям **диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления)**:

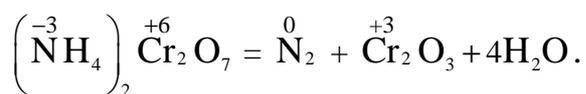


Запишем две полуреакции:



Из полуреакций видно, что  $\text{Cl}_2$  одновременно есть и восстановителем и окислителем.

Реакция в) относится к реакциям **внутримолекулярного окисления-восстановления**:



Запишем две полуреакции:



### **Правила составления уравнений электронного баланса**

При составлении уравнений электронного баланса исходят из того, что:

- а) сумма электронов, которые принимают участие в реакции восстановления, равна сумме электронов, которые принимают участие в реакции окисления;
- б) алгебраическая сумма степеней окисления отдельных атомов в молекуле, равна нулю;
- в) определяют вещества, в которых атомы изменяют свою степень окисления;
- г) записывают уравнения электронного баланса, в которых рассчитывается количество электронов, которые отдает восстановитель и принимает окислитель;
- д) уравнивают число присоединенных и отданных электронов введением множителей, исходя из наименьшего общего кратного для коэффициентов в процессах окисления и восстановления;

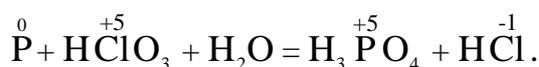
е) найденные коэффициенты подставляют в уравнение реакции перед соответствующими формулами веществ в левой и правой частях;

ж) подбирают коэффициенты для остальных участников реакции.

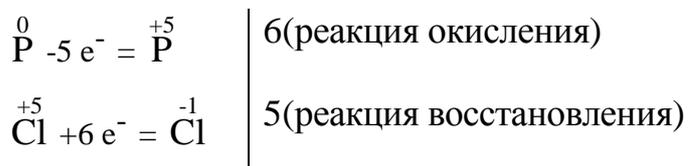
**Пример 3.** Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении реакции:



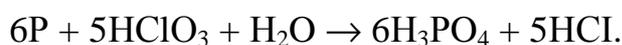
**Решение.** В начале составления уравнения реакции определяем элементы, которые изменили степень окисления, и составляем электронный баланс процессов окисления и восстановления :



Степень окисления изменяют фосфор и хлор. Составляем электронные уравнения:



$\overset{0}{\text{P}}$  – восстановитель;  $\overset{+5}{\text{Cl}}$  – окислитель. Наименьшее общее кратное равно 30. Найденные коэффициенты подставляем в уравнение реакции:



Сравнение левой и правой частей уравнения показывает, что для полного материального баланса в левой части перед  $\text{H}_2\text{O}$  нужно поставить коэффициент 9.

Окончательный вид уравнения:



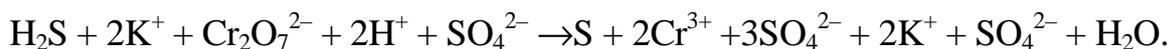
### Составление окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций

**Пример 4.** Методом полуреакций определить стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции:



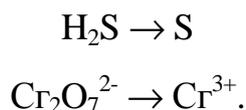
**Решение.** Метод полуреакций основывается на составлении ионных уравнений для процессов окисления и восстановления с дальнейшим их суммированием в общее уравнение, поскольку в растворах электролитов реакции протекают

не между отдельными элементами, а между ионами. Поэтому приведенную выше реакцию нужно записать в следующем виде:



Вещества  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{H}_2\text{O}$  записаны в молекулярной форме, поскольку являются слабыми электролитами.

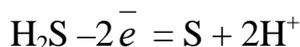
Очевидно, что в растворе (в кислой среде  $\text{H}^+$ ) протекают процессы окисления  $\text{H}_2\text{S}$  в  $\text{S}$  и восстановление  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  в  $\text{Cr}^{3+}$ . Запишем схемы этих реакций:



В правильно составленных реакциях должно иметь место сохранение как числа атомов, так и числа электрических зарядов в исходных веществах и продуктах реакции. Тогда для сохранности материального баланса схема первого уравнения реакции должна иметь следующий вид:



Для уравнивания зарядов надо от левой части схемы уравнения отнять два электрона, после чего стрелку можно заменить знаком равенства:

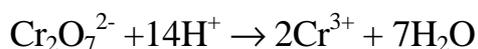


Это первая полуреакция.

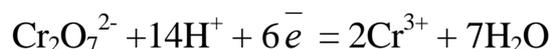
Нужно помнить, что в окислительно-восстановительных реакциях большую роль играет характер среды (кислая, щелочная, нейтральная).

*В кислой среде излишек атомов кислорода в ионе забирается ионами  $\text{H}^+$ , недостаток - компенсируется водой; в щелочной и нейтральной среде излишек кислорода в ионе забирается водой, недостаток - компенсируется  $\text{OH}^-$  ионами.*

Рассмотрим схему второй полуреакции. Поскольку реакция протекает в кислой среде, то схема ее материального баланса будет выглядеть таким образом:

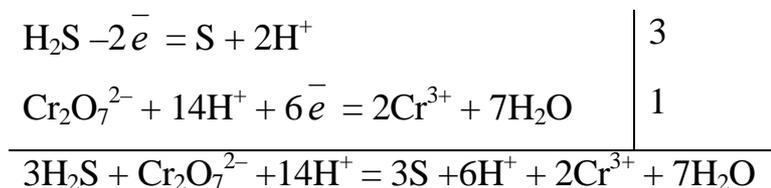


Для уравнивания зарядов левой и правой частей нужно к левой части схемы (заряд +12) прибавить 6 электронов, чтобы это отвечало заряду правой части (+6):

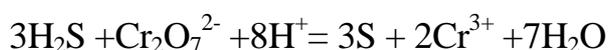


Это вторая полуреакция.

Для составления общего уравнения нужно сложить левые и правые части обоих уравнений, предварительно уравнив количество отданных и принятых электронов, исходя из наименьшего кратного, которое равно 6 :



Подобрав подобные члены ( $\text{H}^+$ ), имеем:



Тогда окончательно молекулярное уравнение имеет вид:



### ЗАДАНИЯ

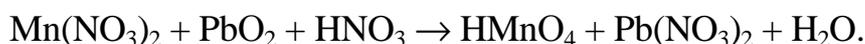
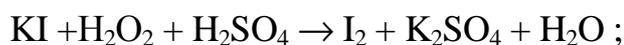
161. Определить степень окисления фосфора в соединениях :  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}_3\text{P}_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ .

162. Какое из приведенных веществ может обнаруживать только окислительные свойства, только восстановительные свойства или те и другие одновременно:  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Cl}_2$ ?

163. Марганец образует ряд соединений:  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ ,  $\text{MnO}$ .

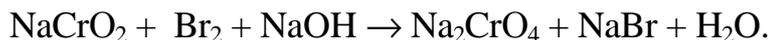
В каких из перечисленных соединений марганец может обнаруживать только восстановительные свойства, только окислительные свойства или те и другие одновременно?

164. С помощью метода электронного баланса определите коэффициенты в уравнениях :



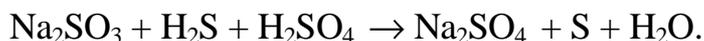
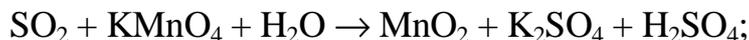
Укажите окислитель и восстановитель.

165. С помощью метода полуреакций определите коэффициенты в уравнениях:



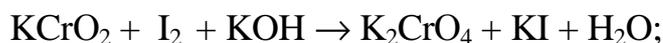
Укажите окислитель и восстановитель.

166. С помощью метода полуреакций расставьте коэффициенты в уравнениях :



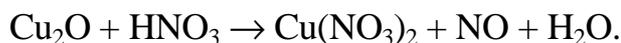
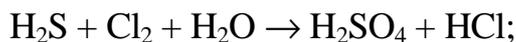
Укажите окислитель и восстановитель.

167. Составьте электронные уравнения и определите стехиометрические коэффициенты реакций:



Укажите окислитель и восстановитель.

168. С помощью метода полуреакций расставьте коэффициенты :



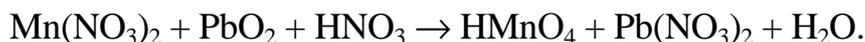
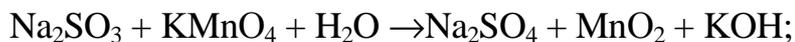
Укажите окислитель и восстановитель.

169. С помощью метода полуреакций уравняйте реакции:



Укажите окислитель и восстановитель.

170. С помощью метода полуреакций уравняйте реакции:



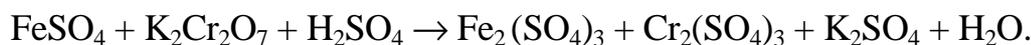
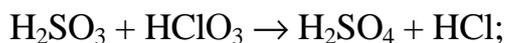
Укажите окислитель и восстановитель.

171. С помощью метода полуреакций уравняйте реакции:

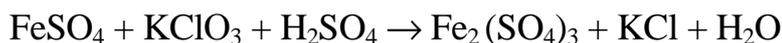


Укажите окислитель и восстановитель.

172. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, укажите окислитель и восстановитель.

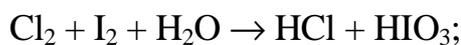


173. С помощью метода полуреакций уравняйте реакции:



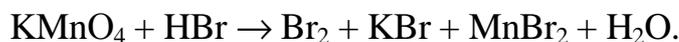
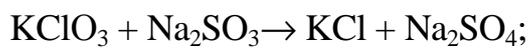
Укажите окислитель и восстановитель.

174. С помощью метода полуреакций уравняйте реакции:



Укажите окислитель и восстановитель.

175. Методом электронного баланса определите коэффициенты в уравнениях реакций, укажите окислитель и восстановитель.

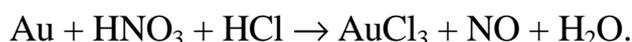
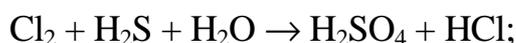


176. С помощью метода полуреакций уравняйте уравнения реакций:



Укажите окислитель и восстановитель.

177. С помощью метода полуреакций уравняйте уравнения реакций:



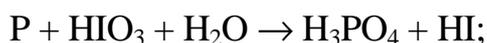
Укажите окислитель и восстановитель.

178. С помощью метода полуреакций уравняйте уравнение реакций:



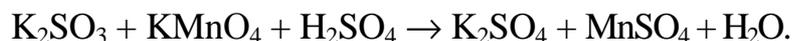
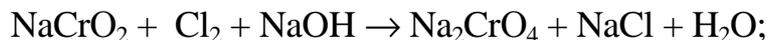
Укажите окислитель и восстановитель.

179. С помощью метода полуреакций расставьте коэффициенты в реакциях:



Укажите окислитель и восстановитель.

180. С помощью метода полуреакций расставьте коэффициенты в реакциях:



Укажите окислитель и восстановитель.

## 10. ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ И ЭЛЕКТРОДВИЖУЩИЕ СИЛЫ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

**Пример 1.** Гальванический элемент составлен из железного и серебряного электродов. Концентрация ионов железа (II) 1 моль/л, ионов серебра 0,01 моль/л. Какой металл является анодом, какой катодом? Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, которая описывает работу данного гальванического элемента, приведите схему работы элемента и рассчитайте ЭДС.

**Решение.** В соответствии с международным соглашением о знаках электродвижущих сил и электродных потенциалов любую электрохимическую систему записывают так: сначала записывается символ металла электрода, потом раствор, который содержит соответствующую соль и находится с ним в контакте, дальше – другой раствор, который находится в контакте со вторым электродом, и, в конце концов, символ металла второго электрода. Символ металла электрода отделяют от символов раствора одной вертикальной чертой, а названия компонентов растворов разделяют двумя вертикальными рисками (при условии, что диффузный потенциал между ними полностью устранен). При обозначении электрохимической системы (гальванического элемента) слева записывают отрицательный электрод, справа - положительный.

Схема данного гальванического элемента:



Определим электродные потенциалы данных металлов при заданных концентрациях. Электродный потенциал металла ( $\phi$ ) зависит от концентрации его ионов в растворе, согласно уравнению Нернста:

$$\phi = \phi^0 + \frac{0,059}{z} \lg c(X),$$

где  $\phi^0$  – стандартный электродный потенциал металла, В;  $z$  – число электронов, которые принимают участие в процессе;  $c(X)$  – молярная концентрация ионов металла в растворе, моль/л. Значения  $\phi^0$  см. в табл. 2 (приложение).

Так для электродных потенциалов железа и серебра:

$$\phi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 + \frac{0,059}{2} \lg 1 = -0,44 \text{ В};$$

$$\phi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,8 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-2} = +0,74 \text{ В}.$$

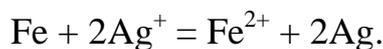
Поскольку железо имеет меньшее значение электродного потенциала, то оно будет анодом, на котором протекает процесс окисления железа  $\text{Fe}^0$  до катиона железа  $\text{Fe}^{2+}$ :



Серебро, потенциал которого выше, чем потенциал железа, будет катодом, на котором протекает процесс восстановления: иона серебра  $\text{Ag}^+$  до металла  $\text{Ag}^0$ .



Уравнение окислительно-восстановительной реакции, которая описывает работу данного гальванического элемента, получим, сложив уравнения анодного (1) и катодного (2) процессов:



Электродвижущая сила (ЭДС) гальванического элемента равна разности потенциалов катода и анода:

$$\text{ЭДС} = \phi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} - \phi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = 0,74 - (-0,44) = 1,18 \text{ В}.$$

**Пример 2.** Гальванический элемент составлен из двух цинковых электродов. Концентрация ионов цинка в растворах равна 0,1 и 0,001 моль/л. Определите

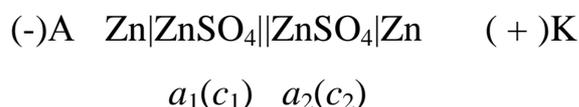
анод и катод гальванического элемента, опишите его работу и рассчитайте ЭДС.

**Решение.** Гальванический элемент, в котором работу электрического тока получают вследствие самопроизвольного выравнивания концентраций между двумя растворами одного и того же электролита, называют концентрационным.

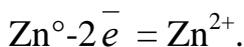
Простейший концентрационный элемент с переносом ионов состоит из двух одноименных электродов, погруженных в растворы электролитов с разной активностью (концентрацией) потенциалопределяющих ионов.

Анодом будет электрод, погруженный в раствор с меньшей концентрацией его ионов, катодом - электрод с большей концентрацией его ионов в растворе.

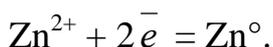
Схема данного гальванического элемента:



Так как  $c_1 < c_2$ , левый электрод зарядится отрицательно, на нем будет происходить процесс растворения цинка:



На катоде идет процесс восстановления ионов цинка и осаждение цинка на электроде:



Суммарный процесс формально можно представить как перенос ионов цинка из более концентрированного раствора (II) в менее концентрированный раствор (I):  $\text{Zn}^{2+}(\text{II}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{I})$ .

Рассчитаем электродные потенциалы анода и катода:

$$\varphi_A = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-3} = -0,85\text{В}.$$

$$\varphi_K = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-1} = -0,79\text{В}.$$

ЭДС гальванического элемента:

$$\text{ЭДС} = \varphi_K - \varphi_A = -0,79 - (-0,85) = 0,06\text{В}.$$

**Пример 3.** Магниевую пластинку погрузили в раствор ее соли. При этом электродный потенциал магния оказался равным  $-2,41\text{В}$ . Рассчитайте концентрацию ионов магния (моль/л).

**Решение.** Подобные задачи решают с помощью уравнения Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{z} \lg c(\text{Mg}^{2+});$$

$$-2,41 = -2,37 + \frac{0,059}{2} \lg c(\text{Mg}^{2+});$$

$$-0,04 = 0,0295 \lg c(\text{Mg}^{2+});$$

$$\lg c(\text{Mg}^{2+}) = -\frac{0,04}{0,0295} = -1,3793;$$

$$c(\text{Mg}^{2+}) = 4,17 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

### ЗАДАНИЯ

181. Опишите работу и рассчитайте ЭДС гальванического элемента, составленного из никелевого и стандартного водородного электродов;  $c(\text{Ni}^{2+}) = 0,01$  моль/л.

182. При какой концентрации ионов  $\text{Fe}^{2+}$  (моль/л) потенциал железного электрода будет на  $0,020\text{В}$  меньше его стандартного электродного потенциала.

183. Увеличится, уменьшится или останется неизменной масса никелевой пластинки при взаимодействии ее с растворами: а)  $\text{CuCl}_2$ ; б)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ , в)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

184. Гальванический элемент составлен из свинцового и водородного электродов с концентрацией ионов  $c(\text{Pb}^{2+}) = 0,1$  моль/л;  $c(\text{H}^+) = 0,01$  моль/л. Составьте схему данного гальванического элемента, напишите уравнение окислительно-восстановительных реакций, рассчитайте его ЭДС.

185. Потенциал серебряного электрода в растворе  $\text{AgNO}_3$  составил 95% от величины его стандартного электродного потенциала. Чему равна концентрация ионов  $\text{Ag}^+$  в моль/л?

186. Составьте схему, напишите уравнение электродных процессов и рассчитайте ЭДС гальванического элемента, составленного из пластин никеля и

магния, погруженных в растворы своих солей с концентрацией  $[Mg^{2+}] = [Ni^{2+}] = 1$  моль/л. изменится ли величина ЭДС, если концентрацию каждого из ионов снизить до 0,01 моль/л?

187. Гальванический элемент составлен из двух железных электродов, погруженных в растворы  $Fe(NO_3)_2$ ;  $c_1(Fe^{2+}) = 0,1$  моль/л;  $c_2(Fe^{2+}) = 0,01$  моль/л. Составьте схему такого элемента, опишите реакции, которые протекают на электродах, рассчитайте его ЭДС.

188. Составьте схему гальванического элемента, в основе которого лежит реакция, которая протекает по уравнению:  $Mn + ZnCl_2 = MnCl_2 + Zn$ .

Напишите электронные уравнения анодного и катодного процессов. Рассчитайте ЭДС элемента, если  $c(Mn^{2+}) = 0,01$  моль/л,  $c(Zn^{2+}) = 0,001$  моль/л.

189. Гальванический элемент составлен из двух свинцовых пластинок, погруженных в растворы  $Pb(NO_3)_2$  с концентрацией ионов свинца  $c_1 = 0,1$  моль/л и  $c_2 = 1$  моль/л. Составьте схему гальванического элемента, опишите реакции, которые протекают в нем. Рассчитайте ЭДС данного элемента.

190. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых кобальт является анодом, а в другом - катодом. Напишите для каждого из этих элементов электронные уравнения реакций, которые протекают на аноде и катоде.

191. Какой гальванический элемент называется концентрационным? Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, который состоит из никелевых электродов, погруженных - первый в 0,01н., второй - в 0,1н. растворы  $NiCl_2$ .

192. Гальванический элемент составлен из железного и медного электродов, погруженных в растворы  $FeCl_2$  и  $CuCl_2$  соответственно  $c(Fe^{2+}) = 0,01$  моль/л,  $c(CuCl_2) = 0,001$  моль/л. Составьте схему, опишите работу и рассчитайте ЭДС такого элемента.

193. Гальванический элемент составлен из двух цинковых электродов, погруженных в растворы  $ZnSO_4$ ;  $c_1(Zn^{2+}) = 0,1$  моль/л;  $c_2(Zn^{2+}) = 0,001$  моль/л. Составьте схему, опишите работу и рассчитайте ЭДС данного элемента.

194. Марганцевый электрод в растворе его соли имеет потенциал  $-1,23$  В. Рассчитайте концентрацию ионов  $Mn^{2+}$  в моль/л.

195. Гальванический элемент составлен из железного и свинцового электродов, погруженных в растворы  $FeSO_4$  и  $PbSO_4$  соответственно  $c(Fe^{2+}) = 0,1$  моль/л;  $c(Pb^{2+}) = 0,001$  моль/л. Составьте схему, опишите работу и рассчитайте ЭДС данного элемента.

196. При каком условии будет работать гальванический элемент, электроды которого сделаны с одного и того же металла? Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, в котором один никелевый электрод опущен в  $0,01M$  раствор, другой никелевый электрод в  $1M$  раствор  $NiCl_2$ .

197. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых цинк был бы анодом, а в другом - катодом. Напишите для каждого из них электронные уравнения анодного и катодного процессов.

198. Цинковая и медная пластины соединены внешним проводником и погружены в раствор серной кислоты. Составьте схему данного гальванического элемента и напишите уравнения полуреакций, которые протекают на аноде и катоде.

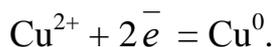
199. Составьте схему, запишите уравнение реакций процессов, которые протекают на аноде и катоде, рассчитайте ЭДС гальванического элемента, который состоит из марганцевой и оловянной пластин, погруженных в растворы их солей с концентрацией  $c(Sn^{2+}) = c(Mn^{2+}) = 0,001$  моль/л. Изменится ли ЭДС этого элемента, если концентрацию каждого из ионов увеличить в одинаковое число раз.

200. Какие химические процессы протекают на электродах при зарядке и разрядке свинцового аккумулятора.

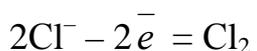
## 11. ЭЛЕКТРОЛИЗ

**Пример 1.** Как происходит электролиз водного раствора  $\text{CuCl}_2$  с инертными (угольными) электродами? Сколько граммов меди выделится на катоде при электролизе указанного раствора на протяжении 2 часов при силе тока 3А?

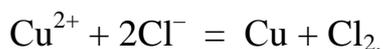
**Решение.** В ряде напряжений медь расположена после водорода ( $\varphi^\circ = +0,34 \text{ В}$ ), поэтому на катоде будут восстанавливаться ионы  $\text{Cu}^{2+}$  и будет выделяться медь:



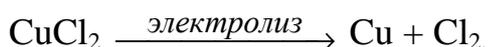
На аноде будут окисляться хлорид-ионы и будет выделяться свободный хлор:



Суммарное уравнение:



или в молекулярной форме:



Массу меди (г), которая выделилась, можно рассчитать согласно объединенному закону Фарадея:

$$m = \frac{M(f_{\text{экв}}(X)X) \cdot I \cdot \tau}{F}, \quad (1)$$

где  $M(f_{\text{экв}}(X)X)$  – молярная масса эквивалента вещества, г/моль;  $I$  – сила тока, А;  $\tau$  – продолжительность электролиза, с;  $F$  – Число Фарадея, равно 96500 Кл/моль.

Фактор эквивалентности меди равен  $\frac{1}{2}$ . Молярная масса эквивалента меди в  $\text{CuCl}_2$  равна  $M(\frac{1}{2}\text{Cu}) = 63,54 \cdot \frac{1}{2} = 31,77 \text{ г/моль}$ .

После подстановки в формулу (1) соответствующих значений параметров, получим:

$$m = \frac{31,77 \cdot 3 \cdot 7200}{96500} = 7,11 \text{ г}.$$

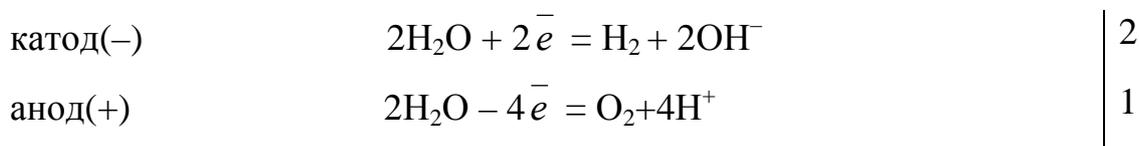
**Пример 2.** Как протекает электролиз водного раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  с инертными электродами? Какой объем газа (н.у.) выделится на аноде при прохождении через раствор тока силой 1А на протяжении 1 часа?

**Решение.** Уравнение диссоциации сульфата натрия:



Поскольку  $\Phi_{\text{Na}^+/\text{Na}}^0 = -2,71\text{В}$ , то катионы  $\text{Na}^+$  не будут восстанавливаться на катоде, а будет восстанавливаться вода; кислородосодержащий анион  $\text{SO}_4^{2-}$  не будет окисляться на аноде, а будет окисляться вода. В прикатодном пространстве среда будет становиться щелочной в связи с накоплением ионов  $\text{Na}^+$  и  $\text{OH}^-$ , а возле анода среда будет подкисляться вследствие образования серной кислоты из ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{SO}_4^{2-}$ .

Уравнения реакций, которые протекают на электродах:



или в окончательном виде  $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ .

Итак, электролиз водного раствора сульфата натрия сводится к электролизу воды, а количество растворенной соли остается неизменной, она лишь создает токопроводящую среду.

Объем кислорода ( $V$ ), который выделился на аноде, может быть найден по формуле

$$V = \frac{I \cdot V(f_{\text{экв}}(\text{газа})_{\text{газ}}) \cdot \tau}{96500},$$

где  $V(f_{\text{экв}}(\text{газа})_{\text{газ}})$  – молярный объем эквивалента газа, который выделился.

Для кислорода  $V(\frac{1}{4}\text{O}_2) = 22,4/4 = 5,6$  л

После подстановки в формулу численных значений, получим:

$$V = \frac{1,5 \cdot 5,6 \cdot 3600}{96500} = 0,31 \text{ л}.$$

**Пример 3.** Рассчитайте, чему равна молярная масса эквивалента металла, если при электролизе раствора хлорида этого металла израсходовано 3880 Кл электричества и на катоде выделяется 11,742 г металла.

**Решение.** Из формулы (1) рассчитаем молярную массу эквивалента металла:

$$M(f_{\text{экв}}(\text{Me})\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot F}{I \cdot \tau} = \frac{11,42 \cdot 96500}{3880} = 29,35 \text{ г/моль},$$

где  $I \cdot \tau = Q = 3880 \text{ Кл}$ .

### ЗАДАНИЯ

201. Составьте схемы электролиза водных растворов  $\text{BaCl}_2$  и  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .

202. Какие процессы происходят возле катода и анода при электролизе водного раствора  $\text{ZnCl}_2$ , если анод угольный и если анод цинковый?

203. При прохождении тока силой 1,5А на протяжении 30 мин. через раствор соли трехвалентного металла на катоде выделилось 1,07 г металла. Определите атомную массу металла.

204. Составьте электронные уравнения процессов, которые происходят на электродах при электролизе водного раствора  $\text{KCl}$  и расплава  $\text{KCl}$ .

205. Какой должна быть сила тока, чтобы при пропускании его через расплав  $\text{MgCl}_2$  на катоде выделилось 6 г магния за 5 часов? Какое количество газа при этом выделится на аноде?

206. Вычислите массу никелевого анода после пропускания тока силой 2,5А на протяжении 45 мин. через раствор никелевой соли, если к началу электролиза масса анода составляла 40 г.

207. Составьте электронные уравнения процессов, которые происходят на электродах при электролизе раствора  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  в случае угольного и алюминиевого анодов.

208. Чему равна сила тока, если при электролизе раствора  $\text{MgCl}_2$  на протяжении 20 мин. на катоде выделилось 8,4 л водорода (н.у.). Рассчитайте массу вещества, которая выделилось на аноде.

209. Сколько времени нужно проводить электролиз разбавленного раствора серной кислоты при силе тока 10А, чтобы получить 2,24 л водорода (н.у.).

210. Определите молярную массу эквивалента олова, если известно, что при силе тока 2,5А з раствора  $\text{SnCl}_2$  за 30 минут выделяется 2,77 г олова.

211. Составьте электронные уравнения процессов, которые происходят на электродах при электролизе раствора  $\text{KNO}_3$ , если анод цинковый.

212. Как протекает электролиз водного раствора  $\text{ZnSO}_4$  с применением электродов из цинка?

213. Электролиз раствора сульфата некоторого металла проводили при силе тока 6А на протяжении 45 минут, вследствие чего на катоде выделилось 5,49 г металла. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

214. Сколько времени проводят электролиз раствора электролита при силе тока

5А, если на катоде выделяется 0,1 эквивалентной массы вещества? Сколько вещества выделится на аноде?

215. Сколько граммов воды разложилось при электролизе раствора  $\text{K}_2\text{SO}_4$  при силе тока 10А на протяжении 3 часов?

216. Составьте электронные уравнения процессов, которые происходят на электродах при электролизе растворов  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{NiSO}_4$ . В обоих случаях анод угольный.

217. Составьте схемы электролиза водного раствора  $\text{CuSO}_4$ , если: а) анод угольный; б) анод медный. Сколько меди растворится на медном аноде при прохождении через раствор тока силой 4А на протяжении 3 часов?

218. Чем отличается электролиз расплава  $\text{NaOH}$  от электролиза его водного раствора? Составьте электронные уравнения процессов, которые происходят при электролизе. Определите массу вещества, которое выделилось на катоде при протекании через расплав  $\text{NaOH}$  тока силой 4А на протяжении 1,5 часов.

219. Составьте электронные уравнения процессов, которые происходят при электролизе раствора  $\text{CuSO}_4$  с цинковым анодом. Рассчитайте уменьшение массы цинкового электрода, если через раствор  $\text{CuSO}_4$  пропустили ток силой 6А на протяжении 2,5 час.

220. Составьте электронные уравнения процессов, которые происходят при электролизе водного раствора  $\text{HCl}$  с угольным анодом.

221. Рассчитайте массу и объем (н.у.) продукта, который образовывается на аноде при пропускании тока силой  $2\text{A}$  на протяжении  $3$  часов.

## 12. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ И МЕТОДЫ ЕЕ УСТРАНЕНИЯ

**Жесткость** обусловлена наличием в воде ионов кальция и магния или их хорошо растворимых солей.

Различают карбонатную (временную) и некарбонатную (постоянную) жесткость воды.

**Карбонатная (временная) жесткость ( $J_{\text{кар.}}$ )** воды обусловлена наличием в воде гидрокарбонатов кальция и магния -  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  и  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ . Карбонатная жесткость называется временной потому, что может быть устранена кипячением.

**Некарбонатная (постоянная) жесткость ( $J_{\text{пост.}}$ )** воды обусловлена солями кальция и магния всех других кислот, кроме угольной (например, хлоридами, сульфатами, нитратами и т.п.). Эта жесткость не может быть устранена кипячением.

Общая жесткость воды равна сумме карбонатной и некарбонатной жесткости воды.

Количественно жесткость воды выражают единицами жесткости. За единицу жесткости принимают жесткость воды в одном литре которой содержится один ммоль эквивалент ионов  $\text{Ca}^{2+}$  или  $\text{Mg}^{2+}$ . Одна единица жесткости отвечает массовой концентрации ионов  $\text{Ca}^{2+}$ , равной  $20,4$  мг/л или ионов  $\text{Mg}^{2+}$ , равной  $12,15$  мг/л.

Форма записи:  $J = 5$  ммоль/л ( $1/2 \text{Ca}^{2+}$ ). На практике более распространенной в применении единицей жесткости воды есть ммоль-экв/л или просто мэкв/л.

Тогда, 5 ммоль/л ( $\frac{1}{2}\text{Ca}^{2+}$ ) = 5 ммоль-экв/л = 5 мэкв/л.

Общая формула для расчета жесткости воды

$$\mathcal{J} = \frac{n(f_{\text{экв}}(\text{X})\text{X}) \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{m(\text{X}) \cdot 1000}{M(f_{\text{экв}}(\text{X})\text{X})V_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ ммоль/л или ммоль-экв/л} \quad (1)$$

где X – ион кальция(магния) или его соль;

$n(f_{\text{экв}}(\text{X})\text{X})$  – количество моль эквивалентов иона или соли;

$f_{\text{экв}}(\text{X})$  – фактор эквивалентности иона или соли;

$m$  – масса иона или соли, г;

$M(f_{\text{экв}}(\text{X})\text{X})$  – молярная масса эквивалента иона или соли, г/ моль;

$V_{\text{H}_2\text{O}}$  – объем воды, л.

Согласно ГОСТ 2874-82 для питьевой воды общая жесткость воды должна быть  $\leq 7$  ммоль-экв/л..

**Пример 1.** В 10 л воды растворено 2,43 г  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  3 г  $\text{MgSO}_4$ . Рассчитайте все виды жесткости воды.

**Решение.** Исходя из условий задачи можно рассчитать: жесткость карбонатную ( $\mathcal{J}_{\text{карб}}$ ), жесткость постоянную ( $\mathcal{J}_{\text{пост}}$ ) и жесткость общую ( $\mathcal{J}_{\text{общ}}$ ).

1. Рассчитаем карбонатную жесткость воды.

Карбонатная жесткость воды ( $\mathcal{J}_{\text{карб}}$ ), обусловлена наличием в воде гидрокарбонатов кальция и магния –  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  и  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ . В данной задаче карбонатная жесткость обусловлена наличием гидрокарбоната кальция. Фактор эквивалентности соли  $f_{\text{экв}}(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = \frac{1}{2}$ . Тогда

$$\mathcal{J}_{\text{карб}} = \frac{m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) \cdot 1000}{M(\frac{1}{2}\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{2,43 \cdot 1000}{81,1 \cdot 10} = 3 \text{ ммоль/л}$$

$$\mathcal{J}_{\text{карб}}(\frac{1}{2}\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 3 \text{ ммоль-экв/л,}$$

где 81,1 г/ моль – молярная масса эквивалента  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , которая рассчитывается

как  $M(\frac{1}{2}\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = M(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) \cdot f_{\text{экв}}(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 162,2 \cdot \frac{1}{2} =$

81,1 г/ моль

2. Рассчитаем постоянную жесткость воды.

Жесткость постоянная (некарбонатная) ( $J_{\text{пост}}$ ) обусловлена содержанием в воде соли  $\text{MgSO}_4$ . Фактор эквивалентности соли  $f_{\text{экв}}(\text{MgSO}_4) = 1/2$ . Тогда

$$J_{\text{пост}} = \frac{m(\text{MgSO}_4) \cdot 1000}{M(1/2 \text{MgSO}_4) \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{3,0 \cdot 1000}{60,1 \cdot 10} = 5 \text{ ммоль/л}$$

$$J_{\text{пост}}(1/2 \text{MgSO}_4) = 5 \text{ ммоль-экв/л}$$

где 60,1 г/моль – молярная масса эквивалента  $\text{MgSO}_4$ , которая рассчитывается как  $M(1/2 \text{MgSO}_4) = M(\text{MgSO}_4) \cdot f_{\text{экв}}(\text{MgSO}_4) = 120,20 \cdot 1/2 = 60,10$  г/моль.

3. Рассчитаем общую жесткость воды:

$$J_{\text{общ}} = J_{\text{кар}} + J_{\text{пост}} = 3 + 5 = 8 \text{ ммоль/л.}$$

**Пример 2.** Сколько граммов  $\text{CaSO}_4$  содержится в 1 м<sup>3</sup> воды, если жесткость воды, обусловленная присутствием этой соли, равна 4 ммоль-экв/л?

**Решение.** Рассчитаем молярную массу эквивалента  $\text{CaSO}_4$ .

Фактор эквивалентности соли  $f_{\text{экв}}(\text{CaSO}_4) = 1/2$ . Тогда

$$M(1/2 \text{CaSO}_4) = M(\text{CaSO}_4) \cdot f_{\text{экв}}(\text{CaSO}_4) = 136,14 \cdot 1/2 = 68,07 \text{ г/моль.}$$

Из уравнения (1) найдем массу сульфата кальция:

$$m(\text{CaSO}_4) = \frac{J \cdot M(1/2 \text{CaSO}_4) \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}}{1000} = \frac{4 \cdot 68,07 \cdot 1000}{1000} = 272,29 \text{ г.}$$

**Пример 3.** Для устранения жесткости воды к 100 л воды прибавили 12 г гашеной извести и 9,5 г кальцинированной соды. Рассчитайте, какая жесткость воды была устранена.

**Решение.** Для устранения жесткости воды используют известково-содовый метод. В этом методе пользуются двумя реагентами – гашеная известь  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и кальцинированная сода  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

Гашеная известь  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  применяется:

- для устранения карбонатной жесткости воды;
- для перевода постоянной магниевой в постоянную кальциевую жесткость воды:



Кальцинированную соду ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) используют для устранения некарбонатной (постоянной) кальциевой жесткости воды:



1. Рассчитаем карбонатную жесткость воды.

Из уравнений (1) и (2) очевидно, что

$n(\frac{1}{2} \text{ гидрокарбонатов}) = n(\frac{1}{2} \text{ Ca}(\text{OH})_2)$ . Тогда, принимая во внимание то, что  $f_{\text{экв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2}$ , а  $M(\frac{1}{2} \text{ Ca}(\text{OH})_2) = \frac{M}{2} = \frac{74}{2} = 37 \text{ г/моль}$ , уравнение (1) приобретает вид

$$J_{\text{кар}} = \frac{n(\frac{1}{2} \text{ Ca}(\text{OH})_2) \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{m(\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot 1000}{M(\frac{1}{2} \text{ Ca}(\text{OH})_2) \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{12 \cdot 1000}{37 \cdot 100} = 3,2 \text{ ммоль-экв/л}$$

2. Рассчитаем некарбонатную жесткость воды.

Из уравнения (4) очевидно, что  $n(\frac{1}{2} \text{ некарбонатов}) = n(\frac{1}{2} \text{ Na}_2\text{CO}_3)$

Тогда, принимая во внимание то, что  $f_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2}$ , а  $M(\frac{1}{2} \text{ Na}_2\text{CO}_3) = \frac{M}{2} = \frac{106}{2} = 53 \text{ г/моль}$ , уравнение (1) приобретает вид

$$J_{\text{некар}} = \frac{n(\frac{1}{2} \text{ Na}_2\text{CO}_3) \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot 1000}{M(\frac{1}{2} \text{ Na}_2\text{CO}_3) \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{9,5 \cdot 1000}{53 \cdot 100} = 1,8 \text{ ммоль-экв/л}$$

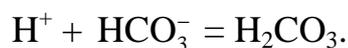
3. Рассчитаем общую жесткость воды, которая была устранена.

$$J_{\text{общ}} = J_{\text{кар}} + J_{\text{пост}} = 3,2 + 1,8 = 5,0 \text{ ммоль-экв/л.}$$

Таким образом, известково-содовым методом было устранено 5 единиц жесткости воды.

**Пример 4.** На титрование 100 мл воды, которая содержит гидрокарбонат кальция, израсходовано 2,5 мл 0,12н. раствор соляной кислоты. Рассчитать карбонатную жесткость воды.

**Решение.** Реакция между соляной кислотой и гидрокарбонат-ионом:



Поскольку факторы эквивалентности ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{HCO}_3^-$  равны единице, то в точке эквивалентности, когда весь гидрокарбонат-ион вступит в реакцию с  $\text{HCl}$ , будет иметь место равенство  $n(\text{H}^+) = n(\text{HCO}_3^-)$  или, исходя из физического смысла молярной концентрации ( $c(\text{X}) = \frac{n(\text{X})}{V_p}$ ), правомерным есть и другое соотношение:

$$c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = c(\text{HCO}_3^-) \cdot V(\text{HCO}_3^-).$$

Тогда молярная концентрация гидрокарбонат-ионов:

$$c(\text{HCO}_3^-) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{HCO}_3^-)} = \frac{0,12 \cdot 2,5}{100} = 0,003 \text{ моль/л}$$

Таким образом, в 1 л исследуемой воды содержится 0,003 моль или 3 ммоль гидрокарбонат - ионов, а поскольку эти анионы связаны в эквивалентном соотношении с ионами кальция и магния, то это означает, что карбонатная жесткость воды также равна 3 ммоль /л.

### ЗАДАНИЯ

221. В 1 м<sup>3</sup> воды содержится 120 г сульфата магния, и 245 г гидрокарбоната кальция. Рассчитайте все виды жесткости воды.

222. Вода, которая содержит только гидрокарбонат магния, имеет жесткость 3,5 ммоль-экв/л. Сколько граммов гидрокарбоната магния содержится в 200 л этой воды?

223. Рассчитайте карбонатную жесткость воды, зная, что для реакции с гидрокарбонатом кальция, который содержится в 200 дм<sup>3</sup> воды, нужно 15 дм<sup>3</sup> 0,08 н. раствора  $\text{HCl}$ .

224. В 1 л воды содержится 36,47 мг ионов магния и 50,1 мг ионов кальция. Чему равна жесткость этой воды?

225. Сколько граммов карбоната натрия нужно прибавить до 400 л воды, чтобы устранить жесткость, равную 3 ммоль-экв/л?

226. Вода, которая содержит только гидрокарбонат кальция, имеет жесткость 7 ммоль-экв/л. Сколько граммов этой соли содержится в 300 л этой воды?

227. Рассчитайте жесткость воды, зная, что в 600 л ее содержится 165,7 г гидрокарбоната кальция и 61,2 г сульфата магния.

228. Для устранения жесткости воды известково-содовым методом к 1 м<sup>3</sup> воды прибавили 100 г гашеной извести и 106 г кальцинированной соды. Рассчитайте все виды жесткости воды. Запишите уравнения реакций.

229. Жесткость воды, в которой растворен только гидрокарбонат кальция, равна 4 ммоль-экв/л. Какой объем 0,1 н. раствора соляной кислоты нужен для реакции с гидрокарбонатом кальция, который содержится в 75 дм<sup>3</sup> этой воды?

230. К 100 л воды прибавили 12,95 г гидроксида кальция. На сколько единиц снизилась карбонатная жесткость воды?

231. Сколько граммов карбоната натрия нужно прибавить к 0,1 м<sup>3</sup> воды, чтобы устранить жесткость, которая равна 4 ммоль-экв/л?

232. Какие ионы нужно удалить из воды, чтобы сделать ее мягкой? Введением каких реагентов можно смягчить воду? Составьте уравнения соответствующих реакций.

233. Чему равна карбонатная жесткость воды, если в 1 л ее содержится 0,292 г гидрокарбоната магния и 0,2025 г гидрокарбоната кальция?

234. Сколько граммов гидроксида кальция нужно прибавить к 275 л воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную 5,5 ммоль-экв/л?

235. Почему жесткость воды, обусловленная присутствием в воде гидрокарбонатов кальция и магния, называется временной? Какие химические реакции будут происходить: а) при кипячении воды, которая содержит гидрокарбонат кальция и магния; б) при добавлении к воде гашеной извести; в) при добав-

лении к воде гидроксида натрия?

236. На титрование 40 мл воды, которая содержит гидрокарбонат кальция, израсходовано 2 мл 0,05 н. раствора соляной кислоты. Рассчитайте карбонатную жесткость воды.

237. Сколько граммов  $K_3PO_4$  нужно прибавить до 500 л воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную 5 ммоль-экв/л?

238. В чем заключается метод ионного обмена для устранения жесткости воды?

239. В 1 л воды содержится 24 мг ионов магния и 58 мг ионов кальция. Рассчитайте общую жесткость воды.

240. Жесткость воды, которая содержит только гидрокарбонат кальция, равна 2 ммоль-экв/л. Определить массу гидрокарбоната кальция в 1 л воды.

### Список литературы

1. Глинка Н.Л. Общая химия. М., 1988.
2. Курс химии. Ч. 1. /Под ред. Г. А. Дмитриева и др. М., 1971.
3. Курс химии. Ч. 2. / Под ред. Л. Ф. Алабышева. М., 1969.
4. Курс химии. Ч. 2./ Под ред. В.А. Киреева. М., 1974.
5. Курс химии. Ч. 2./ Под ред. Г. П. Лучинского и В. И. Семишина.
6. Фролов В. В. Химия. М., 1979.
7. Харин А. Н., Катаев Н. А., Харина Л. Т. Курс химии. М., 1975.
8. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. М., 1981.
9. Левант Г. Э., Райцин Г. А. Практикум по общей химии. М, 1981.
10. Абкин Г. Л. Задачи и упражнения по общей химии. М., 1971.

## Приложения

**Таблица 1.** Стандартные энтальпии образования  $\Delta H_{f,298}^0$  некоторых веществ

Вещество	Состояние	$H_{f,298}^0$ кДж/моль	Вещество	Состояние	$H_{f,298}^0$ кДж/моль
CS <sub>2</sub>	г	+ 115.28	CH <sub>3</sub> OH	г	- 201.17
NO	г	+ 90.37	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	г	- 235.31
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	г	+ 82.93	H <sub>2</sub> O	г(пар)	- 241.83
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	г	+ 52.28	H <sub>2</sub> O	р	- 285.84
H <sub>2</sub> S	г	+ 20.15	CO <sub>2</sub>	г	- 393.51
NH <sub>3</sub>	г	- 46.19	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	т	- 822.10
CH <sub>4</sub>	г	- 74.85	Ca(OH) <sub>2</sub>	т	- 986.50
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	г	- 84.67	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	т	- 1669.80
HCl	г	- 92.31	NH <sub>4</sub> Cl	т	- 315.39
CO	г	- 110.52			

**Таблица 2.** Стандартные электродные потенциалы  $\varphi^0$  некоторых металлов в водных растворах при 25<sup>0</sup>С

Элемент	Электродный процесс	$\varphi^0$ , В
Ag	$Ag^+ + e^- = Ag$	+ 0,80
Co	$Co^{2+} + 2e^- = Co$	- 0,28
Cu	$Cu^{2+} + 2e^- = Cu$	+ 0,34
Fe	$Fe^{2+} + 2e^- = Fe$	- 0,44
H	$2H^+ + 2e^- = H_2$	0
Mg	$Mg^{2+} + 2e^- = Mg$	- 2,36
Mn	$Mn^{2+} + 2e^- = Mn$	- 1,18
Ni	$Ni^{2+} + 2e^- = Ni$	- 0,25
Pb	$Pb^{2+} + 2e^- = Pb$	- 0,13
Sn	$Sn^{2+} + 2e^- = Sn$	- 0,14
Zn	$Zn^{2+} + 2e^- = Zn$	- 0,76

**Таблица вариантов контрольных заданий**

<b>Номер варианта</b>	<b>Номера задач, относящихся к данному варианту</b>
01	1, 21, 41, 61, 81, 101, 121, 141, 161, 181, 201, 221
02	2, 22, 42, 62, 82, 102, 122, 142, 162, 182, 202, 222
03	3, 23, 43, 63, 83, 103, 123, 143, 163, 183, 203, 223
04	4, 24, 44, 64, 84, 104, 124, 144, 164, 184, 204, 224
05	5, 25, 45, 65, 85, 105, 125, 145, 165, 185, 205, 225
06	6, 26, 46, 66, 86, 106, 126, 146, 166, 186, 206, 226
07	7, 27, 47, 67, 87, 107, 127, 147, 167, 187, 207, 227
08	8, 28, 48, 68, 88, 108, 128, 148, 168, 188, 208, 228
09	9, 29, 49, 69, 89, 109, 129, 149, 169, 189, 209, 229
10	10, 30, 50, 70, 90, 110, 130, 150, 170, 190, 210, 230
11	11, 31, 51, 71, 91, 111, 131, 151, 171, 191, 211, 231
12	12, 32, 52, 72, 92, 112, 132, 152, 172, 192, 212, 232
13	13, 33, 53, 73, 93, 113, 133, 153, 173, 193, 213, 233
14	14, 34, 54, 74, 94, 114, 134, 154, 174, 194, 214, 234
15	15, 35, 55, 75, 95, 115, 135, 155, 175, 195, 215, 235
16	16, 36, 56, 76, 96, 116, 136, 156, 176, 196, 216, 236
17	17, 37, 57, 77, 97, 117, 137, 157, 177, 197, 217, 237
18	18, 38, 58, 78, 98, 118, 138, 158, 178, 198, 218, 238
19	19, 39, 59, 79, 99, 119, 139, 159, 179, 199, 219, 239
20	20, 40, 60, 80, 100, 120, 140, 160, 180, 200, 220, 240
21	1, 22, 43, 64, 85, 106, 127, 148, 169, 190, 211, 223
22	2, 23, 44, 65, 86, 107, 128, 149, 170, 191, 212, 224
23	3, 24, 45, 66, 87, 108, 129, 150, 171, 192, 213, 225
24	4, 25, 46, 67, 88, 109, 130, 151, 172, 193, 214, 226
25	5, 26, 47, 68, 89, 110, 131, 152, 173, 194, 215, 227
26	6, 27, 48, 69, 90, 111, 132, 153, 174, 195, 216, 228
27	7, 28, 49, 70, 91, 112, 133, 154, 175, 196, 217, 229
28	8, 29, 50, 71, 92, 113, 134, 155, 176, 197, 218, 230
29	9, 30, 51, 72, 93, 114, 135, 156, 177, 198, 219, 231
30	10, 31, 52, 73, 94, 115, 136, 157, 178, 199, 220, 232
31	11, 32, 53, 74, 95, 116, 137, 158, 179, 200, 201, 221
32	12, 33, 54, 75, 96, 117, 138, 159, 180, 181, 202, 222
33	13, 34, 55, 76, 97, 118, 139, 160, 161, 182, 203, 223
34	14, 35, 56, 77, 98, 119, 140, 141, 162, 183, 204, 224
35	15, 36, 57, 78, 99, 120, 121, 142, 163, 184, 205, 225
36	16, 37, 58, 79, 100, 101, 122, 143, 164, 185, 206, 226
37	17, 38, 59, 80, 81, 102, 123, 144, 165, 186, 207, 227
38	18, 39, 60, 65, 86, 107, 128, 145, 166, 187, 208, 228
39	19, 40, 44, 66, 87, 108, 129, 146, 167, 188, 209, 229
40	20, 23, 45, 67, 88, 109, 130, 147, 168, 189, 210, 230

Номер варианта	Номера задач, относящихся к данному варианту
41	2, 24, 46, 68, 89, 110, 131, 148, 170, 190, 201, 231
42	3, 25, 47, 69, 90, 111, 132, 149, 171, 191, 202, 232
43	4, 26, 48, 70, 91, 112, 133, 150, 172, 192, 203, 233
44	5, 27, 49, 71, 92, 113, 134, 151, 173, 193, 204, 234
45	6, 28, 50, 72, 93, 114, 135, 152, 174, 194, 205, 235
46	7, 29, 51, 73, 94, 115, 136, 153, 175, 195, 206, 236
47	8, 30, 52, 74, 95, 116, 137, 154, 176, 196, 207, 237
48	9, 31, 53, 75, 96, 117, 138, 155, 177, 197, 208, 238
49	10, 32, 54, 76, 97, 118, 139, 156, 178, 198, 209, 239
50	11, 33, 55, 77, 98, 119, 140, 157, 179, 199, 210, 240
51	12, 34, 56, 78, 99, 120, 122, 158, 180, 200, 211, 221
52	13, 35, 57, 79, 100, 103, 121, 159, 169, 182, 212, 222
53	14, 36, 58, 80, 85, 104, 123, 160, 161, 183, 213, 223
54	15, 37, 59, 61, 84, 105, 124, 141, 162, 184, 214, 224
55	16, 38, 60, 62, 83, 106, 125, 143, 163, 185, 215, 225
56	17, 33, 41, 63, 82, 101, 126, 142, 164, 186, 216, 226
57	18, 40, 42, 61, 81, 102, 127, 144, 165, 187, 217, 227
58	19, 21, 43, 62, 87, 103, 128, 145, 166, 188, 218, 228
59	20, 22, 41, 63, 88, 104, 129, 146, 167, 189, 219, 229
60	1, 24, 42, 64, 89, 105, 130, 147, 168, 190, 220, 230
61	3, 25, 43, 65, 90, 106, 131, 148, 169, 191, 201, 231
62	4, 26, 44, 66, 91, 107, 132, 149, 170, 192, 202, 232
63	5, 27, 45, 67, 92, 108, 133, 150, 171, 193, 203, 233
64	6, 28, 46, 68, 93, 109, 134, 151, 172, 194, 204, 234
65	7, 29, 47, 69, 94, 110, 135, 152, 173, 195, 205, 235
66	8, 30, 48, 70, 95, 111, 136, 153, 174, 196, 206, 236
67	9, 31, 49, 71, 96, 112, 137, 154, 175, 197, 207, 237
68	10, 32, 50, 72, 97, 113, 138, 155, 176, 198, 208, 238
69	11, 33, 51, 73, 98, 114, 139, 156, 177, 199, 209, 239
70	12, 34, 52, 74, 99, 115, 140, 157, 178, 200, 210, 240
71	13, 35, 53, 75, 100, 116, 121, 158, 179, 181, 211, 221
72	14, 36, 54, 76, 86, 117, 122, 159, 180, 182, 212, 222
73	15, 37, 55, 77, 85, 118, 123, 160, 162, 183, 213, 223
74	16, 38, 56, 78, 84, 119, 124, 142, 161, 184, 214, 224
75	17, 39, 57, 79, 83, 120, 125, 141, 163, 185, 215, 225
76	18, 40, 58, 80, 82, 101, 126, 143, 164, 186, 216, 226
77	19, 23, 59, 61, 81, 102, 127, 144, 165, 187, 217, 227
78	20, 21, 60, 62, 100, 103, 128, 145, 166, 188, 218, 228
79	4, 22, 51, 63, 99, 104, 129, 146, 167, 189, 219, 229
80	5, 23, 52, 64, 98, 105, 130, 147, 168, 190, 220, 230
81	6, 24, 53, 65, 97, 106, 131, 148, 169, 191, 221, 231

<b>Номер варианта</b>	<b>Номера задач, относящихся к данному варианту</b>
<b>82</b>	<b>7, 25, 54, 66, 96, 107, 132, 149, 170, 192, 222, 232</b>
<b>83</b>	<b>8, 26, 55, 67, 95, 108, 133, 150, 171, 193, 213, 233</b>
<b>84</b>	<b>9, 27, 56, 68, 94, 109, 134, 151, 172, 194, 214, 234</b>
<b>85</b>	<b>10, 28, 57, 69, 93, 110, 135, 152, 173, 195, 215, 235</b>
<b>86</b>	<b>11, 29, 58, 70, 93, 111, 136, 153, 174, 196, 216, 236</b>
<b>87</b>	<b>12, 30, 59, 71, 92, 112, 137, 154, 175, 197, 217, 237</b>
<b>88</b>	<b>13, 31, 60, 72, 90, 113, 138, 155, 176, 198, 218, 238</b>
<b>89</b>	<b>14, 32, 41, 73, 89, 114, 139, 156, 177, 199, 219, 239</b>
<b>90</b>	<b>15, 33, 42, 74, 88, 115, 140, 157, 178, 200, 220, 240</b>
<b>91</b>	<b>16, 34, 43, 75, 87, 116, 131, 158, 179, 181, 201, 221</b>
<b>92</b>	<b>17, 35, 44, 76, 86, 117, 132, 159, 180, 182, 202, 222</b>
<b>93</b>	<b>18, 36, 45, 77, 85, 118, 133, 140, 161, 183, 203, 223</b>
<b>94</b>	<b>19, 37, 46, 78, 84, 119, 134, 141, 162, 184, 204, 224</b>
<b>95</b>	<b>20, 38, 47, 79, 83, 120, 135, 142, 163, 185, 205, 225</b>
<b>96</b>	<b>1, 39, 48, 80, 82, 110, 136, 143, 164, 186, 206, 226</b>
<b>97</b>	<b>2, 40, 49, 61, 81, 111, 137, 144, 165, 187, 207, 227</b>
<b>98</b>	<b>3, 24, 50, 62, 100, 112, 138, 145, 166, 188, 208, 228</b>
<b>99</b>	<b>4, 25, 51, 63, 99, 113, 139, 146, 167, 189, 209, 229</b>
<b>100</b>	<b>5, 26, 52, 64, 98, 114, 140, 147, 168, 190, 210, 230</b>

## Содержание

Стр.

1. Основные понятия и законы химии .....	4
2. Строение атома .....	19
3. Химическая связь и строение молекул .....	24
4. Термохимия .....	29
5. Химическая кинетика и равновесие .....	33
6. Растворы. Способы выражения концентрации растворов .....	39
7. Свойства растворов неэлектролитов и электролитов .....	50
8. Электролитическая диссоциация. Обменные реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей .....	55
9. Окислительно-восстановительные реакции .....	60
10. Электродные потенциалы и электродвижущие силы. Гальванический элемент .....	68
11. Электролиз .....	74
12. Жесткость воды и методы ее устранения .....	78
13. Приложение .....	86
14. Список литературы .....	85
15. Таблица вариантов контрольных задач .....	87

## Учебное издание

Методические указания к выполнению контрольных работ по дисциплине "Химия" (для студентов 1 – 3 курсов заочной формы обучения направлений 6.060101 – "Строительство", 6.050701 – "Электротехника и электротехнологии", 6.050702 – "Электромеханика", 6.070101 – "Транспортные технологии (по видам транспорта)", 6.030601 – "Менеджмент"), по дисциплине "Химия". Модуль 1. "Общая химия" (для студентов 1 – 3 курсов заочной формы обучения направления 6.060103 – "Гидротехника (водные ресурсы)), по дисциплине "Химия". Модуль 1. "Общая и неорганическая химия" (для студентов 1 – 3 курсов заочной формы обучения направления 6.040106 – "Экология, охрана окружающей среды и сбалансированное природопользование")

Составители: Сергей Васильевич Волювач,  
Игорь Иванович Игнатов,  
Инна Сергеевна Зайцева,  
Ольга Алексеевна Мураева,  
Наталья Владимировна Мокрицкая,  
Татьяна Павловна Нат,  
Сергей Викторович Нестеренко,  
Татьяна Дмитриевна Панаева

Редактор О. С. Кравцова

План 2009, поз. 165М

---

Подп. к печати 30.03.09	Формат 60×84 1/16	Бумага офисная
Печать на резографе	Условн.- печ. листов. 4,0	Обл.- вид. лист. 4,5
Заказ. №	Тираж 50 экз.	

---

61002, Харьков, ХНАГХ, ул. Революции, 12

---

Сектор оперативной полиграфии ЦНИТ ХНАГХ

61002, Харьков, ул. Революции, 12